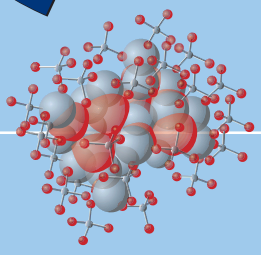
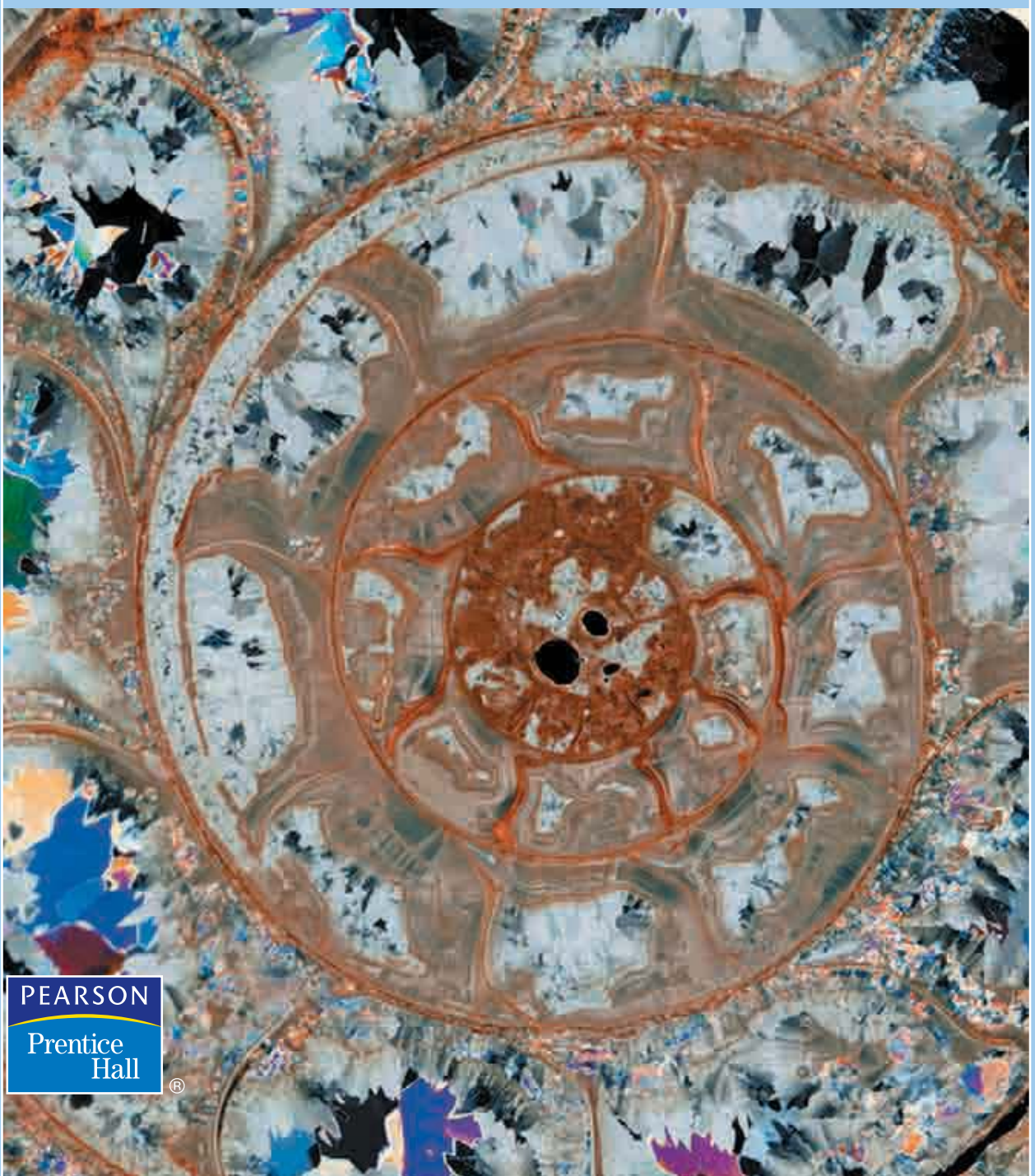
Química

Segunda edición

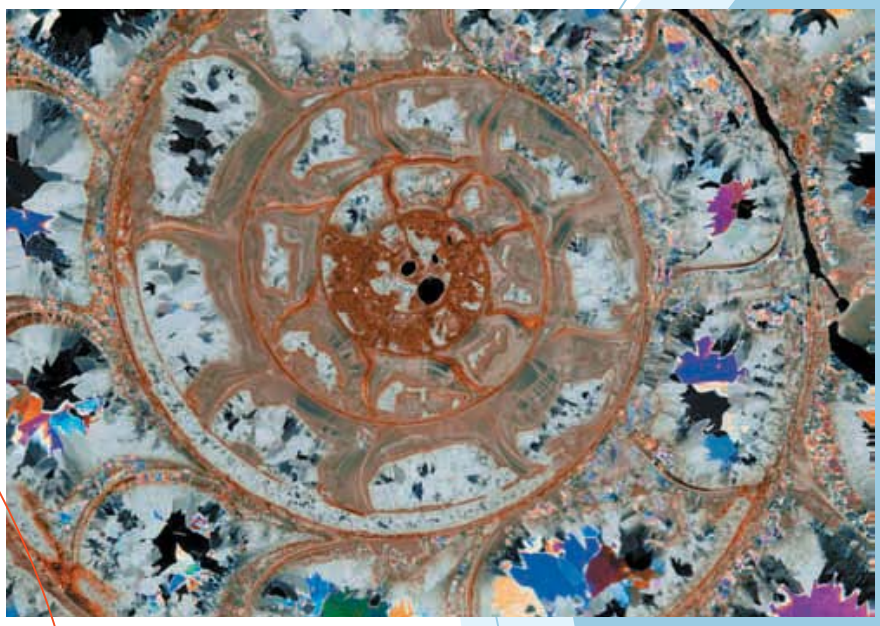


Timberlake • Timberlake



PEARSON
Prentice Hall ®

Química



SEGUNDA EDICIÓN

Karen C. Timberlake
Los Angeles Valley College

William Timberlake
Los Angeles Harbor College

Traducción

Víctor Campos Olguín
Traductor profesional

Revisión técnica

M. en C. Verónica Garduño García
Facultad de Química
Universidad Nacional Autónoma de México

PEARSON Educación ®

México • Argentina • Brasil • Colombia • Costa Rica • Chile • Ecuador
España • Guatemala • Panamá • Perú • Puerto Rico • Uruguay • Venezuela

Datos de catalogación bibliográfica

Karen C. Timberlake

Química
Segunda edición

PEARSON EDUCACIÓN, México, 2008

ISBN: 978-970-26-1224-7
Área: Ciencias

Formato: 21 × 27 cm Páginas: 752

Authorized translation from the English Language edition, entitled *Basic Chemistry, Second Edition* by *Karen C. Timberlake and William Timberlake*, published by Pearson Education Inc., publishing as PRENTICE HALL INC., Copyright ©2008. All rights reserved.
ISBN 0-8053-4469-1

Traducción autorizada de la obra titulada *Basic Chemistry, Segunda edición,* de Karen C. Timberlake y William Timberlake, publicada originalmente en inglés por Pearson Education Inc., publicada como PRENTICE HALL INC., Copyright ©2008. Todos los derechos reservados.

Esta edición en español es la única autorizada.

Edición en español
Editor: Enrique Quintanar Duarte
e-mail: enrique.quintanar@pearsoned.com
Editor de desarrollo: Felipe Hernández Carrasco
Supervisor de producción: Juan José García Guzmán

Edición en inglés

Vice President and Editorial Director, ECS: *Marcia J. Horton*
Acquisitions Editor: *Tacy Quinn*
Associate Editor: *Dee Bernhard*
Managing Editor: *Scott Disanno*
Media Editor: *David Alick*
Marketing Manager: *Tim Galligan*
Production Editor: *Craig Little*
Media Project Manager: *Rich Barnes*
Director of Creative Services: *Paul Belfanti*
Creative Director: *Juan Lopez*
Art Director: *Jonathan Boylan*
Interior Designer: *Kenny Beck*
Cover Designer: *Jonathan Boylan*
Art Editor: *Xiaohong Zhu*
Manufacturing Manager: *Alexis Heydt-Long*
Manufacturing Buyer: *Lisa McDowell*

SEGUNDA EDICIÓN, 2008

D.R. © 2008 por Pearson Educación de México, S.A. de C.V.
Atlacomulco 500 5º piso
Col. Industrial Atoto
53519 Naucalpan de Juárez, Estado de México

Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana. Reg. Núm. 1031

Prentice Hall es una marca registrada de Pearson Educación de México, S.A. de C.V.

Reservados todos los derechos. Ni la totalidad ni parte de esta publicación pueden reproducirse, registrarse o transmitirse, por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni por ningún medio, sea electrónico, mecánico, fotoquímico, magnético o electroóptico, por fotocopia, grabación o cualquier otro, sin permiso previo por escrito del editor.

El préstamo, alquiler o cualquier otra forma de cesión de uso de este ejemplar requerirá también la autorización del editor o de sus representantes.

ISBN 10: 970-26-1224-1
ISBN 13: 978-970-26-1224-7

PEARSON Educación ®

Impreso en México. *Printed in Mexico*.
1 2 3 4 5 6 7 8 9 0 - 12 11 10 09 08

Contenido breve



1 La química en nuestra vida 1
2 Mediciones 17
3 Materia y energía 57
4 Átomos y elementos 93
5 Nombres y fórmulas de compuestos 127
6 Cantidades químicas 163
7 Reacciones químicas 197
8 Cantidades químicas en reacciones 225
9 Estructura electrónica y tendencias periódicas 253
10 Estructura molecular: sólidos y líquidos 289
11 Gases 333
12 Soluciones 375
13 Equilibrio químico 411
14 Ácidos y bases 453
15 Oxidación-reducción: transferencia de electrones 503
16 Radiación nuclear 543
17 Química orgánica 581
18 Bioquímica 645

Contenido

1 La química en nuestra vida 1

1.1 Química y químicos 3
1.2 Método científico: pensar como científico 5

NOTA QUÍMICA
Primeros químicos: Los alquimistas 7

NOTA QUÍMICA
DDT: Buen pesticida, mal pesticida 9

1.3 Plan de estudio para aprender química 10
Mapa conceptual 13
Repaso del capítulo 13
Términos clave 13
Comprensión de conceptos 14
Preguntas y problemas adicionales 14
Preguntas de desafío 15
Respuestas 15



2 Mediciones 17

2.1 Unidades de medición 18
2.2 Notación científica 21
2.3 Números medidos y cifras significativas 24
2.4 Cifras significativas en cálculos 27
2.5 Prefijos y equivalencias 31

NOTA QUÍMICA
Toxicología y valoración riesgo-beneficio 34

2.6 Escritura de factores de conversión 35
2.7 Resolución de problemas 40
2.8 Densidad 47
Mapa conceptual 51
Repaso del capítulo 51
Términos clave 52
Comprensión de conceptos 52
Preguntas y problemas adicionales 53
Preguntas de desafío 54
Respuestas 55



3 Materia y energía 57

3.1 Clasificación de la materia 58
3.2 Propiedades de la materia 62
3.3 Temperatura 66

NOTA QUÍMICA
Calentamiento global 67

NOTA QUÍMICA
Variación en la temperatura corporal 71

3.4 Energía 72
3.5 Calor específico 76

NOTA QUÍMICA
Energía y nutrición 82

Mapa conceptual 85
Repaso del capítulo 85
Términos clave 86
Comprensión de conceptos 86

Preguntas y problemas adicionales 87
Preguntas de desafío 88
Respuestas 89

Combinación de ideas de los capítulos 1–3 91

4 Átomos y elementos 93

4.1 Elementos y símbolos 94
4.2 La tabla periódica 96
NOTA QUÍMICA
Toxicidad del mercurio 101
4.3 El átomo 103
NOTA QUÍMICA
Elementos esenciales para la salud 104
4.4 Número atómico y número de masa 107
4.5 Isótopos y masa atómica 110
4.6 Niveles energéticos del electrón 113
Mapa conceptual 119
Repaso del capítulo 120
Términos clave 120
Comprensión de conceptos 121
Preguntas y problemas adicionales 122
Preguntas de desafío 124
Respuestas 124



5 Nombres y fórmulas de compuestos 127

5.1 Regla del octeto y los iones 128
NOTA QUÍMICA
Algunos usos de los gases nobles 129
NOTA QUÍMICA
Algunos iones importantes en el cuerpo 132
5.2 Compuestos iónicos 133
5.3 Nomenclatura y escritura de fórmulas iónicas 136
5.4 Iones poliatómicos 141
NOTA QUÍMICA
Iones en huesos y dientes 144
5.5 Compuestos covalentes y sus nombres 148
Mapa conceptual 155
Repaso del capítulo 155
Términos clave 156
Comprensión de conceptos 156
Preguntas y problemas adicionales 157
Preguntas de desafío 158
Respuestas 159

6 Cantidades químicas 163

6.1 Masa atómica y masa fórmula 164
6.2 El mol 169
6.3 Masa molar 173
6.4 Cálculos con el uso de masa molar 176
6.5 Composición porcentual y fórmulas empíricas 179
NOTA QUÍMICA
Química de fertilizantes 181
6.6 Fórmulas moleculares 185
Mapa conceptual 189
Repaso del capítulo 189
Términos clave 189
Comprensión de conceptos 190
Preguntas y problemas adicionales 190
Preguntas de desafío 192
Respuestas 193

Combinación de ideas de los capítulos 4–6 195



7 Reacciones químicas 197

7.1 Reacciones químicas 198
7.2 Ecuaciones químicas 201
7.3 Balanceo de ecuaciones químicas 203
7.4 Tipos de reacciones 207
NOTA QUÍMICA
Esmog y preocupación por la salud 213
7.5 Energía en reacciones químicas 214
NOTA QUÍMICA
Paquetes calientes y paquetes fríos 217
Mapa conceptual 218
Repaso del capítulo 218
Términos clave 219
Comprensión de conceptos 219
Preguntas y problemas adicionales 221
Preguntas de desafío 222
Respuestas 223

8 Cantidades químicas en reacciones 225

8.1 Relaciones molares en ecuaciones químicas 226
8.2 Cálculos de masa para reacciones 231
8.3 Reactivos limitantes 235
8.4 Rendimiento porcentual 242
Mapa conceptual 244
Repaso del capítulo 244
Términos clave 244
Comprensión de conceptos 245
Preguntas y problemas adicionales 247
Preguntas de desafío 248
Respuestas 248
Combinación de ideas de los capítulos 7 y 8 250



9 Estructura electrónica y tendencias periódicas 253

9.1 Radiación electromagnética 254
NOTA QUÍMICA
Reacciones biológicas debido a la luz UV 258
9.2 Espectros atómicos y niveles de energía 258
9.3 Niveles de energía, subniveles y orbitales 262
9.4 Escritura de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas 265
9.5 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica 271
9.6 Tendencias periódicas de los elementos 275
Mapa conceptual 282
Repaso del capítulo 282
Términos clave 283
Comprensión de conceptos 283
Preguntas y problemas adicionales 284
Preguntas de desafío 286
Respuestas 286

10 Estructura molecular: sólidos y líquidos 289

10.1 Configuración electrónica de compuestos iónicos 290
10.2 Fórmulas punto electrón 292
10.3 Formas de moléculas o iones (teoría TRPECV) 298
10.4 Electronegatividad y polaridad 303
10.5 Fuerzas atractivas en compuestos 308
10.6 Materia y cambios de estado 311
NOTA QUÍMICA
Vapor que quema 316
Mapa conceptual 322
Repaso del capítulo 322
Términos clave 323
Comprensión de conceptos 324
Preguntas y problemas adicionales 325
Preguntas de desafío 327
Respuestas 327
Combinación de ideas de los capítulos 9 y 10 331

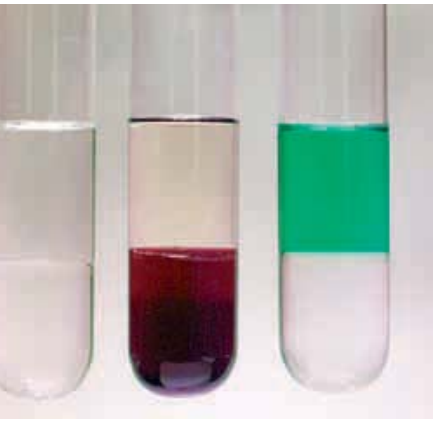
11 Gases 333

11.1 Propiedades de los gases 334
NOTA QUÍMICA
Medición de la presión sanguínea 337
11.2 Presión de gas 338
NOTA QUÍMICA
Cámaras hiperbáricas 340

11.3 Presión y volumen (ley de Boyle) 341
NOTA QUÍMICA
Relación presión-volumen en la respiración 343
11.4 Temperatura y volumen (ley de Charles) 345
11.5 Temperatura y presión (ley de Gay-Lussac) 347
11.6 La ley de los gases combinada 349
11.7 Volumen y moles (ley de Avogadro) 351
11.8 La ley de los gases ideales 356
11.9 Leyes de gases y reacciones químicas 360
11.10 Presiones parciales (ley de Dalton) 363
NOTA QUÍMICA
Gases en la sangre 367
Mapa conceptual 368
Repaso del capítulo 369
Términos clave 369
Comprensión de conceptos 370
Preguntas y problemas adicionales 371
Preguntas de desafío 372
Respuestas 373

12 Soluciones 375

12.1 Soluciones 376
12.2 Electrolitos y no electrolitos 380
12.3 Solubilidad 382
NOTA QUÍMICA
Gota y cálculos renales: un problema de saturación en los fluidos corporales 390
12.4 Concentración porcentual 391
12.5 Molaridad y diluciones 394
12.6 Soluciones en reacciones químicas 400
Mapa conceptual 404
Repaso del capítulo 404
Términos clave 405
Comprensión de conceptos 405
Preguntas y problemas adicionales 407
Preguntas de desafío 408
Respuestas 408



13 Equilibrio químico 411

13.1 Velocidad de reacciones 413
NOTA QUÍMICA
Convertidores catalíticos 417
13.2 Equilibrio químico 417
13.3 Constantes de equilibrio 420
13.4 Uso de constantes de equilibrio 425
13.5 Cambio en las condiciones de equilibrio: el principio de Le Châtelier 430
NOTA QUÍMICA
Equilibrio oxígeno-hemoglobina e hipoxia 434
NOTA QUÍMICA
Homeostasis: regulación de la temperatura corporal 440
13.6 Equilibrio en soluciones saturadas 441
Mapa conceptual 446
Repaso del capítulo 446
Términos clave 447
Comprensión de conceptos 447
Preguntas y problemas adicionales 448
Preguntas de desafío 449
Respuestas 450

14 Ácidos y bases 453

14.1 Ácidos y bases 454
14.2 Ácidos y bases Brønsted-Lowry 457
14.3 Fuerza de ácidos y bases 461
14.4 Constantes de disociación 464
14.5 Ionización del agua 467
14.6 La escala pH 470
NOTA QUÍMICA
Ácido estomacal, HCl 476
NOTA QUÍMICA
Lluvia ácida 477
14.7 Reacciones de ácidos y bases 478
NOTA QUÍMICA
Antiácidos 481
14.8 Volumetría ácido-base 482
14.9 Propiedades ácido-base de soluciones salinas 484
14.10 Amortiguadores 488
NOTA QUÍMICA
Amortiguadores en la sangre 491
Mapa conceptual 492
Repaso del capítulo 492
Términos clave 493
Comprensión de conceptos 493
Preguntas y problemas adicionales 494
Preguntas de desafío 495
Respuestas 495
Combinación de ideas de los capítulos 11–14 499

15 Oxidación-reducción: transferencia de electrones 503

15.1 Oxidación y reducción 504
15.2 Números de oxidación 508
15.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción 514
15.4 Energía eléctrica a partir de reacciones de oxidación-reducción 520
NOTA QUÍMICA
Corrosión: oxidación de metales 524
NOTA QUÍMICA
Celdas de combustible: energía limpia para el futuro 527
15.5 Reacciones de oxidación-reducción que requieren energía eléctrica 528
Mapa conceptual 532
Repaso del capítulo 533
Términos clave 533
Comprensión de conceptos 534
Preguntas y problemas adicionales 535
Preguntas de desafío 537
Respuestas 537



16 Radiación nuclear 543

16.1 Radiactividad natural 544
NOTA QUÍMICA
Efectos biológicos de la radiación 546
16.2 Ecuaciones nucleares 548
NOTA QUÍMICA
Radón en nuestros hogares 550
16.3 Medición de radiación 557
NOTA QUÍMICA
Radiación y alimentos 559
16.4 Vida media de un radioisótopo 561
NOTA QUÍMICA
Datación de objetos antiguos 564
16.5 Aplicaciones médicas usando radiactividad 565
16.6 Fisión y fusión nucleares 567
NOTA QUÍMICA
Plantas nucleares 571
Mapa conceptual 572
Repaso del capítulo 572
Términos clave 573
Comprensión de conceptos 573
Preguntas y problemas adicionales 574
Preguntas de desafío 575
Respuestas 576

Combinación de ideas de los capítulos 15 y 16 578



17 Química orgánica 581

17.1 Compuestos orgánicos 582
17.2 Alcanos 585
NOTA QUÍMICA
Petróleo crudo 592
NOTA QUÍMICA
Combustión incompleta 593
17.3 Grupos funcionales 595
17.4 Alquenos y alquinos 598
NOTA QUÍMICA
Feromonas en la comunicación de los insectos 600
NOTA QUÍMICA
Hidrogenación de grasas insaturadas 601
17.5 Polímeros 602
17.6 Compuestos aromáticos 605
NOTA QUÍMICA
Algunos compuestos aromáticos comunes 606
17.7 Alcoholes y éteres 607
NOTA QUÍMICA
Algunos alcoholes y fenoles importantes 610
NOTA QUÍMICA
Oxidación de alcohol en el cuerpo 613
17.8 Aldehídos y cetonas 615
NOTA QUÍMICA
Algunos aldehídos y cetonas importantes 618

17.9 Ácidos carboxílicos y ésteres 619

NOTA QUÍMICA
Alfahidroxiácidos 622

NOTA QUÍMICA
Ácido salicílico y aspirina 624

17.10 Aminas y amidas 626

NOTA QUÍMICA
Aminas en la salud y la medicina 627

NOTA QUÍMICA
Alcaloides: aminas en plantas 628

Mapa conceptual 631
Repaso del capítulo 631
Resumen de nomenclatura 633
Resumen de reacciones 634
Términos clave 634
Comprensión de conceptos 635
Preguntas y problemas adicionales 637
Preguntas de desafío 639
Respuestas 640



18 Bioquímica 645

18.1 Carbohidratos 646

NOTA QUÍMICA
Hiperglucemia e hipoglucemia 648

18.2 Disacáridos y polisacáridos 651

NOTA QUÍMICA
¿Cuán dulce es mi edulcorante? 654

18.3 Lípidos 658

NOTA QUÍMICA
Ácidos grasos Omega-3 en aceites de pescado 660

NOTA QUÍMICA
Olestra: un sustituto graso 663

NOTA QUÍMICA
Ácidos grasos trans e hidrogenación 665

18.4 Proteínas 667

18.5 Estructura de proteínas 671

NOTA QUÍMICA
Estructura de las proteínas y enfermedad de las vacas locas 673

NOTA QUÍMICA
Aminoácidos esenciales 674

18.6 Proteínas como enzimas 678

18.7 Ácidos nucleicos 680

18.8 Síntesis de proteínas 686

Mapa conceptual 690
Repaso del capítulo 690
Términos clave 691
Comprensión de conceptos 693
Preguntas y problemas adicionales 694
Preguntas de desafío 699
Respuestas 696

Combinación de ideas de los capítulos 17 y 18 699

Apéndices A-1
Créditos C-1
Glosario/Índice I-1



Aplicaciones y Actividades



NOTAS QUÍMICAS

Primeros químicos: Los alquimistas 7
DDT: Buen pesticida, mal pesticida 9
Toxicología y valoración riesgo-beneficio 34
Calentamiento global 67
Variación en la temperatura corporal 71
Energía y nutrición 82
Toxicidad del mercurio 101
Elementos esenciales para la salud 104
Algunos usos de los gases nobles 129
Algunos iones importantes en el cuerpo 132
Iones en huesos y dientes 144
Química de fertilizantes 181
Esmog y preocupación por la salud 213
Paquetes calientes y paquetes fríos 217
Reacciones biológicas debido a la luz UV 258
Vapor que quema 316
Medición de la presión sanguínea 337
Cámaras hiperbáricas 340
Relación presión-volumen en la respiración 343
Gases en la sangre 367
Gota y cálculos renales: un problema de saturación en los fluidos corporales 390
Convertidores catalíticos 417
Equilibrio oxígeno-hemoglobina e hipoxia 434
Homeostasis: regulación de la temperatura corporal 440
Ácido estomacal, HCl 476
Lluvia ácida 477
Antiácidos 481
Amortiguadores en la sangre 491
Corrosión: oxidación de metales 524
Celdas de combustible: energía limpia para el futuro 527
Efectos biológicos de la radiación 546
Radón en nuestros hogares 550
Radiación y alimentos 559
Datación de objetos antiguos 564
Plantas nucleares 571
Petróleo crudo 592
Combustión incompleta 593
Feromonas en la comunicación de los insectos 600
Hidrogenación de grasas insaturadas 601
Algunos compuestos aromáticos comunes 606
Algunos alcoholes y fenoles importantes 610
Oxidación de alcohol en el cuerpo 613
Algunos aldehídos y cetonas importantes 618
Alfahidroxiácidos 622
Ácido salicílico y aspirina 624
Aminas en la salud y la medicina 627
Alcaloides: aminas en plantas 628
Hiperglucemia e hipoglucemia 648
¿Cuán dulce es mi edulcorante? 654
Ácidos grasos Omega-3 en aceites de pescado 660
Olestra: un sustituto graso 663
Ácidos grasos trans e hidrogenación 665
Estructura de las proteínas y enfermedad de las vacas locas 673
Aminoácidos esenciales 674

ENFOQUE PROFESIONAL

Toxicólogo forense 42
Geólogo 143

GUÍA PARA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Usando factores de conversión 40
Usando densidad 48
Cálculo de densidad 49
Usando calor específico 78
Nombrar compuestos iónicos con metales que forman un solo ión 136
Nomenclatura de compuestos iónicos con iones metálicos con carga variable 138
Escribir fórmulas a partir del nombre de un compuesto iónico 139
Nombrar compuestos iónicos con iones poliatómicos 146

Guía para nombrar compuestos covalentes con dos no metales 152
Escribir fórmulas para compuestos covalentes 152
Calcular la masa molar 174
Convertir moles a gramos 177
Convertir gramos a partículas 178
Calcular composición porcentual 180
Calcular la fórmula empírica 182
Calcular una fórmula molecular a partir de una fórmula empírica 186
Balancear una ecuación química 204
Guía para cálculos usando calor de reacción ($\triangle H$) 216
Usar factores molares 229
Guía para calcular las masas de reactivos y productos en una reacción química 231
Calcular producto a partir de un reactivo limitante 237
Calcular el rendimiento porcentual 242
Configuraciones electrónicas con bloques de subnivel 274
Escribir fórmulas punto electrón 293
Predecir forma molecular (teoría TRPECV) 301
Cálculos usando calor de fusión/vaporización 313, 318
Usar las leyes de los gases 341
Usar volumen molar 353
Usar el gas ideal 357
Resolver problemas de reacciones que implican gases 361
Resolver presiones parciales 365
Gases recolectados sobre agua 366
Escribir ecuaciones iónicas netas para formación de una sal insoluble 388
Usar concentración para calcular masa o volumen 393
Calcular molaridad 394
Calcular cantidades de dilución 398
Cálculos que implican soluciones en reacciones químicas 401
Escribir la expresión K_c 421
Calcular el valor K_c 424
Usar el valor K_c 429
Calcular K_{sp} 442
Calcular solubilidad molar a partir de K_{sp} 443
Calcular $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en soluciones acuosas 469
Calcular el pH de una solución acuosa 473
Balancear una ecuación por neutralización 479
Cálculos para una volumetría ácido-base 482
Calcular el pH de un amortiguador 490
Balancear ecuaciones usando números de oxidación 514
Balancear ecuaciones redox usando semi-reacciones 517
Completar una ecuación nuclear 549
Usar vidas medias 562
Nombrar alcanos 588
Dibujar fórmulas de alcanos 591
Nombrar alquenos y alquinos 599
Dibujar estructuras cíclicas 650

Acerca de los autores



Karen Timberlake es profesora emérita de química en Los Angeles Valley College, donde ha enseñado química aplicada a la salud y química preparatoria durante 36 años. Recibió su grado en química de la Universidad de Washington y su grado de maestría en bioquímica de la Universidad de California en Los Ángeles.

La profesora Timberlake ha escrito libros de química durante 30 años. Durante este tiempo, su nombre se asoció con el uso estratégico de herramientas pedagógicas que promueven el éxito estudiantil en química y la aplicación de la química a situaciones de la vida real. Más de un millón de estudiantes han aprendido química con los textos, manuales de laboratorio y guías de estudio escritos por Karen Timberlake. Además de *Química*, también es autora de *Química general, orgánica y biológica*; *Estructuras de la vida*, segunda edición, y *Química: introducción a la química general, orgánica y biológica,* novena edición, con los complementos *Guía de estudio con soluciones para problemas seleccionados*, *Manual de laboratorio* y *Fundamentos de manual de laboratorio*.

La profesora Timberlake pertenece a numerosas organizaciones científicas y educativas, incluidas la American Chemical Society (ACS) y la National Science Teachers Association (NSTA). En 1987 fue la ganadora, en la región oeste, del premio de Excelencia a la Docencia en Química Universitaria, otorgado por la Chemical Manufacturers Association. En 2004 recibió el premio McGuffey en ciencias físicas de la Textbook Author Association, que premia los libros de texto cuya excelencia se ha demostrado a lo largo del tiempo. En 2006 también recibió el Texty "Textbook" Excellence Award de la Textbook Authors Association por la primera edición de *Química*. Ha participado en becas educativas para enseñanza de ciencias, incluida la de Los Angeles Collaborative for Teaching Excellence (LACTE) y una beca Title III en su universidad. Con frecuencia es ponente en conferencias y reuniones educativas acerca del uso de métodos de enseñanza en química centrados en el estudiante para promover el éxito en el aprendizaje.

Bill Timberlake también es profesor emérito de química y ha contribuido a escribir este texto. Él enseñó química en la preparatoria y química orgánica en Los Angeles Harbor College durante 36 años. Recibió su grado de licenciatura en química de la Carnegie Mellon University y su grado de maestría en química orgánica en la Universidad de California en Los Ángeles. Cuando los profesores Timberlake no escriben libros, se relajan practicando excursionismo, viajan a México y Europa, prueban nuevos restaurantes y juegan tenis. El hijo de los Timberlake, John, y su nuera, Cindy, participan en la preparación de materiales para aprendices de lengua inglesa. Su nieto, Daniel, y su nieta, Emily, todavía no saben qué quieren ser.

Dedicatoria

Dedicamos este libro a

Nuestro hijo, John; nuestra nuera, Cindy, y a nuestros nietos, Daniel y Emily, por las cosas preciosas en la vida.

A los maravillosos estudiantes durante muchos años, cuyo duro trabajo y compromiso siempre nos motivaron y dieron un propósito para nuestro escrito.

Citas favoritas

Todo el arte de enseñar sólo es el arte de despertar la curiosidad natural de las mentes jóvenes.
—Anatole France

Uno debe aprender haciendo las cosas; aunque creas que sabes, no tienes certeza hasta que lo intentas.
—Sófocles

El descubrimiento consiste en ver lo que todos han visto y pensar lo que nadie ha pensado.
—Albert Szent-Gyorgi

A los estudiantes

Esperamos que este libro los ayude a descubrir nuevas y excitantes ideas y les dé una experiencia gratificante conforme desarrollan la comprensión y el aprecio del papel de la química en sus vidas. Si quieren compartir su experiencia con la química o tienen preguntas y comentarios acerca de este libro, nos agradará escucharlos.

Karen y Bill Timberlake
Correo electrónico: khemist@aol.com

Prefacio

Damos la bienvenida a la segunda edición de *Química*. Nuestro principal objetivo al escribir este texto es preparar a los estudiantes con poca o ninguna experiencia en química para futuros cursos de química o carreras de enfermería, nutrición, terapia respiratoria o como técnicos de laboratorio. Por tanto, este texto incluye temas esenciales para la química, los cuales son de gran valor para las futuras clases de ciencia y las futuras carreras de los estudiantes, además tiene aplicaciones en la vida real y se pueden aprender en un trimestre o semestre.

Nuestra meta en este texto es proporcionar un ambiente de aprendizaje que haga del estudio de la química una experiencia cautivadora y positiva. También ayudar a todo estudiante a convertirse en un pensador crítico al comprender los conceptos científicos que formarán una base para la toma de decisiones importantes acerca de temas relacionados con la salud y el ambiente. Por tanto, hemos utilizado materiales que

- Ayudan a los estudiantes a desarrollar habilidades de resolución de problemas que conduzcan al éxito en química
- Motivan a los estudiantes a aprender y disfrutar la química
- Relacionan la química con carreras en ciencia que interesan a los estudiantes
- Proporcionan técnicas pedagógicas que promueven el aprendizaje

Características del texto

Con frecuencia los estudiantes se enfrentan al desafío del estudio de la química y tienen dificultad para ver la importancia de la química en sus carreras profesionales. Una visión común de la química es que sólo es un montón de hechos a memorizar. Para cambiar esta percepción, incluimos muchas características para que los estudiantes aprecien la química en sus vidas y para ayudarlos a aprenderla exitosamente. Estas características pedagógicas incluyen conexiones con la vida real, una guía visual para resolución de problemas y problemas en los capítulos que inmediatamente refuerzan el aprendizaje de un pequeño grupo de nuevos conceptos. Un programa de aprendizaje exitoso en cada capítulo proporciona muchas herramientas de aprendizaje, que se discuten a continuación.

Entrevistas profesionales con científicos Los capítulos comienzan con entrevistas a científicos, ingenieros y personal médico, quienes exponen la importancia de la química en sus carreras.

Metas de aprendizaje dirigidas al aprendizaje Las Metas de aprendizaje en cada sección anticipan los conceptos que los estudiantes aprenderán.

Conexiones de las Notas químicas con la vida real Las aplicaciones a la vida real a lo largo del texto relacionan los capítulos de la química con temas de ciencia y medicina con la vida cotidiana, motivan a los estudiantes y apoyan el papel de la química en el mundo real.

Visualizaciones de Guía para resolución de problemas Como parte de un amplio programa de aprendizaje, se presenta un amplio número de Problemas de muestra y Comprobaciones de estudio en cada capítulo, que ofrecen al estudiante exitosas técnicas para la resolución de problemas. Una única estrategia de Guía para resolución de problemas, ilustra soluciones a los problemas con bloques de color que visualmente guían a los estudiantes a través de la ruta de solución.

Preguntas y problemas en cada sección Cada sección incluye un amplio conjunto de Preguntas y problemas para alentar a los estudiantes a aplicar el pensamiento crítico y la resolución de problemas a un pequeño conjunto de conceptos. Dentro de cada conjunto, las preguntas van en orden de simple a más complejo para permitir a los estudiantes construir una base de conocimiento para la resolución de problemas. Al resolver un conjunto de problemas después de estudiar cada sección, los estudiantes inmediatamente refuerzan los conceptos recientemente aprendidos, en lugar de esperar hasta que lleguen al final del capítulo. Asimismo se les alienta a ser aprendices activos mediante el trabajo frecuente con los problemas conforme avanzan a través de cada capítulo. Al final de cada capítulo se ubican las respuestas a todas las Comprobaciones de estudio.

Pares de problemas acoplados Todas las preguntas y problemas en el texto se escriben como pares de problemas acoplados. Por tanto, a cada pregunta o problema le sigue con una pregunta o problema similar. Las respuestas a los problemas con número impar se ubican

al final de cada capítulo, en lugar de al final del texto, para la retroalimentación inmediata a los esfuerzos de los estudiantes en la resolución de problemas. Los problemas con número par no tienen respuestas, lo que permite a los instructores usarlos para tareas en casa y/o preguntas de examen.

Preguntas de fin de capítulo La Comprensión de conceptos alienta a los estudiantes a pensar acerca de los conceptos que aprendieron. Preguntas y problemas adicionales y Preguntas de desafío integran los temas de todo el capítulo para promover mayor estudio y pensamiento crítico.

Ilustraciones artísticas de macro a micro de organización atómica A lo largo del texto, un importante y vibrante programa de arte conecta visualmente a los estudiantes con el mundo de la vida real de los materiales familiares, así como con sus estructuras a nivel atómico. Las ilustraciones de macro a micro muestran que las cosas cotidianas tienen un nivel atómico de organización y estructura que determina su comportamiento y funciones. Cada figura también contiene una pregunta que alienta al lector a estudiarla y relacionar la representación visual con el contenido en el texto. El uso pleno de estructuras tridimensionales lleva las descripciones de las moléculas a un nivel visual, que estimula la imaginación y auxilia al estudiante a comprender las estructuras.

Auxiliares de fin de capítulo Los Mapas conceptuales conectan y guían a los estudiantes a través de los temas y conceptos del capítulo. Los Repasos del capítulo resumen los conceptos importantes en cada sección. Los Términos clave recuerdan a los estudiantes el nuevo vocabulario presentado.

Lo nuevo en la segunda edición

Las nuevas características añadidas a cada capítulo de esta segunda sección incluyen las siguientes:

- Más Guías para resolución de problemas (GRP), que ilustran estrategias para resolver problemas.
- Nuevas Notas químicas, que incluyen "Primeros químicos: los alquimistas" y "Toxicología y valoración riesgo-beneficio".
- Nuevas entrevistas con enfoque profesional, que incluyen a un geólogo y un toxicólogo.
- Medición de partes por millón (ppm) y partes por billón (ppb).
- Modelos moleculares que aumentan la comprensión visual de una fórmula.
- Mapas conceptuales que conectan visualmente y resumen los temas del capítulo.
- Comprensión de conceptos que correlacionan los ejemplos visuales con el aprendizaje conceptual.
- Preguntas de desafío que integran los conceptos de todo el capítulo.
- Combinación de ideas: conjuntos de problemas entre capítulos que proporcionan problemas con mayor profundidad y combinan temas de varios capítulos.

Organización de capítulos de la segunda edición

En todo libro de texto que escribimos, consideramos esencial relacionar cada concepto químico con temas de la vida real en cuanto a la salud y el ambiente. Puesto que un curso de química se puede enseñar en diferentes marcos temporales, puede ser difícil cubrir todos los capítulos de este texto. Sin embargo, cada capítulo es un paquete completo, lo que permite que algunos capítulos se salten o que el orden de presentación cambie.

Capítulos 1—3 La química en nuestra vida, Mediciones y Materia y energía

El **capítulo 1, La química en nuestra vida,** introduce los conceptos de químicos y a la química, expone el método científico y pide a los estudiantes el desarrollo de un plan de estudio para aprender química. El **capítulo 2, Mediciones**, echa un vistazo a la medición y a la necesidad de entender las estructuras numéricas del sistema métrico en las ciencias. En el capítulo se incorporó una explicación de la notación científica y el trabajo con la calculadora. El **capítulo 3, Materia y energía,** clasifica la materia, describe la medición de temperatura y discute la energía y su medición. La *Combinación de ideas de los capítulos 1—3* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Capítulos 4—6 Átomos y elementos, Nombres y fórmulas de compuestos, y Cantidades químicas

En el **capítulo 4, Átomos y elementos,** observamos los elementos y sus átomos. El nombre y símbolo del elemento Roentgenio (Rg) 111 se agregó junto con los elementos hasta el 115. La nueva sección, *Niveles energéticos del electrón*, explica la configuración electrónica y se agregó para preparar a los estudiantes para la formación de compuestos. El **capítulo 5, Nombres y fórmulas de compuestos,** describe cómo los átomos forman compuestos iónicos y covalentes. Los estudiantes aprenden a escribir fórmulas y a nombrar compuestos iónicos, incluidos aquéllos con iones poliatómicos y compuestos covalentes. Se agregó un nuevo *Enfoque profesional* acerca de un geólogo. El **capítulo 6, Cantidades químicas,** introduce el mol y las masas molares de los compuestos, que se usan en cálculos para determinar la masa o número de

partículas en una cantidad, así como la composición porcentual y las fórmulas empírica y molecular de los compuestos. La *Combinación de ideas de los capítulos 4—6* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Capítulos 7 y 8 Reacciones químicas y Cantidades químicas en reacciones

El **capítulo 7, Reacciones químicas,** trata de la interacción de los átomos y moléculas en las reacciones químicas. Las ecuaciones químicas se balancean y organizan en reacciones de síntesis, descomposición, sustitución y combustión. Una sección acerca de *Energía en las reacciones químicas* y reacciones endotérmicas y exotérmicas completa este capítulo. El **capítulo 8, Cantidades químicas en reacciones,** describe las relaciones molares y de masa entre los reactivos y productos, y proporciona los cálculos de rendimientos porcentuales y reactivos limitantes. La *Combinación de ideas de los capítulos 7 y 8* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Capítulos 9 y 10 Estructura electrónica y tendencias periódicas, y Estructura molecular: sólidos y líquidos

El **capítulo 9, Estructura electrónica y tendencias periódicas,** usa el espectro electromagnético para explicar los espectros atómicos y desarrolla el concepto de niveles y subniveles de energía. Los electrones en los subniveles y orbitales se representan con el uso de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas. Las propiedades periódicas de los elementos, incluidos radios atómicos, se relacionan con sus electrones de valencia. El **capítulo 10, Estructura molecular: sólidos y líquidos,** introduce fórmulas de electrón para enlaces múltiples y resonancia. La electronegatividad conduce a la exposición de la polaridad de enlaces y moléculas. Las fórmulas punto electrón y la teoría TRPECV ilustran los enlaces covalentes y las formas tridimensionales de las moléculas y los iones. Se describen las fuerzas atractivas entre partículas y su impacto sobre los estados de la materia y los cambios de estado. La *Combinación de ideas de los capítulos 9 y 10* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Capítulos 11—14 Gases, Soluciones, Equilibrio químico, y Ácidos y bases

El **capítulo 11, Gases,** explica las propiedades de un gas y calcula los cambios en los gases mediante las leyes de los gases y la ley de los gases ideales. Se calculan las cantidades de gases requeridas o producidas en las reacciones químicas. El **capítulo 12, Soluciones,** describe soluciones, saturación y solubilidad, y concentraciones. Los volúmenes y molaridades de las soluciones se usan en los cálculos de reactivos y productos en las reacciones químicas, así como diluciones y volumetría. El **capítulo 13, Equilibrio químico,** echa un vistazo a la velocidad de las reacciones y la condición de equilibrio cuando se iguala la velocidad directa e inversa de una reacción. Se escriben expresiones de equilibrio para reacciones y se calculan constantes de equilibrio. Con las constantes de equilibrio, se evalúan reacciones para determinar si el equilibrio favorece a los reactivos o a los productos y se calculan las concentraciones de los componentes. El principio de Le Châtelier se usa para evaluar el impacto sobre las concentraciones cuando se coloca una tensión sobre el sistema en equilibrio. El equilibrio de disolución y cristalización en soluciones saturadas se evalúa usando constantes del producto de la solubilidad. El **capítulo 14, Ácidos y bases,** describe los ácidos y bases y sus fortalezas, pares ácido-base conjugados, la disociación de ácidos y bases débiles y agua, pH y pOH, y amortiguadores. La volumetría ácido-base usa reacciones de neutralización entre ácidos y bases para calcular concentraciones de ácido en una muestra. La *Combinación de ideas de los capítulos 11—14* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Capítulos 15 y 16 Oxidación-reducción: transferencia de electrones, y Radiación nuclear

En el **capítulo 15, Oxidación-reducción: transferencia de electrones,** observa las características de las reacciones de oxidación y reducción. Los números de oxidación se asignan a los átomos en los elementos, moléculas e iones para determinar los componentes que pierden electrones durante la oxidación y ganan electrones durante la reducción. Los cambios en los números de oxidación y el método de semi-reacción se utilizan para balancear reacciones de oxidación-reducción. La producción de energía eléctrica en celdas voltaicas y los requisitos de energía eléctrica en celdas electrolíticas se diagraman usando semi-celdas. Las series de actividad se usan para determinar la dirección espontánea de una reacción de oxidación-reducción. En el **capítulo 16, Radiación nuclear,** observamos el tipo de partículas radiactivas que se emiten de los núcleos de los átomos radiactivos. Se escriben y balancean ecuaciones tanto para la radiactividad que se presenta en forma natural, como para la radiactividad que se produce artificialmente. Se discuten las vidas medias de los radioisótopos y se calcula la cantidad de tiempo para que decaiga una muestra. Se describen radioisótopos importantes en el campo de la medicina nuclear. La *Combinación de ideas de los capítulos 15 y 16* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Capítulos 17 y 18 Química orgánica y Bioquímica

Los capítulos 17 y 18 describen la química de los compuestos orgánicos y los compuestos bioquímicos. En el **capítulo 17, Química orgánica,** las propiedades físicas y químicas de los compuestos orgánicos se relacionan con la estructura y grupos funcionales para cada familia de compuestos orgánicos, lo que forma la base para la comprensión de las biomoléculas de los sistemas vivientes. En el **capítulo 18, Bioquímica,** observamos los grupos funcionales que se encuentran en las estructuras de carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. La forma de las proteínas se relaciona con la actividad y regulación de la actividad enzimática. Finalmente, observamos las rutas metabólicas de la glucólisis y el ciclo del ácido cítrico para la producción de energía en la forma de ATP. La *Combinación de ideas de los capítulos 17 y 18* sigue como un conjunto de problemas intercapítulo.

Paquete instructivo

Química, segunda edición, es el núcleo de un paquete integrado de enseñanza-aprendizaje con material de apoyo para estudiantes y profesores.

Para estudiantes

Guía de estudio para *Química*, segunda edición, por Karen Timberlake, se basa en las metas de aprendizaje del texto y está diseñada para promover el aprendizaje activo a través de una variedad de ejercicios con respuestas, así como exámenes de dominio. La *Guía de estudio* también contiene soluciones completas a los problemas con número impar (ISBN 0-321-49635-3)

The Chemistry Place™ para *Basic Chemistry, segunda edición*
www.aw-bc.com/chemplace
Este portal de Internet, construido específicamente para la segunda edición de *Química*, ofrece comprensibles e interactivas herramientas de enseñanza y aprendizaje para química. Las características incluyen **tutoriales interactivos, preguntas de repaso, exámenes** de capítulo, **recursos profesionales,** un **glosario, tarjetas de estudio,** una **tabla periódica interactiva** y **casos de estudio** que muestran cómo se aplican los conceptos químicos a situaciones familiares. **Interact Math** proporciona al estudiante la práctica y revisión matemática específica para cada capítulo del texto. Más de 2000 **diapositivas PowerPoint®** (completas, con arte, fotografías y tablas del texto) enseñan los conceptos clave de cada sección. Los instructores también pueden ver los resultados de los exámenes de los estudiantes a través de la característica Gradebook. El acceso a Chemistry Place está incluido con cada ejemplar del libro.

The Chemistry Tutor Center
www.aw-bc.com/tutorcenter
El Tutor Center proporciona tutoría uno a uno por teléfono, fax, correo electrónico y/o Internet. Instructores calificados responden las preguntas para ayudar a los estudiantes a comprender los conceptos y resolver los problemas del libro.

Media Grid, Walkthrough e iconos de medios
Ubicados al frente del libro, Media Grid correlaciona todos los medios disponibles en el portal Chemistry Place con el contenido de *Química*, segunda edición. El Walkthrough al frente del libro ayuda a los estudiantes e instructores a encontrar fácilmente las características del texto. Los iconos de medios en los márgenes dirigen a los estudiantes a los tutoriales y casos de estudio en el portal Chemistry Place para *Química*, segunda edición.

Para instructores

Manual de soluciones del instructor, por Karen Timberlake, incluye respuestas y soluciones a todas las preguntas y problemas del texto. (ISBN 0-321-49634-5)

Gestor de medios para *Química*, segunda edición
Este CD-ROM incluye todo el arte y tablas del libro en formato de alta resolución (150 dpi) para usar en proyecciones en el salón de clase o cuando se creen materiales de estudio y exámenes. Además, el instructor puede acceder a más de 2000 bosquejos de clase PowerPoint, escritos por Karen Timberlake, o crear fácilmente los propios con el arte proporcionado en formato PPT. También en el Gestor de medios están disponibles archivos descargables del *Manual de soluciones del instructor* y *Banco de pruebas*, así como un conjunto de "preguntas compaginadoras" diseñadas para usar con sistemas de respuesta en el salón de clase. (ISBN 0-321-49688-4)

Acetatos Está disponible un conjunto de 125 transparencias a color. (ISBN 0-321-46154-1)

Banco de pruebas impreso, por William Timberlake, incluye más de 1600 preguntas de opción múltiple, relación y verdadero/falso. (ISBN 0-321-46153-3)

Banco de pruebas computarizado incluye más de 1600 preguntas de opción múltiple, relación y verdadero/falso en un CD-ROM de multiformato. (ISBN 0-321-46917-8)

Blackboard, CourseCompass y WebCT proporcionan una importante capacidad de gestión del curso.

Visite la página de catálogo de Prentice Hall para *Química,* segunda edición, en **www.prenhall.com** para descargar complementos disponibles para el instructor.

Agradecimientos

La preparación de un nuevo texto es un esfuerzo continuo de muchas personas durante dos años. Como en nuestro trabajo con otros libros de texto, estamos agradecidos por el apoyo, aliento y dedicación de muchas personas que pusieron horas de incansable esfuerzo para producir un libro de gran calidad que ofrece un sobresaliente paquete de aprendizaje. Una vez más el equipo editorial en Benjamin Cummings realizó un trabajo excepcional. Apreciamos el trabajo de nuestro editor, Jim Smith, quien apoyó nuestra visión de esta nueva edición con una nueva secuencia de temas, nuevos problemas conceptuales en Comprensión de conceptos y más Guías para resolución de problemas. Nuestros editores de proyecto, Katherine Brayton y Grace Joo, fueron como ángeles que continuamente nos alentaron en cada paso durante el desarrollo de este nuevo texto, mientras habilidosamente coordinaban las revisiones, el arte, los materiales del portal de Internet y todas las cosas relacionadas con la integración de un libro. Kate Brayton y Grace Joo también trabajaron cuidadosa y rápidamente para completar todos los complementos y materiales multimedia que acompañan al texto. Caroline Ayres, supervisora de producción, y Jean Lake, editora de producción, coordinaron brillantemente todas las fases del manuscrito hasta las páginas finales de este hermoso libro.

Estamos especialmente orgullosos del programa de arte, que da belleza y comprensión a la química. Queremos agradecer a Tani Hasegawa, diseñador, cuyas creativas ideas proporcionaron un excepcional diseño a las páginas del libro. Clare Maxwell, investigadora de fotografías, fue invaluable en la búsqueda y selección de vívidas fotografías para el texto, de modo que los estudiantes pueden apreciar la belleza de la química. Las ilustraciones de macro a micro, diseñadas por J. B. Woolsey Associates, dan a los estudiantes impresiones visuales de la organización atómica y molecular de las cosas cotidianas y son una fantástica herramienta de aprendizaje. Queremos agradecer a Progressive Publishing Alternatives por su precisa edición del manuscrito y las horas que pasaron con la corrección de las páginas. Ha sido especialmente útil tener revisores precisos para este nuevo texto. Sin ellos, mucho habría pasado desapercibido y sin corregir. También apreciamos el trabajo en el campo proporcionado por el equipo de mercadeo: Stacy Treco, directora de mercadeo, y Scott Dustan, gerente de mercadeo de química. Sin ellos, nadie conocería este texto.

Este libro también refleja las aportaciones de muchos profesores que tomaron el tiempo para revisar y editar el manuscrito, proporcionaron comentarios, ayuda y sugerencias destacadas. Estamos enormemente agradecidos con un increíble grupo de pares por su cuidadosa valoración de todas las nuevas ideas para el texto, sugirieron adiciones, correcciones, cambios y eliminaciones, y por proporcionar una increíble cantidad de retroalimentación acerca de la mejor dirección para el texto. Además, apreciamos el tiempo que dedicaron los científicos para dejarnos tomar fotografías y discutir su obra con ellos. Los admiramos y apreciamos a cada uno de ustedes.

Revisores

Michelle Driessen, *University of Minnesota*
Wesley Fritz, *College of DuPage*
Amy Waldman Grant, *El Camino College*
Richard Lavallee, *Santa Monica College*
MaryKay Orgill, *University of Nevada, Las Vegas*
Cyriacus Chris Uzomba, *Austin Community College*

Revisores de la edición anterior

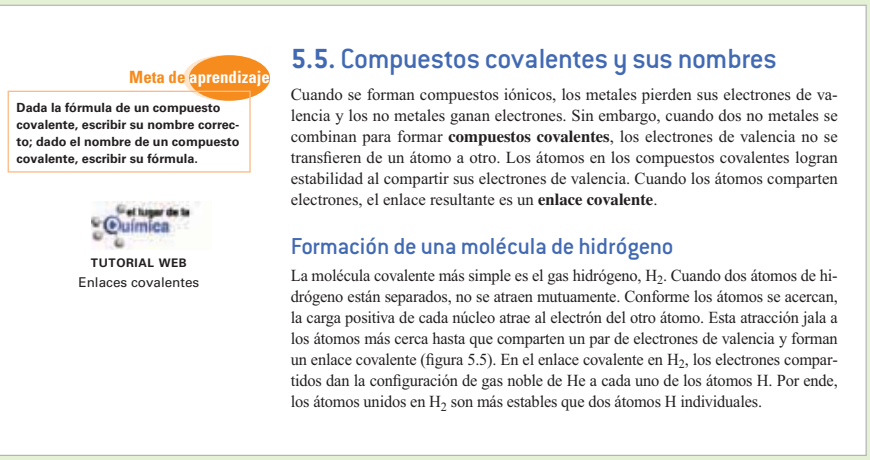
Bal Barot, *Lake Michigan College*
Sharmistha Basu-Dutt, *State University of West Georgia*
Les Battles, *Arkansas State University*
Ernest Baughman, *University of La Verne*
John L. Bonte, *Clinton Community College*
Kim Browning, *Catawba Valley Community College*
Angela Carraway, *Meridian Community College*
Jeanne Cassara, *California State University, Northridge*
Juan Pablo Claude, *University of Alabama-Birmingham*
Cristen Colantoni-Painter, *Community College of Allegheny County*
Joanne Cox, *Cleveland Community College*
C. Irvin Drew, *El Camino College*
Michelle Driessen, *University of Minnesota*
Jeffrey Emig, *Pennsylvania State University-York*
Mildred Hall, *Clark State Community College*
Helen Hauer, *Delaware Technical and Community College*
Richard Jarman, *College of DuPage*
Allen Johnson, *University of Nevada-Las Vegas*
Matthew Johnston, *Lewis-Clark State College*
Carolyn Sweeney Judd, *Houston Community College*
Matt Koutroulis, *Rio Honda College*
Richard Lavallee, *Santa Monica College*
Larry Manno, *Triton College*
Carol Martinez, *Albuquerque Technical Vocational Institute*
C. Michael McCallum, *University of the Pacific*
Douglas McLemore, *Front Range Community College*
Carl Minnier, *The Community College of Baltimore County-Essex*
Divina T. Miranda, *Southern University at New Orleans*
Aaron Monte, *University of Wisconsin-La Crosse*
Wyatt Murphy, *Seton Hall University*
Dan Nogales, *Northwest Nazarene University*
Becky Osmond, *Oklahoma State University-Oklahoma City*
Richard Pendarvis, *Central Florida Community College*
Cortlandt Pierpont, *University of Colorado*
Miriam Rossi, *Vassar College*
Gerald C. Swanson, *Daytona Beach Community College*
Vernon Thielmann, *Southwest Missouri State University*
Dave Thomasson, *Fontbonne University*
Amy Waldman, *El Camino College*
Gary L. Wood, *Valdosta State University*
Linda Zarzana, *American River College*

Enfoque amistoso con el estudiante

Mantener involucrados a los estudiantes es la meta máxima

Metas de aprendizaje

Al comienzo de cada sección, una **Meta de aprendizaje** identifica claramente el concepto clave, lo que proporciona una ruta para el estudio. Toda la información contenida en dicha sección se relaciona de vuelta con la Meta de aprendizaje.



Meta de aprendizaje

Dada la fórmula de un compuesto covalente, escribir su nombre correcto; dado el nombre de un compuesto covalente, escribir su fórmula.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Enlaces covalentes

5.5. Compuestos covalentes y sus nombres

Cuando se forman compuestos iónicos, los metales pierden sus electrones de valencia y los no metales ganan electrones. Sin embargo, cuando dos no metales se combinan para formar **compuestos covalentes**, los electrones de valencia no se transfieren de un átomo a otro. Los átomos en los compuestos covalentes logran estabilidad al compartir sus electrones de valencia. Cuando los átomos comparten electrones, el enlace resultante es un **enlace covalente**.

Formación de una molécula de hidrógeno

La molécula covalente más simple es el gas hidrógeno, H_2. Cuando dos átomos de hidrógeno están separados, no se atraen mutuamente. Conforme los átomos se acercan, la carga positiva de cada núcleo atrae al electrón del otro átomo. Esta atracción jala a los átomos más cerca hasta que comparten un par de electrones de valencia y forman un enlace covalente (figura 5.5). En el enlace covalente en H_2, los electrones compartidos dan la configuración de gas noble de He a cada uno de los átomos H. Por ende, los átomos unidos en H_2 son más estables que dos átomos H individuales.

Arte de macro a micro

Las fotografías y los dibujos ilustran la estructura atómica de objetos reconocibles, lo que pone a la química en contexto y conecta el mundo atómico con el mundo macroscópico.



Figura 7.1 Un cambio químico produce nuevas sustancias; un cambio físico no.

P ¿Por qué la pérdida de lustre o brillo se considera un cambio químico?

Las preguntas pareadas con las figuras retan a los estudiantes a pensar críticamente acerca de las fotografías e ilustraciones.

Apertura de capítulo

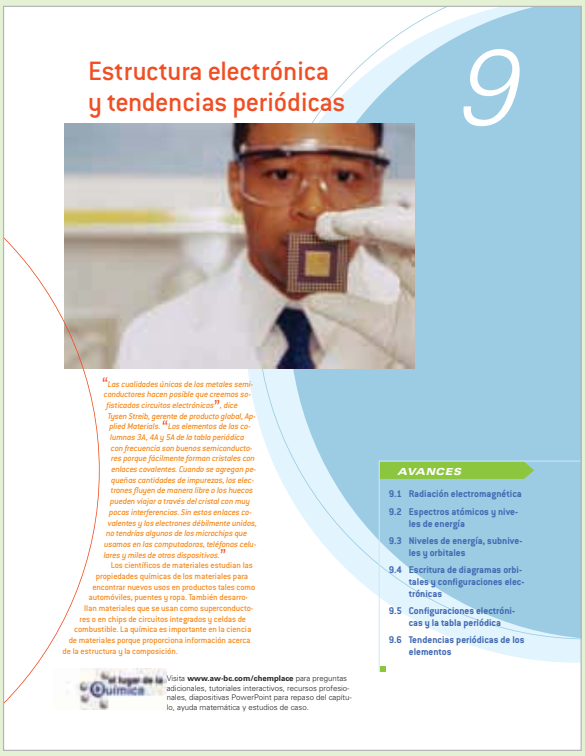
Cada capítulo comienza con una entrevista a un profesional en ciencia, ingeniería o medicina. La entrevista ilustra cómo estos profesionales interactúan con la química en sus carreras.

Enfoque profesional

Dentro de los capítulos hay ejemplos adicionales de profesionales que usan la química en sus carreras. Además, el portal Chemistry Place presenta recursos a profundidad para cada una de las profesiones.

Nota Química

Un importante arreglo de **Notas químicas** en cada capítulo aplica los conceptos químicos a temas relevantes en ciencia y medicina. Estos temas de la vida real y de gran interés incluyen energía y nutrición, grasas artificiales, alcohol, calentamiento global, lluvia ácida y feromonas.



9

Estructura electrónica y tendencias periódicas

"Las cualidades únicas de los metales semiconductores hacen posible que creemos sofisticados circuitos electrónicos", dice Tyson Streib, gerente de producto global, Applied Materials. "Los elementos de los columnas 3A, 4A y 5A de la tabla periódica con frecuencia son buenos semiconductores porque fácilmente forman cristales con enlaces covalentes. Cuando se agregan pequeñas cantidades de impurezas, los electrones fluyen de manera libre o los huecos pueden viajar a través del cristal con muy pocas interferencias. Sin estos enlaces covalentes y los electrones débilmente unidos, no tendrías algunos de los microchips que usamos en las computadoras, teléfonos celulares y miles de otros dispositivos."

Los científicos de materiales estudian las propiedades químicas de los materiales para encontrar nuevos usos en productos tales como automóviles, puentes y ropa. También desarrollan materiales que se usan como superconductores o en chips de circuitos integrados y celdas de combustible. La química es importante en la ciencia de materiales porque proporciona información acerca de la estructura y la composición.

AVANCES

9.1 Radiación electromagnética
9.2 Espectros atómicos y niveles de energía
9.3 Niveles de energía, subniveles y orbitales
9.4 Escritura de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas
9.5 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica
9.6 Tendencias periódicas de los elementos

El lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Estilo de escritura

Karen Timberlake es conocida por su estilo de escritura accesible, basado en un cuidadoso ritmo y desarrollo simple de las ideas químicas, ajustado a los antecedentes de los estudiantes de preparatoria. Ella define con precisión los términos y pone en claro la metas para cada sección del texto. Sus claras analogías ayudan a los estudiantes a visualizar y comprender los conceptos químicos clave.

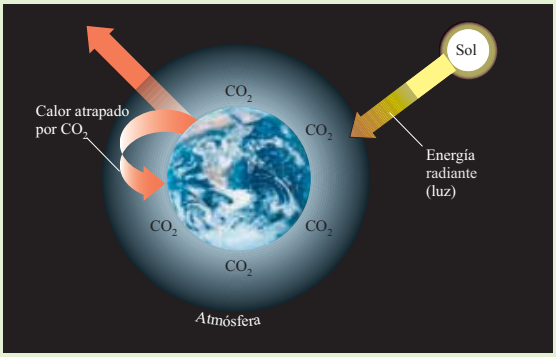
NOTA QUÍMICA

CALENTAMIENTO GLOBAL

La cantidad de dióxido de carbono (CO_2) gaseoso en nuestra atmósfera se incrementa mientras quemamos más gasolina, carbón y gas natural. Las algas en los océanos, las plantas y árboles en los bosques normalmente absorben dióxido de carbono, pero no pueden enfrentar el continuo aumento. La tala de árboles en la selva tropical (deforestación) reduce la cantidad de dióxido de carbono removido de la atmósfera. Muchos de los árboles también se queman mientras se limpia la tierra. Se estima que la deforestación explica el 15–30% del dióxido de carbono que se queda en la atmósfera cada año.

El dióxido de carbono en la atmósfera actúa como el vidrio en un invernadero. Cuando la luz del Sol calienta la superficie de la Tierra, parte del calor queda atrapado por el dióxido de carbono. Conforme aumentan los niveles de CO_2, más calor queda atrapado. Todavía no está claro cuán severos pueden ser los efectos del calentamiento global. Algunos científicos estiman que, alrededor del año 2030, el nivel atmosférico de dióxido de carbono podría duplicarse y hacer que la temperatura de la atmósfera de la Tierra se eleve en 2 a 5°C. Si esto ocurre, tendría un profundo impacto en el clima. Por ejemplo, un aumento en la fusión de la nieve y el hielo, lo cual elevaría los niveles oceánicos hasta en 2 m, que es suficiente para inundar muchas ciudades ubicadas en las playas.

Se hacen esfuerzos mundiales para reducir el uso de combustibles fósiles y frenar la deforestación. Ello requerirá la cooperación en todo el mundo para evitar el sombrío futuro que algunos científicos predicen en caso de que el calentamiento global siga sin control.

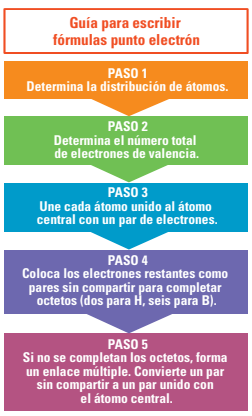


Resolución de problemas

Muchas herramientas muestran a los estudiantes cómo resolver problemas

Una guía visual para resolver problemas

Los autores entienden los retos de aprendizaje que enfrentan los estudiantes en este curso, por ello los llevan paso a paso a través del proceso de resolución de problemas. Para cada tipo de problema usan un diagrama de flujo único, con código de colores, que se coordina con ejemplos trabajados en forma paralela para guiarlos visualmente a través de cada estrategia de resolución de problemas.



Problema de muestra 10.2 **Escritura de fórmulas punto electrón con pares sin compartir**

Escribe las fórmulas punto electrón para tricloruro de fósforo, PCl_3.

Solución

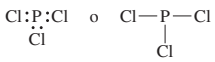
PASO 1 **Determina la distribución de los átomos.** En PCl_3, el átomo central es P.

Cl P Cl
Cl

PASO 2 **Determina el número total de electrones de valencia.** Podemos usar los números de grupo para definir los electrones de valencia para cada uno de los átomos en la molécula.

Elemento	Grupo	Átomos	Electrones de valencia	=	Total
P	5A (15)	1 P	$\times 5\ e^-$	=	$5\ e^-$
Cl	7A (17)	3 Cl	$\times 7\ e^-$	=	$21\ e^-$
		Electrones de valencia totales para PCl_3		=	$26\ e^-$

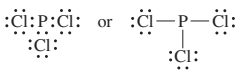
PASO 3 **Une el átomo central a cada átomo unido mediante un par de electrones.**



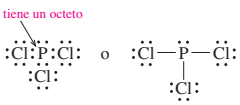
PASO 4 **Distribuye los electrones restantes como pares sin compartir para completar octetos.** Se necesita un total de 6 electrones ($3 \times 2e^-$) para unir el átomo P central a tres átomos Cl. Sobran 20 electrones de valencia.

$26\ e^-$ valencia $- 6\ e^-$ enlace $= 20\ e^-$ restantes

Los electrones restantes se colocan primero como pares sin compartir alrededor de los átomos Cl externos, que usan 18 electrones más.



Los 2 electrones restantes se usan para completar el octeto para el átomo P. Los octetos se indican para todos los átomos usando 26 electrones de valencia.



Comprobación de estudio

Escribe la fórmula punto electrón para Cl_2O.

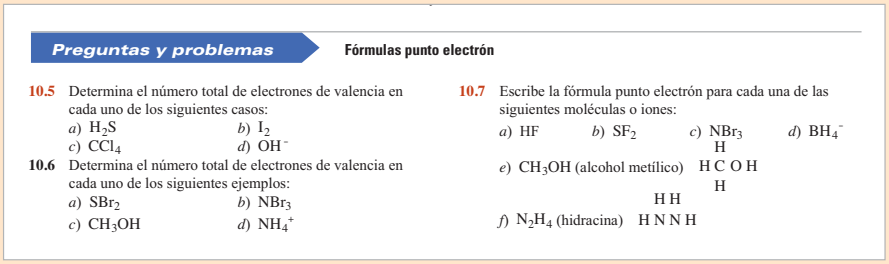


Problemas de muestra con Comprobaciones de estudio

Numerosos **Problemas de muestra** aparecen a lo largo del texto para demostrar inmediatamente la aplicación de cada nuevo concepto. La solución trabajada brinda explicaciones paso a paso, proporciona un modelo para resolver problemas e ilustra los cálculos requeridos. Cada Problema de muestra va seguido por una **Comprobación de estudio** que permite a los estudiantes poner a prueba su comprensión de la estrategia de resolución de problemas.

Preguntas y problemas integrados

Las **Preguntas y problemas** al final de cada sección alientan a los estudiantes a aplicar los conceptos y comenzar la resolución de problemas después de cada sección. Las respuestas a los problemas con número impar se proporcionan al final de cada capítulo.

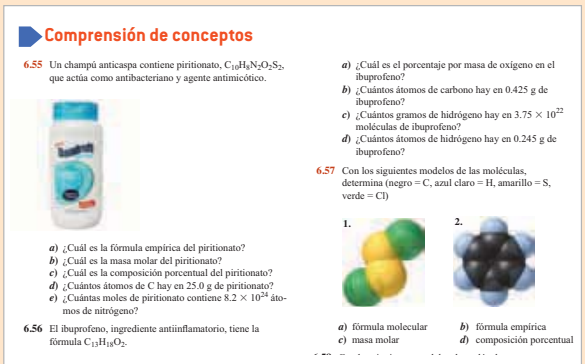


Preguntas y problemas — **Fórmulas punto electrón**

10.5 Determina el número total de electrones de valencia en cada uno de los siguientes casos:
a) H_2S *b*) I_2
c) CCl_4 *d*) OH^-

10.6 Determina el número total de electrones de valencia en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) SBr_2 *b*) NBr_3
c) CH_3OH *d*) NH_4^+

10.7 Escribe la fórmula punto electrón para cada una de las siguientes moléculas o iones:
a) HF *b*) SF_2 *c*) NBr_3 *d*) BH_4^-
e) CH_3OH (alcohol metílico) H C O H H
f) N_2H_4 (hidracina) H N N H H H



Comprensión de conceptos

6.55 Un champú anticaspa contiene piritionato, $C_{10}H_8N_2O_2S_2$, que actúa como antibacteriano y agente antimicótico.

a) ¿Cuál es la fórmula empírica del piritionato?
b) ¿Cuál es la masa molar del piritionato?
c) ¿Cuál es la composición porcentual del piritionato?
d) ¿Cuántos átomos de C hay en 25.0 g de piritionato?
e) ¿Cuántas moles de piritionato contiene 8.2×10^{24} átomos de nitrógeno?

6.56 El ibuprofeno, ingrediente antiinflamatorio, tiene la fórmula $C_{13}H_{18}O_2$.

a) ¿Cuál es el porcentaje por masa de oxígeno en el ibuprofeno?
b) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 0.425 g de ibuprofeno?
c) ¿Cuántos gramos de hidrógeno hay en 3.75×10^{22} moléculas de ibuprofeno?
d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0.245 g de ibuprofeno?

6.57 Con los siguientes modelos de las moléculas, determina (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, verde = Cl)

1. 2.

a) fórmula molecular ***b***) fórmula empírica
c) masa molar ***d***) composición porcentual

Preguntas y problemas adicionales

6.59 Calcula la masa fórmula de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $FeSO_4$, sulfato ferroso, complemento de hierro
b) $Ca(IO_3)_2$, yodato de calcio, fuente de yodo en la sal de mesa
c) $C_5H_8NNaO_4$, glutamato monosódico, potenciador de sabor
d) $C_6H_{12}O_2$, isoamil formato, se usa para elaborar jarabe artificial de frutas

6.60 Calcula la masa fórmula de cada uno de los siguientes casos:
a) $Mg(HCO_3)_2$, carbonato ácido de magnesio
b) $Au(OH)_3$, hidróxido de oro(III), se usa en la chapa de oro
c) $C_{18}H_{34}O_2$, ácido oléico del aceite de oliva
d) $C_{21}H_{29}O_5$, prednisona, antiinflamatorio

6.61 Calcula la composición porcentual de cada uno de los siguientes compuestos:
a) K_2CrO_4
b) $Al(HCO_3)_3$
c) $C_6H_{12}O_6$

Preguntas de desafío

9.117. Compara la velocidad, longitudes de onda y frecuencias de la luz ultravioleta y las microondas.

9.118. Las ondas de radio con frecuencia de $5.0 \times 10^5\ s^{-1}$ se usan para comunicarse con satélites en el espacio.
a) ¿Cuál es la longitud de onda en metros y nanómetros de las ondas de radio?
b) ¿Cuántos minutos tardará en llegar un mensaje a un satélite a 5.0×10^7 km desde el control de vuelo de la Tierra?

9.119. ¿Cómo explican los científicos las líneas de colores observadas en los espectros de los átomos calentados?

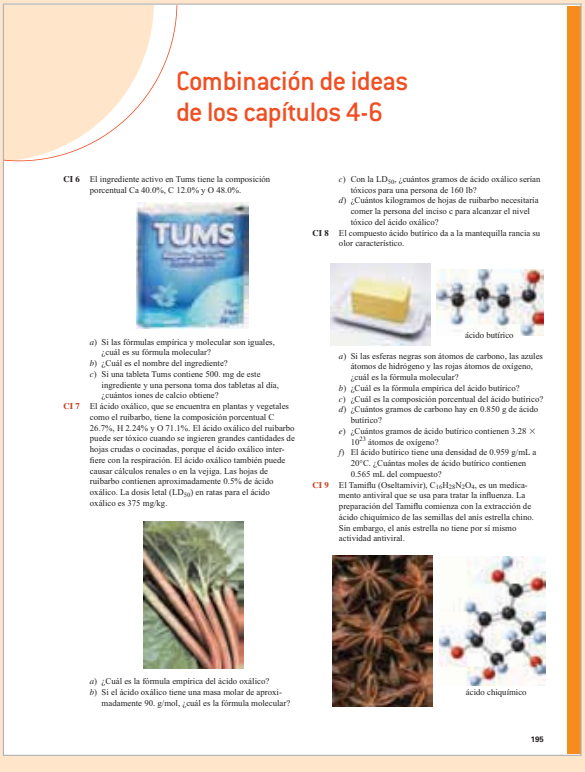
9.120. Aun cuando H sólo tiene un electrón, hay muchas líneas en el especto de H. Explica.

9.121. ¿Qué se entiende por nivel de energía principal, subnivel y orbital?

9.122. En algunas tablas periódicas, H se coloca en el grupo 1A (1). En otras, H se coloca en el grupo 7A (17). ¿Por qué?

Preguntas y problemas de fin de capítulo

Las **preguntas de Comprensión de conceptos** alientan a los estudiantes a pensar acerca de los conceptos que aprendieron. Las **Preguntas y problemas adicionales** integran los temas de todo el capítulo para promover aún más el estudio y el pensamiento crítico. Las **Preguntas de desafío** están diseñadas para trabajo grupal en ambientes de aprendizaje cooperativo.



Combinación de ideas de los capítulos 4-6

CI 6 El ingrediente activo en Tums tiene la composición porcentual Ca 40.0%, C 12.0% y O 48.0%.

a) Si las fórmulas empírica y molecular son iguales, ¿cuál es su fórmula molecular?
b) ¿Cuál es el nombre del ingrediente?
c) Si una tableta Tums contiene 500. mg de este ingrediente y una persona toma dos tabletas al día, ¿cuántos iones de calcio obtiene?

CI 7 El ácido oxálico, que se encuentra en plantas y vegetales como el ruibarbo, tiene la composición porcentual C 26.7%, H 2.24% y O 71.1%. El ácido oxálico del ruibarbo puede ser tóxico cuando se ingieren grandes cantidades de hojas crudas o cocinadas, porque el ácido oxálico interfiere con la respiración. El ácido oxálico también puede causar cálculos renales o en la vejiga. Las hojas de ruibarbo contienen aproximadamente 0.5% de ácido oxálico. La dosis letal (LD_{50}) en ratas para el ácido oxálico es 375 mg/kg.

a) ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido oxálico?
b) Si el ácido oxálico tiene una masa molar de aproximadamente 90. g/mol, ¿cuál es la fórmula molecular?
c) Con la LD_{50}, ¿cuántos gramos de ácido oxálico serían tóxicos para una persona de 160 lb?
d) ¿Cuántos kilogramos de hojas de ruibarbo necesitaría comer la persona del inciso c para alcanzar el nivel tóxico del ácido oxálico?

CI 8 El compuesto ácido butírico da a la mantequilla rancia su olor característico.

ácido butírico

a) Si las esferas negras son átomos de carbono, las azules átomos de hidrógeno y las rojas átomos de oxígeno, ¿cuál es la fórmula molecular?
b) ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido butírico?
c) ¿Cuál es la composición porcentual del ácido butírico?
d) ¿Cuántos gramos de carbono hay en 0.850 g de ácido butírico?
e) ¿Cuántos gramos de ácido butírico contienen 3.28×10^{23} átomos de oxígeno?
f) El ácido butírico tiene una densidad de 0.959 g/mL a 20°C. ¿Cuántas moles de ácido butírico contienen 0.565 mL del compuesto?

CI 9 El Tamiflu (Oseltamivir), $C_{16}H_{28}N_2O_4$, es un medicamento antiviral que se usa para tratar la influenza. La preparación del Tamiflu comienza con la extracción de ácido chiquímico de las semillas del anís estrella chino. Sin embargo, el anís estrella no tiene por sí mismo actividad antiviral.

ácido chiquímico

195

Combinación de ideas

Esta nueva característica aparece después de cada 2 o 3 capítulos y es un conjunto de problemas integrados diseñado para poner a prueba la comprensión que los estudiantes tienen de los capítulos previos.

Medios y complementos adicionales

Valiosos auxiliares tanto para estudiantes como para instructores



Chemistry Place

Estudio y práctica

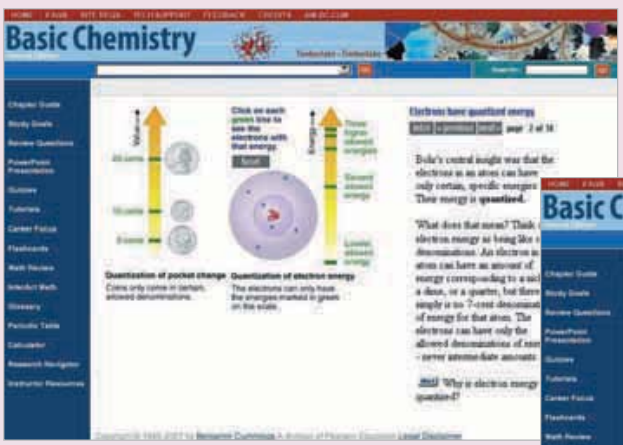
En el portal Chemistry Place, las **Preguntas de repaso** dan a los estudiantes más práctica interactiva para cada sección del libro. Las **Metas de estudio** los ayudan a establecer un plan de estudio. El portal incluye **Exámenes** de capítulo, con preguntas únicas para la práctica de aprendizaje adicional. Se proporcionan sugerencias y retroalimentación, y los resultados se pueden enviar por correo electrónico a los instructores.

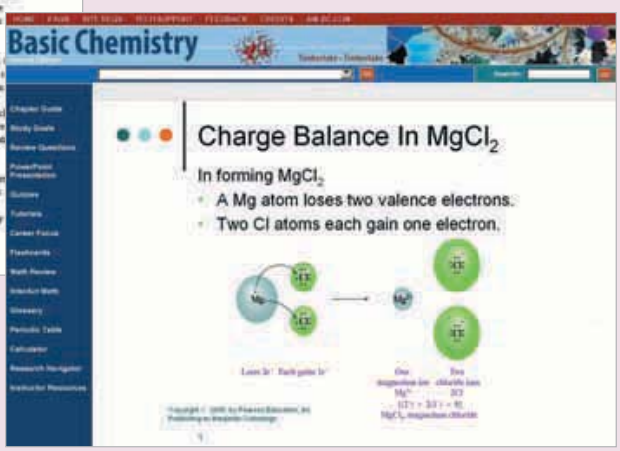
Repaso

El portal Chemistry Place también presenta un amplio conjunto de documentos de revisión matemática, así como **InterAct Math**, una poderosa herramienta que permite a los estudiantes practicar problemas matemáticos que pertenecen directamente al contenido de cada capítulo.

Interactividad

El portal Chemistry Place contiene un amplio conjunto de **Tutoriales** interactivos que llevan a la vida reacciones y conceptos químicos. El portal tiene una multitud de **Exámenes** específicamente diseñados para el texto. La característica de **Tarjetas de estudio** permite a los estudiantes estudiar el vocabulario en un formato electrónico. Los estudiantes también tienen acceso a más de 2000 **diapositivas PowerPoint** con comprobaciones de aprendizaje creadas por Karen Timberlake, que cubren temas de cada sección del texto.

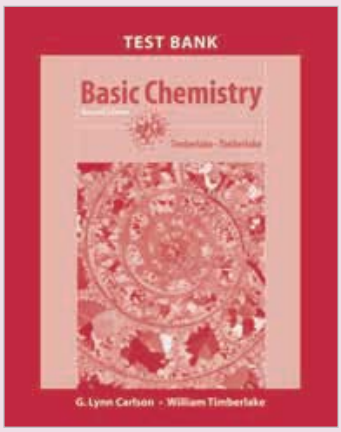




Complementos adicionales para el instructor

Banco de exámenes computarizado

Más de 1600 preguntas en formato de opción múltiple, relación, verdadero/falso y respuesta corta, en un CD-ROM de plataforma dual.





CD-ROM para el profesor

Este CD-ROM pone el excepcional arte de *Química básica*, segunda edición, en la palma de su mano. Incluye todo el arte y las tablas del libro en formato de alta resolución (150 dpi) para uso en proyecciones en el salón de clase o cuando cree materiales de estudio y exámenes. Además, en el CD están disponibles los bosquejos de clase PowerPoint personalizables, así como archivos descargables del *Manual de soluciones del instructor* y del *Banco de pruebas*. También ofrecen preguntas adaptables para sistemas de respuesta en clase.

1 La química en nuestra vida



"La química es una parte integral en todos los aspectos de la investigación médico-legal de la muerte", dice Charles L. Cecil, antropólogo forense e investigador médico-legal de la muerte, Oficina del Forense de San Francisco. "Los análisis de gotas de sangre en la escena del crimen determinan si son humanas o no, mientras que los análisis de muestras toxicológicas de sangre y/u otros fluidos ayudan a determinar la causa y hora de la muerte. Los especialistas en antropología forense pueden analizar rastros de elementos traza en huesos para determinar el número de individuos cuando hay huesos humanos mezclados. Estas condiciones se encuentran con mucha frecuencia durante las investigaciones de violaciones masivas a los derechos humanos, como en el sitio de El Mozote, en El Salvador."

Los antropólogos forenses ayudan a la policía a identificar restos esqueléticos para determinar el género, edad aproximada, altura y posible causa de la muerte. El análisis óseo también proporciona información acerca de enfermedades o traumas que pudiera haber experimentado una persona.

AVANCES

1.1 Química y químicos

1.2 Método científico: pensar como científico

1.3 Plan de estudio para aprender química

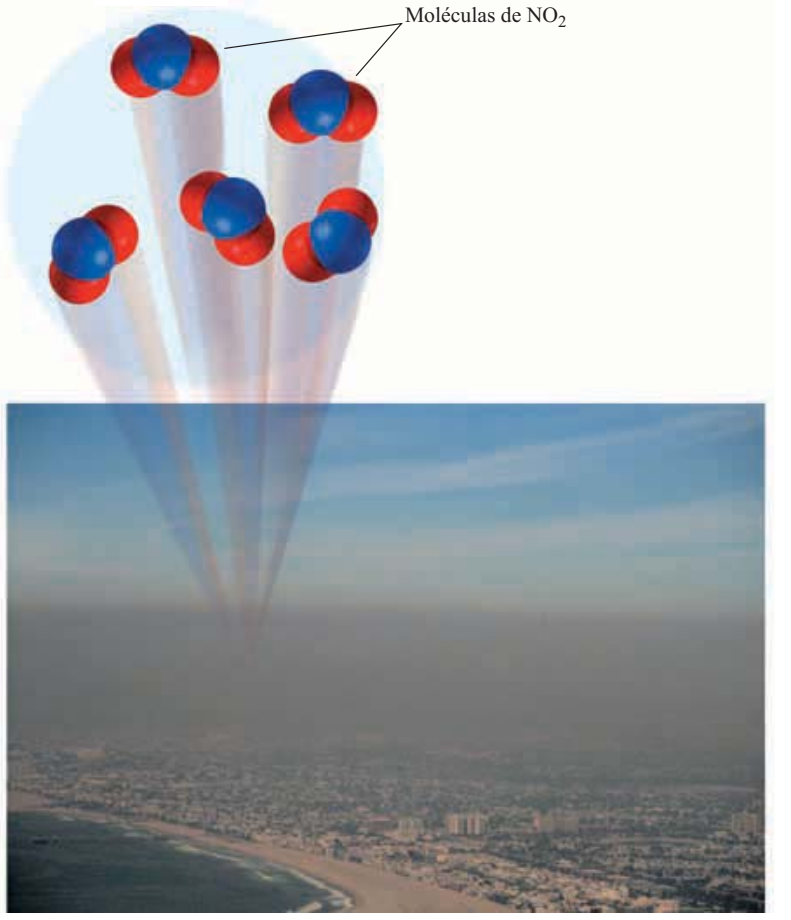
el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Ahora que estás en una clase de química, es posible que te preguntes qué vas a aprender. La química en realidad es una parte de muchas ciencias, así como de mucho de lo que te rodea. Tal vez has sentido curiosidad por algo que sucedió en tu entorno. Por ejemplo, ¿cómo produce esmog el escape de los automóviles? La química puede ayudarte a comprender el proceso de formación del esmog. En el motor de un automóvil, donde la temperatura es elevada, el nitrógeno (N_2) y el oxígeno (O_2) del aire se convierten en óxido de nitrógeno, que los químicos escriben como NO. El NO en el escape del automóvil reacciona con el oxígeno en el aire para producir dióxido de nitrógeno (NO_2), que le da al esmog la coloración café-rojiza.

Tal vez te hayas preguntado acerca de la destrucción de la capa de ozono en la atmósfera superior. En la década de 1970, los científicos determinaron que la luz del sol descomponía las sustancias llamadas clorofluorocarbonados en sustancias más pequeñas que destruían la capa de ozono. Como resultado, el uso de clorofluorocarbonados se ha descontinuado.

Tal vez hayas tenido curiosidad acerca de cómo la aspirina ayuda a reducir los dolores musculares. La química también te ayuda a explicar esto. Cuando una parte del cuerpo se lesiona, se liberan sustancias llamadas prostaglandinas, que causan inflamación y dolor. La aspirina bloquea la producción de prostaglandinas, lo que reduce la inflamación y el dolor. Los químicos y otros científicos alrededor del mundo usan la química para entender condiciones médicas y ambientales, de modo que puedan diseñar nuevos tratamientos y procesos que reduzcan el impacto



ambiental. Para el químico en el laboratorio, el médico en la unidad de diálisis y el científico agrícola, la química juega un papel central al proporcionar comprensión, la evaluación de soluciones y la toma de decisiones importantes.

1.1 Química y químicos

Meta de aprendizaje

Definir el término *química* e identificar sustancias como químicos.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
¿Qué es la química?

Química es el estudio de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia. *Materia* es otra palabra para denominar a todas las sustancias que conforman el mundo. ¿Acaso imaginas que la química sólo se hace en un laboratorio por un químico que viste bata y lentes de protección? En realidad, la química ocurre todos los días en tu entorno y tiene un gran impacto sobre todo lo que usas y haces. Tú haces química cuando cocinas, agregas cloro a una alberca o enciendes un automóvil. Una reacción química tiene lugar cuando un clavo se oxida o una tableta de antiácido se disuelve en agua. Las plantas crecen porque hay reacciones químicas que convierten al dióxido de carbono y al agua en energía y en carbohidratos. Las reacciones químicas tienen lugar cuando digieres el alimento y lo descompones en sustancias que necesitas para obtener energía y salud.





Todas las cosas que ves a tu alrededor están compuestas de uno o más químicos. Un **químico** es cualquier material utilizado en o producido por un proceso químico. Los procesos químicos tienen lugar todos los días en la naturaleza y en el cuerpo, así como en laboratorios químicos, plantas de fabricación y laboratorios farmacéuticos. Una **sustancia** es un compuesto químico que consta de un tipo de materia y siempre tiene la misma composición y propiedades dondequiera que se encuentre. Con frecuencia los términos *químico* y *sustancia* se usan de manera indistinta para describir un tipo específico de materia.

A diario usas productos que contienen sustancias desarrolladas y preparadas por los químicos. Cuando te bañas en la mañana, los compuestos químicos en el jabón y el champú se combinan con aceites en tu piel y cuero cabelludo y se remueven al enjuagarte con agua. Cuando cepillas tus dientes, los químicos en el dentífrico limpian tus dientes y evitan la placa y la pérdida de la dentadura. La pasta dental contiene químicos como abrasivos, agentes antibacteriales, fortalecedores del esmalte, colorantes y saborizantes. En la tabla 1.1 se mencionan algunas de las sustancias usadas para elaborar dentífricos. En los cosméticos y lociones, los compuestos químicos se usan para humectar, evitar el deterioro del producto y hacerlo espeso, combatir las bacterias. Tus ropas pueden estar hechas con fibras naturales como algodón, o sintéticas como nylon o poliéster. Tal vez tengas un anillo o reloj hecho de oro, plata o platino. Probablemente el cereal de tu desayuno



Tabla 1.1 Químicos usados comúnmente en los dentífricos

Químico	Función
Carbonato de calcio	Abrasivo usado para remover la placa dental.
Sorbitol	Evita la pérdida de agua y el endurecimiento del dentífrico.
Carragenina	Evita que la pasta se endurezca o se separe.
Glicerina	Hace que el dentífrico haga espuma en la boca.
Lauril sulfato de sodio	Detergente usado para aflojar la placa dental.
Dióxido de titanio	Hace la base blanca y opaca del dentífrico.
Triclosán	Agente antibacterial usado para inhibir a las bacterias que causan la placa y las enfermedades de las encías.
Monofluorofosfato de sodio	Evita la perforación de los dientes al fortalecer el esmalte dental con flúor.
Salicilato de metilo	Da un agradable sabor a menta.

esté fortificado con hierro, calcio,y fósforo, mientras que la leche que bebes está enriquecida con vitaminas A y D. Los antioxidantes son químicos que se agregan a tu cereal para evitar que se eche a perder. En la figura 1.1 se muestran algunos de los químicos que puedes encontrar cuando preparas alimentos en la cocina.

Problema de muestra 1.1 **Químicos cotidianos**

Identifica el químico descrito por cada uno de los siguientes enunciados:

a) El aluminio se usa para fabricar latas de refresco.

b) A lo largo de la historia, la sal (cloruro de sodio) se ha usado para preservar la carne y el pescado.

c) Algunas personas endulzan el café o el té con azúcar (sacarosa).

Solución

a) aluminio *b*) sal (cloruro de sodio) *c*) azúcar (sacarosa)

Comprobación de estudio

¿Cuáles de los siguientes son compuestos químicos?

a) hierro *b*) estaño *c*) una temperatura baja *d*) agua

Las respuestas a todas las *Comprobaciones de estudio* se encuentran al final de este capítulo y en la sección de *Respuestas*. Comprobar tus respuestas te permitirá saber si entendiste el material de esta sección.



Figura 1.1 Muchos de los objetos que se encuentran en una cocina se obtienen mediante procesos químicos.

P *¿Cuáles otros químicos se encuentran en una cocina?*

Preguntas y problemas **Química y químicos**

En cada capítulo, cada ejercicio impar rojo está relacionado con el siguiente ejercicio de número par. Las respuestas para todas las *Comprobaciones de estudio* y los ejercicios impares rojos se proporcionan al final de este capítulo. Las soluciones completas a los ejercicios impares están en la *Guía de estudio*.

1.1 Consulta un libro de referencia o diccionario y escribe una oración que defina lo siguiente:
a) química *b*) químico (profesional) *c*) químico (sustancia)

1.2 Pide a dos de tus amigos (no de tu clase) que definan los términos del problema 1.1. ¿Sus respuestas concuerdan con las definiciones que elaboraste?

1.3 Consigue un frasco de vitaminas u otro artículo empacado y observa la lista de ingredientes. Menciona cuatro. ¿Cuáles son químicos?

1.4 Consigue una caja de cereal y observa la lista de ingredientes. Menciona cuatro. ¿Cuáles son químicos?

1.5 Lee las etiquetas de algunos artículos de tu botiquín. ¿Cuáles son los nombres de algunos químicos contenidos en dichos artículos?

1.6 Lee las etiquetas de los productos que se usan para lavar y limpiar un automóvil. ¿Cuáles son los nombres de algunos químicos contenidos en dichos productos?

1.7 Un champú "libre de químicos" incluye los ingredientes: agua, cocoamida, glicerina y ácido cítrico. ¿El champú es "libre de químicos"?

1.8 Un protector solar "libre de químicos" incluye los ingredientes: dióxido de titanio, vitamina E y vitamina C. ¿El protector solar es "libre de químicos"?

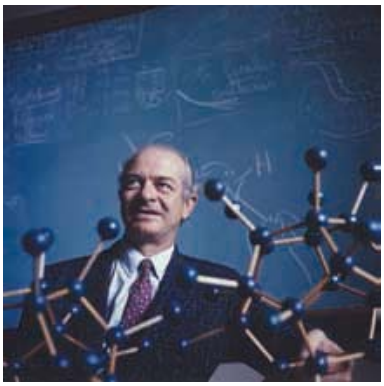
1.9 Los pesticidas son químicos. Menciona una ventaja y una desventaja de usarlos.

1.10 El azúcar es un químico. Menciona una ventaja y una desventaja de comer azúcar.

1.2 Método científico: pensar como científico

Meta de aprendizaje

Describir las actividades que son parte del método científico.



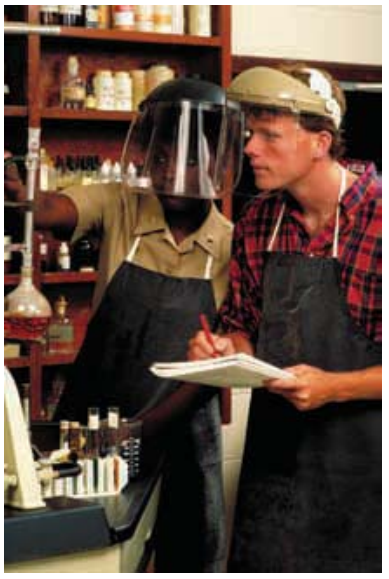
Cuando eras pequeño explorabas las cosas de tu entorno mediante el tacto y el gusto. Cuando creciste hacías preguntas acerca del mundo en el que vivías: ¿qué es un relámpago? ¿De dónde viene el arco iris? ¿Por qué el agua es azul? Como adulto podrías preguntar cómo funcionan los antibióticos. Cada día haces preguntas y buscas respuestas que organizas y dan sentido al mundo en el que vives.

Cuando el galardonado con el Premio Nobel, Linus Pauling, describió su vida de estudiante en Oregon, recordó que leía muchos libros de química, mineralogía y física. "Reflexionaba acerca de las propiedades de los materiales: por qué algunas sustancias tenían color y otras no; por qué algunos minerales o compuestos inorgánicos eran duros y otros suaves." Él mencionaba: "Yo he ido acumulando grandes antecedentes de conocimientos empíricos, pero al mismo tiempo hago un gran número de preguntas." Linus Pauling ganó dos premios Nobel: el primero, en 1954, fue en química por su obra acerca de la estructura de las proteínas, y el segundo, en 1962, fue el Premio de la Paz.

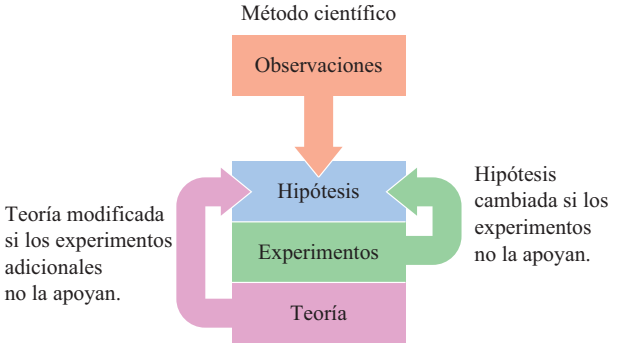
Método científico

Aunque el proceso de comprender la naturaleza es único para cada científico, existe un conjunto de principios generales, llamado **método científico**, que describe el pensamiento de un científico.

1. **Observaciones.** El primer paso en el método científico es observar, describir y medir algún evento en la naturaleza. Las observaciones basadas en mediciones se llaman *datos*.
2. **Hipótesis.** Después de recolectar suficientes datos, se propone una *hipótesis* que establezca una posible interpretación de las observaciones. La hipótesis se debe establecer en una forma que se pueda poner a prueba mediante experimentos.



3. **Experimentos.** Los experimentos son pruebas que determinan la validez de la hipótesis. Con frecuencia se realizan muchos experimentos y se recopila una gran cantidad de datos. Si los resultados de los experimentos proporcionan resultados diferentes a los predichos por la hipótesis, se propone una hipótesis nueva o modificada y se lleva a cabo un nuevo grupo de experimentos.
4. **Teoría.** Cuando los experimentos se pueden repetir por muchos científicos con resultados consistentes que confirmen la hipótesis, la hipótesis se convierte en *teoría*. Sin embargo, cada teoría sigue siendo puesta a prueba y, con base en nuevos datos, a veces es necesario modificarla o incluso sustituirla. Luego se propone una nueva hipótesis y el proceso de experimentación se repite.



Uso del método científico en la vida cotidiana

Es posible que te sorprendas al darte cuenta de que usas el método científico en tu vida diaria. Supongamos que visitas a un amigo en su casa. Poco después de llegar, tus ojos comienzan a picarte y empiezas a estornudar. Luego observas que tu amigo tiene un gato. Entonces te preguntas por qué estornudas y te formas la hipótesis de que eres alérgico a los gatos. Para probar tu hipótesis, sales de la casa de tu amigo. Si los estornudos cesan, tal vez tu hipótesis sea correcta. Pruebas tu hipótesis otra vez al visitar a otro amigo quien también tiene un gato. Si comienzas a estornudar de nuevo, tus resultados experimentales indican que eres alérgico a los gatos. Sin embargo, si continúas estornudando después de dejar la casa de tu otro amigo, tu hipótesis no se sostiene. Ahora necesitas formar una nueva hipótesis, que podría ser que tienes gripe.

Problema de muestra 1.2 **Método científico**

Identifica cada uno de los siguientes enunciados como observación o hipótesis:

a) Una bandeja de plata adquiere un deslucido color gris cuando se deja descubierta.

b) El agua se congela a 0°C.

c) Los cubos de hielo tienen mayor volumen que el líquido del que se formaron porque las moléculas de agua están más separadas en la estructura del hielo que en la forma líquida.

Solución

a) observación *b*) observación *c*) hipótesis

Comprobación de estudio

En la libreta de un estudiante se encuentran los siguientes enunciados. Identifica cada uno como (**1**) observación**,** (**2**) hipótesis o (**3**) experimento.

a) "Hoy planté dos semillas de jitomate en el jardín. Otras dos semillas de jitomate las puse en un clóset. A todas las plantas les pondré la misma cantidad de agua y fertilizante."

b) "Después de 50 días, las plantas de jitomate del jardín tienen 1 m de altura, con hojas verdes. Las plantas del clóset miden 20 cm y están amarillas."

c) "Las plantas de jitomate necesitan luz solar para crecer."

NOTA QUÍMICA

PRIMEROS QUÍMICOS: LOS ALQUIMISTAS

Durante muchos siglos, la química estudió los cambios en la materia. Desde la época de los griegos hasta aproximadamente el siglo XVI, los alquimistas describieron la materia en términos de cuatro componentes de la naturaleza: tierra, aire, fuego y agua, con las cualidades de calor, frío, húmedo o seco. Hacia el siglo VIII, los alquimistas creían que podían reordenar estas cualidades en tal forma, que metales como el cobre y el plomo se pudieran convertir en oro o plata. Buscaron una sustancia desconocida llamada piedra filosofal, que creían convertiría los metales en oro y conservaría la juventud y pospondría la muerte. Aunque estos esfuerzos fracasaron, los alquimistas proporcionaron información acerca de los procesos y reacciones químicas implicadas en la extracción de metales de los minerales. Los alquimistas también diseñaron parte del equipo del primer laboratorio y desarrollaron procedimientos básicos de laboratorio. Estos esfuerzos tempranos constituyeron las primeras observaciones y experimentos que usaron el método científico.

Un alquimista, que usó el nombre de Paracelso (1493-1541), pensaba que la alquimia no sólo buscaba producir oro, sino preparar nuevas medicinas. A través de la observación y experimentos, vio al cuerpo como una serie de procesos químicos que se podían desequilibrar mediante ciertos compuestos químicos y volver a equilibrarlo mediante el uso de minerales y medicinas. Por ejemplo, determinó que las enfermedades pulmonares de los mineros eran causadas por la inhalación de polvo, no por espíritus subterráneos. También planteó que el bocio era un problema causado por beber agua y trató la sífilis con compuestos de mercurio. Su opinión de las medicinas era que la dosis correcta hacía la diferencia entre un veneno y una cura. En la actualidad, esta idea es parte del análisis de riesgo de las medicinas. Paracelso transformó la alquimia de tal forma que ayudó a establecer la medicina y química modernas.





Ciencia y tecnología

Cuando la información científica se aplica a usos industriales y comerciales se llama tecnología. Tales usos han hecho de la industria química una de las industrias más grandes de Estados Unidos. Cada año, la tecnología proporciona nuevos materiales o procedimientos que producen más energía, curan enfermedades, mejoran los cultivos y generan nuevos tipos de materiales sintéticos. La tabla 1.2 menciona algunos descubrimientos científicos, leyes, teorías e innovaciones tecnológicas importantes producidas durante los 300 últimos años.

Sin embargo, también ha habido consecuencias no intencionales en la investigación científica. La producción de algunas sustancias ha contribuido al desarrollo de condiciones peligrosas en el ambiente. Ahora nos preocupamos por los requerimientos de energía de nuevos productos y cómo algunos materiales pue-

Tabla 1.2 Descubrimientos tecnológicos o teorías científicas importantes

Descubrimiento/teoría	Fecha	Nombre del científico	Nacionalidad
Ley de la Gravitación	1687	Isaac Newton	Inglaterra
Oxígeno	1774	Joseph Priestley	Inglaterra
Batería eléctrica	1800	Alessandro Volta	Italia
Teoría atómica	1803	John Dalton	Inglaterra
Anestesia, éter	1842	Crawford Long	Estados Unidos
Nitroglicerina	1847	Ascanio Sobrero	Italia
Teoría de la generación espontánea	1865	Louis Pasteur	Francia
Cirugía antiséptica	1865	Joseph Lister	Inglaterra
Descubrimiento de ácidos nucleicos	1869	Friedrich Miescher	Suiza
Radiactividad	1896	Henri Becquerel	Francia
Descubrimiento del radio	1898	Marie and Pierre Curie	Francia
Teoría cuántica	1900	Max Planck	Alemania
Teoría de la relatividad	1905	Albert Einstein	Alemania
Identificación de compuestos del ARN y ADN	1909	Phoebus Theodore	Estados Unidos
Insulina	1922	Frederick Banting, Charles Best, John Macleod	Canadá
Penicilina	1928	Alexander Fleming	Inglaterra
Nylon	1937	Wallace Carothers	Estados Unidos
Descubrimiento de ADN como material genético	1944	Oswald Avery	Estados Unidos
Producción sintética de elementos transuránicos	1944	Glenn Seaborg, Arthur Wahl, Joseph Kennedy, Albert Ghiorso	Estados Unidos
Determinación de la estructura del ADN	1953	Francis Crick, Rosalind Franklin, James Watson	Inglaterra Estados Unidos
Vacuna de la polio	1954 1957	Jonas Salk Albert Sabin	Estados Unidos
Láser	1958 1960	Charles Townes Theodore Maiman	Estados Unidos
MRI	1980	Paul Lauterbur	Estados Unidos
Teléfonos celulares	1973	Martin Cooper	Estados Unidos
Prozac	1988	Ray Fuller	Estados Unidos
Inhibidor de proteasa VIH	1995	Joseph Martin, Sally Redshaw	Estados Unidos

NOTA QUÍMICA

DDT: BUEN PESTICIDA, MAL PESTICIDA

El DDT (diclorodifeniltricloroetano) alguna vez fue uno de los pesticidas más comunes. Aunque se fabricó por primera vez en 1874, no se usó como insecticida sino hasta 1939. Antes de su extenso uso, las enfermedades producidas por insectos, como la malaria y el tifo, estaban fuera de control en muchas partes del mundo. Paul Mueller, quien descubrió que el DDT era un pesticida efectivo, fue reconocido por salvar muchas vidas y recibió el Premio Nobel de Medicina y Fisiología en 1948. El DDT se consideró el pesticida ideal porque era tóxico para muchos insectos, tenía una baja toxicidad para los humanos y animales, y no era costosa su preparación.

En Estados Unidos, el DDT se usó ampliamente en jardines caseros, así como en cultivos de granjas, particularmente de algodón y soya. Debido a su estructura química estable, el DDT no se descomponía rápidamente en el ambiente, lo que significaba que no tenía que aplicarse con frecuencia. Al principio todos estaban agradecidos con el DDT, pues la producción de las cosechas aumentó y las enfermedades como la malaria y el tifo se controlaron.

Sin embargo, a principios de la década de 1950, comenzaron a surgir problemas atribuidos al DDT. Los insectos se estaban volviendo más resistentes al pesticida. Al mismo tiempo, hubo una creciente preocupación pública por el impacto a largo plazo de una sustancia que podía permanecer en el ambiente durante muchos años. Los sistemas metabólicos de humanos y animales no podían descomponer el DDT, que es soluble en grasas pero no en el agua, y se almacenaba en los tejidos grasos del cuerpo. A pesar de que las concentraciones de DDT aplicadas a los cultivos eran muy bajas, las concentraciones de DDT encontradas en peces y en las aves que se comían a los peces eran hasta 10



millones de veces mayores. Se descubrió que el DDT reducía el calcio en los cascarones de huevo, lo que provocaba que los huevos en incubación se rompieran con facilidad. Debido a estas dificultades con la reproducción, las poblaciones de aves como el águila calva y el pelícano café disminuyeron significativamente.

Hacia 1972, el DDT se prohibió en Estados Unidos. La Agencia de Protección Ambiental (EPA por sus siglas en inglés) reportó que los niveles de DDT se redujeron a 90% en los peces del lago Michigan hacia 1978. En la actualidad, nuevos tipos de pesticidas, que son más solubles en agua y no persisten en el ambiente, sustituyen a pesticidas de larga duración como el DDT. Sin embargo, estos nuevos pesticidas son mucho más tóxicos para los humanos.

den causar cambios en los océanos y la atmósfera. Queremos saber si los nuevos materiales se pueden reciclar, cómo se descomponen y si hay procesos que sean más seguros. Las formas en las que continuamos utilizando la investigación científica impactará el planeta en el futuro. Estas decisiones serían mejores si cada ciudadano tuviera una mayor comprensión de la ciencia.

Preguntas y problemas Método científico: pensar como científico

1.11 Define cada una de las siguientes etapas del método científico:
a) hipótesis b) experimento
c) teoría d) observación

1.12 En los incisos identifica cada una de las siguientes actividades en el método científico como:
(1) observación **(2)** hipótesis
(3) experimento **(4)** teoría
a) Formular una posible explicación de tus resultados experimentales.
b) Recolección de datos.
c) Diseñar un plan experimental que dará nueva información acerca de un problema.
d) Establecer un resumen generalizado de tus resultados experimentales.

1.13 En un popular restaurante, donde Chang es el cocinero jefe, ocurre lo siguiente:
(1) Chang determina que las ventas de la ensalada del chef han caído.
(2) Chang decide que la ensalada del chef necesita un nuevo aderezo.
(3) En una prueba de sabor, se preparan cuatro tazones de lechuga con cuatro nuevos aderezos: semilla de sésamo, aceite y vinagre, queso azul y anchoas.
(4) Los degustadores califican el aderezo con semillas de sésamo como el mejor.
(5) Después de dos semanas, Chang nota que las órdenes de la ensalada del chef con el nuevo aderezo de sésamo se duplicaron.

(6) Chang concluye que el aderezo de sésamo mejoró las ventas de la ensalada del chef porque mejoró su sabor.

Identifica cada actividad como

a) observación *b*) hipótesis
c) experimento *d*) teoría

1.14 Lucía quiere desarrollar un proceso para teñir camisetas de modo que el color no se desvanezca cuando se lave la prenda. Ella realiza las siguientes actividades:

(1) Lucía nota que la tinta en un diseño se desvanece cuando lava la camiseta.

(2) Lucía decide que la tinta necesita algo para ayudarla a fijarse en la tela.

(3) Coloca una mancha de tinte sobre cada una de cuatro camisetas y luego pone por separado cada una en agua, agua con sal, vinagre y polvo para hornear y agua.

(4) Después de una hora, saca todas las camisetas y las lava con detergente.

(5) Lucía nota que la tinta se desvaneció en las camisetas que puso en agua, en agua con sal y en polvo para hornear, mientras que la tinta se mantuvo en la camiseta mojada en vinagre.

(6) Lucía piensa que el vinagre se enlaza con la tinta de modo que no se desvanece cuando lava la camiseta.

Identifica cada actividad como

a) observación *b*) hipótesis
c) experimento *d*) teoría

1.3 Plan de estudio para aprender química

Meta de aprendizaje

Desarrollar un plan de estudio para aprender química.

Ya estás estudiando química, tal vez por primera vez. Cualesquiera sean tus razones para elegir estudiar química, puedes ver hacia adelante para aprender muchas nuevas y excitantes ideas.

Características de este texto para ayudarte a estudiar química

Este texto se diseñó con varios auxiliares de estudio para complementar diferentes estilos de aprendizaje. En la parte interna de la portada hay una tabla periódica de los elementos, que proporciona información acerca de éstos. En la parte interna de la contraportada hay tablas que resumen información necesaria a lo largo del estudio de la química. Cada capítulo comienza con *Avances*, que subrayan los temas del capítulo. Una *Meta de aprendizaje* al comienzo de cada sección prevé los conceptos que aprenderás.

Antes de empezar a leer el texto, revisa la lista de temas de los *Avances* para obtener un panorama del capítulo. Mientras te preparas para leer una sección, observa el título de la sección y conviértelo en pregunta. Por ejemplo, para la sección 1.1, titulada "Química y químicos", podrías escribir una pregunta como "¿Qué es la química?" o "¿qué son los químicos?". Cuando estés listo para leer dicha sección, revisa la *Meta de aprendizaje*. Una *Meta de aprendizaje* te dice qué esperar en dicha sección y qué vas a lograr. Conforme lees, intenta responder las preguntas que escribiste para la sección. Los *Problemas de muestra* presentan un abordaje, paso a paso, mediante una *Guía para resolver problemas (GRP)* visual. Cuando llegues a un problema de muestra, toma el tiempo para trabajarlo, resuelve cada *Comprobación de estudio* y prueba tu respuesta. Si tus respuestas coinciden, muy probablemente comprendiste el tema. Si tu respuesta no coincide, necesitas estudiar de nuevo la sección. Al final de cada sección encontrarás un conjunto de *Preguntas y problemas* que te permiten aplicar la resolución de problemas inmediatamente a los nuevos conceptos.

A lo largo de cada capítulo aparecen elementos que te ayudan a conectar la química con eventos de la vida real. Las figuras y diagramas usan ilustraciones para mostrar el nivel atómico de organización de los objetos ordinarios. Estos modelos visuales ilustran los conceptos descritos en el texto y te permiten "ver" el mundo en una forma microscópica. Los recuadros llamados *Nota química* conectan los conceptos químicos que estudias con situaciones de la vida real.

Al final de cada capítulo encontrarás muchos auxiliares de estudio que completan el texto. Los *Términos clave* están en negrillas en el texto y se mencionan

Tabla 1.3 Pasos en el aprendizaje activo

1. Lee el conjunto de temas en los *Avances* para formar un panorama del material.
2. Elabora una o varias preguntas a partir del título de la sección que vas a leer.
3. Lee la sección buscando respuestas a tus preguntas.
4. Aplica un autoexamen al trabajar los *Problemas de muestra* y las *Comprobaciones de estudio* dentro de cada sección.
5. Completa las *Preguntas y problemas* que siguen a cada sección y comprueba las respuestas a los números impares.
6. Avanza a la siguiente sección y repite los pasos.

de nuevo al final del capítulo. El *Repaso del capítulo* y los *Mapas conceptuales* al final de cada capítulo ofrecen un resumen y muestran las conexiones entre conceptos importantes. *Preguntas y problemas adicionales* al final de cada capítulo proporcionan más problemas para probar tu comprensión de los temas revisados. Todos los problemas se presentan en pares, y las respuestas a los problemas con número impar se muestran al final del capítulo.

Uso de aprendizaje activo para aprender química

Un estudiante que sea un aprendiz activo piensa acerca de los nuevos conceptos químicos mientras lee el texto y asiste a clase. Veamos cómo se hace.

Mientras lees y practicas la resolución de problemas, permaneces activamente involucrado en el estudio, lo que mejora el proceso de aprendizaje. De esta forma, aprendes pequeños trozos de información y estableces los cimientos para comprender la siguiente sección. También puedes anotar las preguntas que tengas acerca de la lectura para discutir con tu profesor o instructor de laboratorio. La tabla 1.3 resume los pasos para el aprendizaje activo. El tiempo que empleas en la lectura también es útil como tiempo de aprendizaje. Al seguir el calendario de clases y leer el material asignado antes de la sesión, estás al tanto de los nuevos términos y conceptos que necesitas aprender. Algunas preguntas que surgen durante tu lectura se responden durante la clase. Si no, pregunta a tu profesor para una mejor comprensión.

Muchos estudios indican que, para muchos estudiantes, estudiar con un grupo puede ser benéfico para aprender. En un grupo, los estudiantes se motivan mutuamente para estudiar, llenar los huecos y corregir las malas interpretaciones al enseñar y aprender juntos. Estudiar solo no permite el proceso de la corrección de pares que tiene lugar cuando trabajas con un grupo en tu clase. En un grupo puedes captar las ideas más ampliamente mientras discutes la lectura y la resolución de problemas con otros compañeros. Esperar a estudiar hasta la noche anterior al examen no te da tiempo para comprender los conceptos y practicar la resolución de problemas, y se pueden ignorar o eludir las ideas importantes el día del examen.

Piensa científicamente acerca de tu plan de estudio

Conforme te embarcas en tu viaje hacia el mundo de la química, piensa en tu enfoque para estudiar y aprender la asignatura. Considera algunas de las ideas de la siguiente lista. Marca aquellas que te ayudarán a aprender exitosamente. Comprométete ahora con ellas. El éxito depende de ti.

Mi estudio de la química incluirá lo siguiente:

_____ Revisar las *Metas de aprendizaje*.

_____ Llevar una libreta de problemas.

_____ Leer el texto como un aprendiz activo.

_____ Aplicar un autoexamen al trabajar los problemas del capítulo y comprobar las soluciones en el texto.
_____ Leer el capítulo antes de clase.
_____ Ser un aprendiz activo en clase.
_____ Asistir a clase.
_____ Organizar un grupo de estudio.
_____ Ver al profesor durante horas de oficina.
_____ Asistir a sesiones de repaso.
_____ Organizar mis propias sesiones de repaso.
_____ Estudiar un poco más tan frecuentemente como pueda.

Problema de muestra 1.3 **Un plan de estudio para aprender química**

¿Cuáles de las siguientes actividades incluirías en un plan de estudio para aprender química exitosamente?
a) Faltar a clase.
b) Formar un grupo de estudio.
c) Llevar una libreta de problemas.
d) Estudiar la noche anterior al examen.
e) Convertirme en aprendiz activo.

Solución

Tu éxito en química se puede facilitar si tú
a) formas un grupo de estudio.
b) llevas una libreta de problemas.
c) te conviertes en aprendiz activo.

Comprobación de estudio

¿Cuáles de las siguientes actividades te ayudarían a aprender química?
a) Faltar a sesiones de repaso.
b) Trabajar los problemas asignados.
c) Asistir con el profesor en las horas de oficina.
d) Estar despierto toda la noche antes del examen.
e) Leer la asignación antes de clase.

Preguntas y problemas Un plan de estudio para aprender química

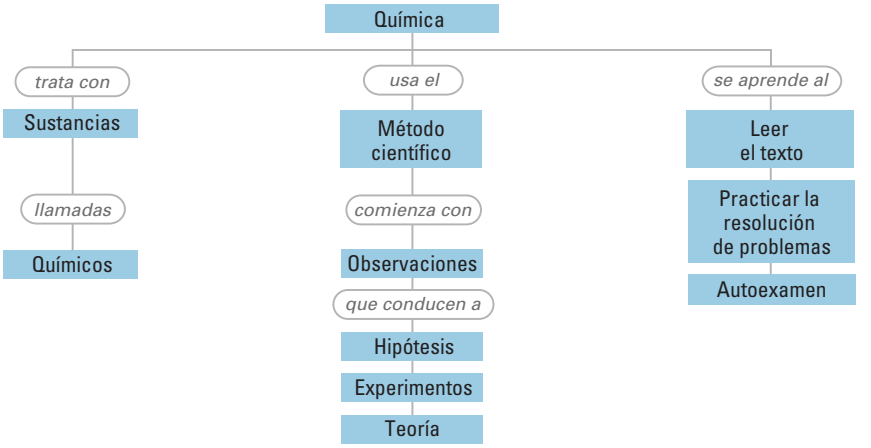
1.15 ¿Menciona cuatro cosas que puedes hacer para ayudarte a triunfar en el aprendizaje de la química?

1.16 ¿Menciona cuatro cosas que dificultarían tu aprendizaje de química?

1.17 Un estudiante en tu clase te pide consejo para aprender química. ¿Cuáles de las siguientes actividades le sugerirías?
a) Formar un grupo de estudio.
b) Faltar a clases.
c) Visitar al profesor durante horas de oficina.
d) Esperar hasta la noche antes de examen para estudiar.
e) Convertirse en un aprendiz activo.

1.18 Un estudiante en tu clase te pide consejo para aprender química. ¿Cuáles de las siguientes actividades le sugerirías?
a) Resolver los problemas asignados.
b) No leer el libro; nunca viene en el examen.
c) Asistir a las sesiones de repaso.
d) Leer la asignación antes de clase.
e) Llevar una libreta de problemas.

Mapa conceptual **Química en nuestras vidas**



Repaso del capítulo

1.1 Química y químicos

La química es el estudio de la composición de las sustancias y la forma en la que interactúan con otras sustancias. Un químico es cualquier sustancia usada en o producida por un proceso químico.

1.2 Método científico: pensar como científico

El método científico es un proceso de explicación de los fenómenos naturales que comienza con observaciones, hipótesis y experimentos, que puede conducir a una teoría cuando los resultados experimentales apoyan la hipótesis. La tecnología implica la aplicación de información científica a usos industriales y comerciales.

1.3 Plan de estudio para aprender química

Un plan de estudio para aprender química utiliza las características visuales del texto y desarrolla un acercamiento a un aprendizaje activo para estudiar. Al usar las *Metas de aprendizaje* del capítulo y trabajar los *Problemas de muestra* y las *Comprobaciones de estudio*, así como los problemas al final de cada sección, el estudiante puede aprender exitosamente los conceptos de la química.

Términos clave

experimento Procedimiento que pone a prueba la validez de una hipótesis.
hipótesis Explicación no verificada de un fenómeno natural.
método científico Proceso de hacer observaciones, proponer una hipótesis, probar la hipótesis y desarrollar una teoría que explique un evento natural.
observación Información determinada al advertir y registrar un fenómeno natural.
química Ciencia que estudia la composición de las sustancias y la forma en que interactúan con otras sustancias.
químico Sustancia usada en o producida por un proceso químico.
sustancia Tipo particular de materia que tiene la misma composición y propiedades dondequiera que se encuentre.
teoría Explicación de una observación que fue validada por experimentos que apoyan una hipótesis.

Comprensión de conceptos

1.19 De acuerdo con Sherlock Holmes, "uno debe seguir las reglas del cuestionamiento científico, recopilación, observación y prueba de datos, luego formular, modificar y rechazar hipótesis, hasta que quede sólo una." ¿Sherlock usó el método científico? ¿Por qué sí o por qué no?





1.20 En *Un escándalo en Bohemia,* Sherlock Holmes recibe una nota misteriosa. Él afirma: "No tengo datos todavía. Es un error mayúsculo teorizar antes de que uno tenga datos. Insensiblemente uno comienza a convertir los hechos en teorías adecuadas en lugar de teorías en hechos adecuados." ¿Qué crees que trata de decir Sherlock?

1.21 Clasifica cada uno de los siguientes enunciados como observación, hipótesis o teoría:
a) El aluminio se funde a 660°C.
b) Los dinosaurios se extinguieron cuando un gran meteorito golpeó la Tierra e hizo que una gran nube de polvo disminuyera severamente la cantidad de luz que llega a la Tierra.
c) La carrera de 100 yardas se corrió en 9.8 segundos.

1.22 Clasifica cada uno de los siguientes enunciados como observación, hipótesis o teoría:
a) El análisis de diez platos de cerámica demostró que cuatro contenían niveles de plomo que superaban los estándares de seguridad federales.
b) Las estatuas de mármol experimentan corrosión con la lluvia ácida.
c) Las estatuas se corroen con lluvia ácida porque la acidez es suficiente para disolver el carbonato de calcio, la principal sustancia del mármol.

Preguntas y problemas adicionales

1.23 ¿Por qué el método científico incluye una hipótesis?

1.24 ¿Por qué la experimentación es una parte importante del método científico?

1.25 Selecciona la(s) frase(s) correcta(s) para completar el siguiente enunciado: si los resultados experimentales no apoyan tu hipótesis, debes
a) pretender que los resultados experimentales sí apoyan tu hipótesis.
b) escribir otra hipótesis.
c) hacer más experimentos.

1.26 Selecciona la(s) frase(s) correcta(s) para completar el siguiente enunciado: una hipótesis se convierte en teoría cuando
a) un experimento prueba la hipótesis.
b) muchos experimentos realizados por muchos científicos validan la hipótesis.
c) decides llamarla teoría.

1.27 ¿Qué de lo siguiente te ayudará a desarrollar un plan de estudio exitoso?
a) Faltar a clase y sólo leer el libro.
b) Trabajar los *problemas de muestra* mientras avanzas en el capítulo.
c) Ir con tu profesor en las horas de oficina.
d) Leer el capítulo, pero trabajar los problemas más tarde.

1.28 ¿Qué de lo siguiente te ayudará a desarrollar un plan de estudio exitoso?
a) Estudiar toda la noche antes del examen.
b) Formar un grupo de estudio y discutir juntos los problemas.
c) Trabajar los problemas en una libreta para fácil referencia.
d) Copiar las respuestas de la tarea de un amigo.

Preguntas de desafío

1.29 Clasifica cada uno de los siguientes enunciados como (**1**) observación, (**2**) hipótesis o (**3**) experimento:
a) La llanta de la bicicleta está baja.
b) Si pongo aire a la llanta de la bicicleta, se expandirá al tamaño adecuado.
c) Cuando puse aire a la llanta de la bicicleta, todavía estaba baja.
d) La llanta de la bicicleta debe tener una fuga.

1.30 Clasifica cada uno de los siguientes enunciados como (**1**) observación, (**2**) hipótesis o (**3**) experimento:
a) Un tronco grande en el fuego no se quema bien.
b) Si corto el tronco en piezas más pequeñas se quemará mejor.
c) Las piezas de madera más pequeñas se queman mejor y hacen un fuego más cálido.
d) Las piezas de madera pequeñas se queman más rápido que el tronco grande.

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

1.1 a, b y d

1.2 *a*) experimento (**3**) *b*) observación (**1**) *c*) hipótesis (**2**)

1.3 b, c y e

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

1.1 *a*) La química es la ciencia de la composición y propiedades de la materia.
b) Un químico es un científico que estudia la composición y cambios de la materia.
c) Un químico es una sustancia que se usa o produce en un proceso químico.

1.3 En un frasco de vitaminas se enlistan muchos químicos, como vitamina A, vitamina B_3, vitamina B_{12}, vitamina C, ácido fólico, etcétera.

1.5 Artículos comunes que se encuentran en un botiquín y los químicos que contiene:
Tabletas antiácidas: carbonato de calcio, celulosa, almidón, ácido esteárico, dióxido de silicio.
Enjuague bucal: agua, alcohol, glicerol, benzoato de sodio, ácido benzoico.
Jarabe para la tos: mentol, beta-caroteno, sacarosa, glucosa.

1.7 No. Todos los ingredientes son químicos.

1.9 Una ventaja de un pesticida es que elimina a los insectos que dañan los cultivos. Una desventaja es que un pesticida puede eliminar insectos benéficos o retenerse en un cultivo que finalmente ingieren los animales o los humanos.

1.11 *a*) Una hipótesis propone una posible explicación a un fenómeno natural.
b) Un experimento es un procedimiento que pone a prueba la validez de una hipótesis.
c) Una teoría es una hipótesis que fue validada muchas veces por muchos científicos.
d) Una observación es una descripción o medición de un fenómeno natural.

1.13 *a*) 1, 4 y 5 son observaciones.
b) 2 es una hipótesis.
c) 3 es un experimento.
d) 6 es una teoría.

1.15 Existen muchas, incluidas formar un grupo de estudio, ir a clase, trabajar los problemas de muestra y comprobaciones de estudio, trabajar los problemas y comprobar las respuestas, leer la asignación antes de clase, llevar una libreta de problemas, etcétera.

1.17 a, c y e

1.19 Sí, la investigación de Sherlock incluye observaciones (recopilar datos), formulación de hipótesis, poner a prueba la hipótesis y modificarla hasta que una de las hipótesis se valide.

1.21 *a*) observación *b*) hipótesis o teoría *c*) observación

1.23 Una hipótesis, que es una posible explicación para una observación, se puede poner a prueba con experimentos.

1.25 b y c

1.27 b y c

1.29 *a*) (**1**) observación *b*) (**2**) hipótesis *c*) (**3**) experimento *d*) (**2**) hipótesis

2 Mediciones



"Yo uso mediciones casi en todas partes durante mi práctica de enfermería", dice la enfermera registrada Vicki Miller. "Cuando recibo la orden de medicación de un médico, tengo que verificarla. Luego extraigo un volumen cuidadosamente medido de una IV o ampolleta para crear dicha dosis particular. Algunas órdenes de dosis son específicas al tamaño del paciente. Mido el peso del paciente y calculo la dosis requerida para éste."

Las enfermeras usan mediciones cada vez que toman la temperatura, la altura, la masa o la presión arterial de un paciente. La medición se usa para obtener las cantidades correctas para inyecciones y medicaciones y para determinar los volúmenes de entrada y salida de fluidos. Las cantidades y unidades de cada medición se registran en el historial del paciente.

AVANCES

2.1 Unidades de medición
2.2 Notación científica
2.3 Números medidos y cifras significativas
2.4 Cifras significativas en cálculos
2.5 Prefijos y equivalencias
2.6 Escritura de factores de conversión
2.7 Resolución de problemas
2.8 Densidad

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Las mediciones son importantes en nuestra vida diaria. Piensa acerca de tu día: probablemente hiciste algunas mediciones. Acaso verificaste tu masa al subirte a una báscula. Si cocinaste arroz, agregaste dos tazas de agua a 1 taza de arroz. Si no te sentiste bien, tal vez te tomaste la temperatura. Siempre que haces una medición usas algún instrumento para medir, como una báscula, una taza medidora o un termómetro. A través de los años has aprendido a leer las marcas en cada instrumento para hacer una medición correcta.

En ciencia usamos las mediciones para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Un ingeniero determina la cantidad de metal en una aleación o el volumen de agua de mar que fluye a través de una planta desalinizadora. Un médico ordena pruebas de laboratorio para medir sustancias en la sangre como glucosa o colesterol. Un científico ambientalista mide los niveles de contaminantes en el suelo y la atmósfera, como plomo y monóxido de carbono.

Al aprender acerca de la medición, desarrollamos habilidades para resolver problemas y aprender cómo trabajar con números en química. Comprender la medición es esencial para evaluar nuestra salud y entorno.

2.1 Unidades de medición

Meta de aprendizaje

Escribir los nombres y abreviaturas para las unidades del sistema métrico o las unidades del SI usadas en mediciones de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

Supón que hoy caminaste 1.3 millas (mi) a la escuela llevando una mochila que pesaba 26 libras (lb). La temperatura a las 8:30 AM era de 45 grados Fahrenheit (°F). Si estas mediciones te parecen inusuales, es porque se usó el sistema inglés para medir cada una. Tal vez estés más familiarizado con las mediciones establecidas en el *sistema métrico*; entonces caminaste 2.1 kilómetros (km) a la escuela llevando una mochila que pesaba 12 kilogramos (kg). La temperatura a las 8:30 AM era de 7 grados Celsius (°C).

El **sistema métrico** lo usan los científicos y profesionales de la salud en todo el mundo. También es el sistema de medición más común en la mayoría de los países del mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico, llamada *Sistema Internacional de Unidades*, System International **(SI)**, para uniformar las unidades en todo el mundo. Para muchas mediciones usadas por los químicos, las unidades del sistema métrico y las unidades SI son las mismas. Para otras se utilizan unidades del sistema métrico más pequeñas.

Unidades en el sistema métrico y en el (SI) en química

Antes de obtener los detalles de la medición y los cálculos, observaremos las unidades que se usan comúnmente en química. Incluyen unidades para longitud, masa, volumen, temperatura y tiempo.

Longitud

La unidad en el sistema métrico y SI de longitud es el **metro (m).** En comparación con el sistema inglés, un metro es ligeramente mayor que una yarda (1.094 yd) o equivalente a 39.37 pulgadas (in), como se ve en la figura 2.1. Una unidad de longitud más pequeña, el **centímetro (cm)**, se usa más comúnmente en química y es aproximadamente tan ancho como tu dedo meñique.

1 metro = 1.094 yd.

1 metro = 39.37 in.

2.54 cm = 1 in.

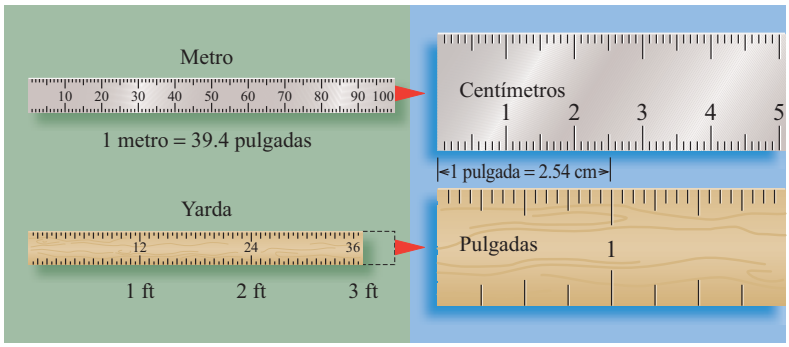


Figura 2.1 La longitud en el sistema métrico (SI) se basa en el metro, que es un poco más largo que una yarda.

P *¿Cuántos centímetros hay en una 1 pulgada?*

Volumen

El **volumen** (**V**) es la cantidad de espacio que ocupa una sustancia. La unidad SI de volumen, el **metro cúbico** ($\mathbf{m^3}$), es el volumen de un cubo cuyos lados miden 1 metro de largo. En un laboratorio químico, el metro cúbico es demasiado grande para su uso práctico. En vez de ello, los químicos trabajan con unidades del sistema métrico de volumen que son más pequeñas y más convenientes, como en **litro** (**L**) y el **mililitro** (**mL**)**.** Un litro es ligeramente mayor que un cuarto de galón (qt por su siglas en inglés) (1 L = 1.057 qt) y contiene 1000 mL, como se muestra en la figura 2.2. Un metro cúbico es el mismo volumen que 1000 L.

$1\ m^3 = 1000\ L$

$1\ L = 1.057$ cuarto

$1\ L = 1000\ mL$

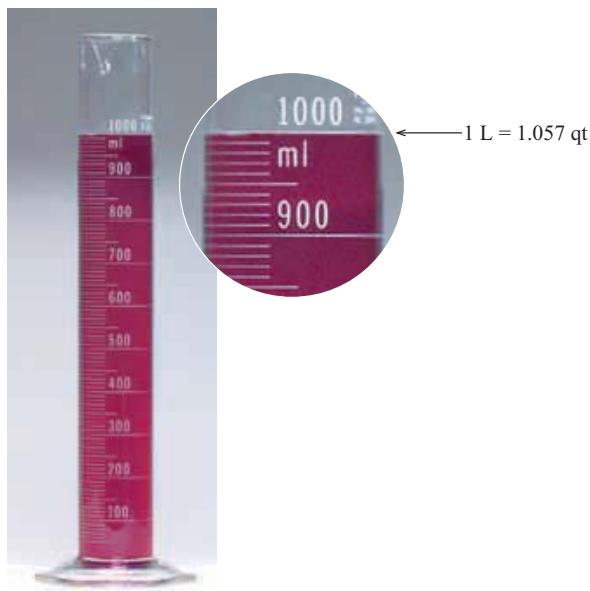


Figura 2.2 Volumen es el espacio ocupado por una sustancia. En el sistema métrico, el volumen se basa en el litro, que es ligeramente mayor que un cuarto de galón.

P *¿Cuántos cuartos de galón hay en 1 litro?*



Figura 2.3 En una báscula electrónica, la masa se muestra en gramos como una lectura digital.

P *¿Cuántos gramos hay en 1 libra de dulce?*

Masa

La **masa** de un objeto es la cantidad de material que contiene. Es posible que estés más familiarizado con el término *peso* que con el de masa. El peso de un objeto depende de su masa y la atracción sobre él de la gravedad. Por tanto, el peso de un objeto cambia conforme cambia la atracción gravitacional. En la Luna, un objeto pesa mucho menos que en la Tierra porque la atracción gravitacional en la Luna es mucho menor. Sin embargo, la masa es la misma porque la cantidad de material en dicho objeto es constante.

La unidad SI de masa es el **kilogramo (kg).** Para masas más pequeñas se usa la unidad métrica de **gramo (g).** Hay 1000 g en 1 kg. En un laboratorio químico, la báscula mide la masa de una sustancia en gramos, no su peso (figura 2.3). En comparación con el sistema inglés, la masa de 1 kilogramo es equivalente a 2.205 lb y 1 libra (lb) es equivalente a 453.6 g.

$$1\text{ kg} = 1000\text{ g}$$
$$1\text{ kg} = 2.205\text{ lb}$$
$$453.6\text{ g} = 1\text{ lb}$$



Figura 2.4 Un termómetro se usa para determinar la temperatura de una sustancia.

P *¿Qué tipos de lecturas de temperatura has realizado hoy?*

Temperatura

Probablemente usas un termómetro para ver cuán caliente está algo o cuán frío está afuera o acaso para determinar si tienes fiebre (figura 2.4). La **temperatura** de un objeto dice cuán caliente o frío está. Un típico termómetro de laboratorio consiste en un tubo de vidrio con un líquido que se expande conforme aumenta la temperatura. En la **escala Celsius** (**°C**, también llamado grado centígrado), el agua se congela a 0°C y hierve a 100°C, mientras que en la escala Fahrenheit (°F), el agua se congela a 32°F y hierve a 212°F. En el SI, la temperatura se mide con la **escala Kelvin** (**K**), donde a la menor temperatura posible se le asigna un valor de 0 K. Observa que las unidades de la escala Kelvin se llaman kelvins (**K**) y no tienen signo de grado.

Tiempo

Probablemente piensas en tiempo como años, días, minutos o segundos. De éstos, la unidad básica SI y métrica es el **segundo (s).** El estándar que ahora se usa para determinar un segundo es un reloj atómico. En la tabla 2.1 se muestra una comparación de unidades del sistema métrico y el SI para las mediciones.



Problema de muestra 2.1 **Medición en unidades en el SI**

Establece el tipo de medición (masa, longitud, volumen, temperatura o tiempo) indicado por la unidad en cada uno de los siguientes casos:

a) 45.6 kg *b*) 1.85 m^3
c) 45 s *d*) 315 K

Solución

a) masa *b*) volumen
c) tiempo *d*) temperatura

Tabla 2.1 Unidades de medición

Medición	Sistema métrico	SI
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Litro (l)	Metro cúbico (m^3)
Masa	Gramo (g)	Kilogramo (kg)
Tiempo	Segundo (s)	Segundo (s)
Temperatura	Celsius (°C)	Kelvin (K)

Comprobación de estudio

Proporciona la unidad SI y la abreviatura que se usaría para expresar las siguientes mediciones:

a) la longitud de un campo de futbol
b) la temperatura diurna en Marte *c*) la masa de un carro eléctrico

Las respuestas a todas las *Comprobaciones de estudio* se encuentran al final de este capítulo, en la sección de *Respuestas*. Comprobar tus respuestas te ayudará a saber si entendiste el material de esta sección.

Preguntas y problemas Unidades de medición

En cada capítulo, cada ejercicio impar rojo está relacionado con el siguiente ejercicio de número par. Las respuestas para todas las *Comprobaciones de estudio* y los ejercicios impares rojos se proporcionan al final de cada capítulo. Las soluciones completas a los ejercicios impares están en la *Guía de estudio*.

2.1 Establece el nombre de la unidad y el tipo de medición indicado para cada una de las siguientes cantidades:
a) 4.8 m *b*) 325 g *c*) 1.5 L *d*) 480 s
e) 28°C

2.2 Indica el nombre de la unidad y el tipo de medición indicado por cada una de las siguientes cantidades:
a) 0.8 L *b*) 3.6 m *c*) 14 kg *d*) 35 g
e) 373 K

2.3 Determina el nombre de la unidad e identifica dicha unidad como una unidad del SI, una unidad del sistema métrico, ambas o ninguna.
a) 5.5 m *b*) 45 kg *c*) 5 ft *d*) 25 s
e) 22°C

2.4 Establece el nombre de la unidad e identifica dicha unidad como una unidad del SI, una unidad del sistema métrico, ambas o ninguna.
a) 8 m^3 *b*) 245 K *c*) 45°F *d*) 125 L
e) 125 g

2.5 Señala el nombre de la unidad e identifica dicha unidad como una unidad del SI, una unidad del sistema métrico, ambas o ninguna.
a) 25.2 g *b*) 1.5 L *c*) 15°C *d*) 5.5 m
e) 15 s

2.6 Indica el nombre de la unidad e identifica dicha unidad como una unidad del SI, una unidad del sistema métrico, ambas o ninguna.
a) 245 K *b*) 45.8 kg *c*) 0.48 L *d*) 28.6 m
e) 4.2 m^3

Meta de aprendizaje

Escribir un número en notación científica

2.2 Notación científica

En química y ciencia en general, las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños y a veces muy grandes. Por ejemplo, el ancho de un cabello humano es de aproximadamente 0.000 008 m, y por lo general hay 100 000 cabellos en el cuero cabelludo humano promedio (figura 2.5). Por lo general, se deja un espacio entre conjuntos de tres dígitos para facilitar el conteo de cifras. Para ambas mediciones es conveniente usar la *notación científica*, una forma eficiente de escribir cifras muy grandes o muy pequeñas.

Elemento medido	Medición	Notación científica
Ancho de un cabello humano	0.000 008 m	8×10^{-6} m
Cabellos en un cuero cabelludo humano	100 000 cabellos	1×10^{5}cabellos

Cómo escribir un número en notación científica

Cuando un número se escribe en **notación científica**, hay dos partes: un coeficiente y una potencia de base 10. Por ejemplo, el número 2400 en notación científica es 2.4×10^3. El coeficiente es 2.4 y 10^3 muestra la potencia de base 10. El coeficiente se determina al mover el punto decimal tres lugares a la izquierda pa-

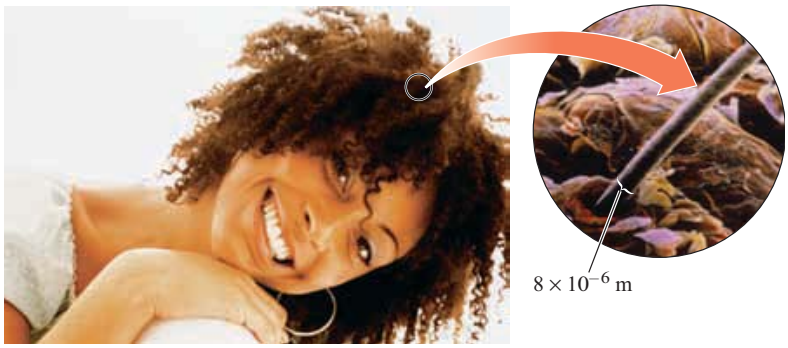


Figura 2.5 Los humanos tienen un promedio de 1×10^5 cabellos en su cuero cabelludo. Cada cabello tiene aproximadamente 8×10^{-6} m de ancho.

P *¿Por qué los números grandes y pequeños se escriben en notación científica?*

ra dar un número entre 1 y 10. Puesto que movimos el punto decimal tres lugares a la izquierda, la potencia de base 10 es un 3 positivo, lo que se escribe como 10^3. Para un número mayor que 1, la potencia de base 10 es positiva.

$$\underset{\leftarrow 3 \text{ lugares}}{2400.} = 2.4 \times 1000 = \underset{\text{Coeficiente}}{2.4} \times \underset{\substack{\text{Potencia} \\ \text{de base 10}}}{10^3}$$

Cuando un número menor que 1 se escribe en notación científica, el exponente de la potencia de base 10 es negativo. Por ejemplo, para escribir el número 0.000 86 en notación científica, el punto decimal se mueve a la derecha cuatro lugares para dar un coeficiente de 8.6, que es mayor que 1 pero menor que 10. Al mover el punto decimal cuatro lugares a la derecha, la potencia de base 10 se vuelve un 4 negativo, o 10^{-4}.

$$\underset{4 \text{ lugares} \rightarrow}{0.00086} = \frac{8.6}{10\,000} = \frac{8.6}{10 \times 10 \times 10 \times 10} = \underset{\text{Coeficiente}}{8.6} \times \underset{\substack{\text{Potencia} \\ \text{de base 10}}}{10^{-4}}$$

En la tabla 2.2 se dan algunos ejemplos de números escritos con exponentes positivos y negativos de potencias de base 10. Las potencias de base 10 realmente son una forma de seguir la pista del punto en el número decimal. En la tabla 2.3 hay varios ejemplos de escritura de números decimales en notación científica.

Tabla 2.2 Números escritos con exponentes de potencias de base 10

Número decimal	Múltiplos de 10		Notación científica	
10 000	$10 \times 10 \times 10 \times 10$		1×10^4	Exponentes positivos en potencias de base 10
1 000	$10 \times 10 \times 10$		1×10^3	
100	10×10		1×10^2	
10	10		1×10^1	
1	0		1×10^0	
0.1	$\frac{1}{10}$		1×10^{-1}	
0.01	$\frac{1}{10} \times \frac{1}{10}$	$= \frac{1}{100}$	1×10^{-2}	Exponentes negativos en potencias de base 10
0.001	$\frac{1}{10} \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{10}$	$= \frac{1}{1\,000}$	1×10^{-3}	
0.000 1	$\frac{1}{10} \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{10} \times \frac{1}{10}$	$= \frac{1}{10\,000}$	1×10^{-4}	

Tabla 2.3 Cómo escribir números en notación científica

Cantidad medida	Número decimal	Notación científica
Diámetro de la Tierra	12 800 000 m	1.28×10^{7} m
Profundidad del lago Baikal	1740 m	1.74×10^{3} m
Masa de un humano común	68 kg	6.8×10^{1} kg
Masa de un colibrí	0.002 kg	2×10^{-3} kg
Longitud de un virus de viruela	0.000 000 3 m	3×10^{-7} m
Masa de bacteria (micoplasma)	0.000 000 000 000 000 000 1kg	1×10^{-19} kg

Notación científica y las calculadoras

Puedes ingresar números en notación científica en muchas calculadoras con el uso de la tecla EE o EXP. Después de que ingreses el coeficiente, presiona la tecla EXP (o EE) y sólo ingresa la potencia de base 10, porque la tecla de función EXP incluye el valor $\times 10$. Para ingresar un exponente negativo de la potencia de base 10, presiona la tecla más/menos (+/−), *no* la tecla menos (−). Algunas calculadoras requieren ingresar el signo antes de la potencia.

Número a ingresar	Método	Lectura de pantalla
4×10^{6}	4 EXP (EE) 6	4 06 o 4^{06}
2.5×10^{-4}	2.5 EXP (EE) 4 +/−	2.5 −04 o 2.5^{-04}

Cuando la respuesta de una calculadora aparece en notación científica, usualmente se muestra en la pantalla como un número entre 1 y 10 seguido por un espacio y la potencia de base 10. Para expresar este despliegue en notación científica, escribe el número, inserta "×10" y usa la potencia de base 10 como exponente.

Pantalla de la calculadora	Expresado en notación científica
7.52 04 o 7.52^{04}	7.52×10^{4}
5.8 −02 o 5.8^{-02}	5.8×10^{-2}

En muchas calculadoras científicas, un número se puede convertir en notación científica con el uso de las teclas adecuadas. Por ejemplo, 0.000 52 se ingresa seguido por la presión de la tecla de 2ª o 3ª función y la tecla SCI. La notación científica aparece en la pantalla de la calculadora como un coeficiente y la potencia de base 10.



Conversión de un número en notación científica a un número decimal

Cuando un número en notación científica tiene una potencia de base 10 positiva, el número decimal se escribe al multiplicar el coeficiente por el valor de la potencia de base 10. Los ceros se usan para dar el lugar correcto a los dígitos distintos de cero.

$$4.3 \times 10^{2} = 4.3 \times 10 \times 10 = 430$$

Para un número con un exponente negativo en la potencia de base 10, el número decimal se escribe al multiplicar el coeficiente por el valor de la potencia de base 10. Los ceros se agregan enfrente de los dígitos distintos de cero para ubicar el punto decimal.

$$2.5 \times 10^{-5} = 2.5 \times \frac{1}{10^5} = 2.5 \times 0.000\,01 = 0.000\,025$$

Problema de muestra 2.2 **Notación científica**

1. Escribe las siguientes mediciones con el uso de la notación científica:
a) 350 g *b*) 0.000 16 L *c*) 5 220 000 m

2. Escribe las siguientes mediciones como un número decimal:
a) 2.85×10^2 L *b*) 7.2×10^{-3} m *c*) 2.4×10^5 g

Solución

1. *a*) 3.5×10^2 g *b*) 1.6×10^{-4} L *c*) 5.22×10^6 m
2. *a*) 285 L *b*) 0.007 2 m *c*) 240 000 g

Comprobación de estudio

Escribe las siguientes mediciones en notación científica:
a) 425 000 m b) 0.000 000 8g

Preguntas y problemas **Notación científica**

Las respuestas a las *Preguntas y problemas* de número impar están al final de este capítulo. Las soluciones completas a las *Preguntas y problemas* de número impar están en la *Guía de estudio*.

2.7 Escribe las siguientes mediciones en notación científica:
a) 55 000 m *b*) 480 g *c*) 0.000 005 cm
d) 0.000 14 s *e*) 0.007 85 L *f*) 670 000 kg

2.8 Escribe las siguientes mediciones en notación científica:
a) 180 000 000 g *b*) 0.000 06 m *c*) 750 000 g
d) 0.15 m *e*) 0.024 s *f*) 1500 m^3

2.9 ¿Cuál número en cada par es mayor?
a) 7.2×10^3 o 8.2×10^2
b) 4.5×10^{-4} o 3.2×10^{-2}
c) 1×10^4 o 1×10^{-4}
d) 0.000 52 o 6.8×10^{-2}

2.10 ¿Cuál número en cada par es menor?
a) 4.9×10^{-3} o 5.5×10^{-9}
b) 1250 or 3.4×10^2
c) 0.000 000 4 o 5×10^{-8}
d) 4×10^8 o 4×10^{-10}

2.11 Escribe lo siguiente como números decimales:
a) 1.2×10^4 *b*) 8.25×10^{-2}
c) 4×10^6 *d*) 5×10^{-3}

2.12 Escribe lo siguiente como números decimales:
a) 3.6×10^{-5} *b*) 8.75×10^4
c) 3×10^{-2} *d*) 2.12×10^5

Meta de aprendizaje

Identificar un número como medido o exacto; determinar el número de cifras significativas en un número medido.

2.3 Números medidos y cifras significativas

Siempre que haces una medición usas algún tipo de instrumento. Por ejemplo, un metro para medir tu estatura, una báscula para comprobar tu peso y un termómetro para tomar tu temperatura. Los **números medidos** son los números que obtienes cuando mides una cantidad como tu altura, peso o temperatura.

Números medidos

Supón que vas a medir las longitudes de los objetos en la figura 2.6. Seleccionarías una regla con una escala marcada. Al observar las líneas en la escala, tú

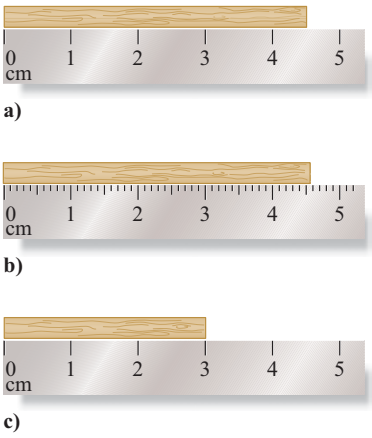


Figura 2.6 Las longitudes de los objetos rectangulares se miden como **a)** 4.5 cm y **b)** 4.55 cm.

P *¿Cuál es la longitud del objeto en c)?*

determinas la medición para cada objeto. Tal vez las divisiones en la escala estén marcadas como 1 cm. Otra regla puede estar marcada en divisiones de 0.1 cm. Para reportar la longitud, primero leerías el valor numérico de la línea marcada. Finalmente, *estimas* entre las líneas marcadas más pequeñas. Este número estimado es el dígito final en un número medido.

Una estimación se realiza al dividir visualmente el espacio entre las líneas más pequeñas marcadas. Por ejemplo, en la figura 2.6a, el extremo del objeto cae entre las líneas marcadas 4 y 5 cm. Esto significa que la longitud es 4 cm más un dígito estimado. Si estimas que el extremo está a la mitad entre 4 y 5 cm, reportarías su longitud como 4.5 cm. Sin embargo, alguien más puede reportar la longitud como 4.4 cm. El último dígito en un número medido puede diferir porque las personas no estiman en la misma forma. La regla que se muestra en la figura 2.6b está marcada con líneas espaciadas a 0.1 cm. Con esta regla estimas el valor del lugar de las centésimas (0.01 cm). Tal vez reportarías la longitud del objeto como 4.55 cm, mientras que alguien más podría reportar su longitud como 4.56 cm. Ambos resultados son aceptables.

Siempre hay *incertidumbre* en cualquier medición. Cuando una medición termina justo en una línea marcada, se escribe un cero como el dígito estimado. Por ejemplo, en la figura 2.6c, la medición para la longitud se escribe como 3.0 cm, no como 3. Esto significa que la incertidumbre de la medición está en el lugar de las décimas. En cualquier medición, el último dígito es el dígito de incertidumbre.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Cifras significativas

Cifras significativas

En un número medido, las **cifras significativas** son todos los dígitos que incluyen el dígito estimado. Todos los números *distintos de cero* se cuentan como significativos. Los ceros pueden o no ser significativos, dependiendo de su posición. La tabla 2.4 da las reglas y ejemplos para contar cifras significativas.

Tabla 2.4 Cifras significativas en números medidos

Regla	Ejemplos de números medidos	Número de cifras significativas
1. Un número es una *cifra significativa* si es		
a) distinto de cero.	4.5 g	2
	122.35 m	5
b) un cero entre dígitos distintos de cero.	205 m	3
	5.082 kg	4
c) un cero al final de un número decimal.	50. L	2
	25.0°C	3
	16.00 g	4
d) cualquier dígito en el coeficiente de un número escrito en notación científica.	4.0×10^5 m	2
	5.70×10^{-3} g	3
2. Un cero *no es significativo* si		
a) está al principio de un número decimal.	0.000 4 lb	1
	0.075 m	2
b) se usa como un marcador de posición en un número grande sin un punto decimal.	850 000 m	2
	1 250 000 g	3

Cuando uno o más ceros en una cifra grande son dígitos significativos, se muestran al escribir el número en notación científica. Por ejemplo, si el primer cero en la medición 500 m es significativo, se muestra al escribir 5.0×10^2m. En este texto, colocaremos un punto decimal después de un cero significativo al final de un número. Por ejemplo, una medición escrita como 250. g tiene tres cifras significativas que incluyen el cero. También se podría escribir como 2.50×10^2g. A menos que se vea de otro modo, se supondrá que los ceros al final de números decimales grandes no son significativos; esto es, interpretaremos 400 000 g como 4×10^5g, con una cifra significativa.

Números exactos

Los **números exactos** son números que se obtienen al contar elementos o a partir de una definición que compara dos unidades en el mismo sistema de medición. Supón que un amigo te pregunta acerca del número de bicicletas que tienes o el número de clases que tomas en la escuela. Tú responderías contando los elementos. No es necesario que uses algún tipo de herramienta de medición. Supón que alguien te pide indicar el número de segundos en 1 minuto. Sin usar algún instrumento de medición, darías la definición: 60 segundos en 1 minuto. Los números exactos no se miden, no tienen un número limitado de cifras significativas y no afectan el número de cifras significativas en una respuesta calculada. Para más ejemplos de números exactos ve la tabla 2.5.

Tabla 2.5 Ejemplos de números exactos

	Equivalencias definidas	
Números contados	Sistema inglés	Sistema métrico
Ocho donas	1 pie = 12 pulgadas	1 L = 1000 mL
Dos pelotas de béisbol	1 cuarto de galón = 4 tazas	1 m = 100 cm
Cinco gorras	1 libra = 16 onzas	1 kg = 1000 g

Problema de muestra 2.3 **Cifras significativas**

Identifica cada uno de los siguientes números como medidos o exactos y da el número de cifras significativas en cada número medido.

a) 42.2 g *b*) 3 huevos *c*) 0.000 5 cm
d) 450 000 km *e*) 9 planetas *f*) 3.500×10^5 s

Solución

a) medido, tres *b*) exacto *c*) medido, una
d) medido, dos *e*) exacto *f*) medido, cuatro

Comprobación de estudio

Establece el número de cifras significativas en cada uno de los siguientes números medidos:

a) 0.000 35 g *b*) 2000 m *c*) 2.0045 L

Preguntas y problemas — Números medidos y cifras significativas

2.13 ¿Cuál es el dígito estimado en cada uno de los siguientes números medidos?
a) 8.6 m *b*) 45.25 g *c*) 25.0°C

2.14 ¿Cuál es el dígito estimado en cada uno de los siguientes números medidos?
a) 125.04 g *b*) 5.057 m *c*) 525.8°C

2.15 Identifica los números en cada uno de los siguientes enunciados, como números medidos o exactos:
a) Una persona pesa 155 lb.
b) La canasta contiene 8 manzanas.
c) En el sistema métrico, 1 kg es igual a 1000 g.
d) La distancia de Denver, Colorado, a Houston, Texas, es 1720 km.

2.16 Identifica los números en cada uno de los siguientes enunciados, como números medidos o exactos:
a) Hay 31 estudiantes en el laboratorio.
b) La flor más antigua conocida vivió hace 120 000 000 años.
c) La gema más grande jamás encontrada, una aguamarina, tiene una masa de 104 kg.
d) Una prueba de laboratorio muestra un nivel de colesterol en sangre de 184 mg/dL.

2.17 En cada conjunto de números, identifica los números medidos, si hay alguno.
a) 3 hamburguesas y 6 onzas de carne
b) 1 mesa y 4 sillas
c) 0.75 lb de uvas y 350 g de mantequilla
d) 60 s es igual a 1 min

2.18 En cada conjunto de números, identifica los números exactos, si hay alguno.
a) 5 pizzas y 50.0 g de queso
b) 6 monedas y 16 g de níquel
c) 3 cebollas y 3 lb de papas
d) 5 millas y 5 automóviles

2.19 Para cada medición, indica si los ceros son cifras significativas.
a) 0.0038 m *b*) 5.04 cm *c*) 800 L
d) 3.0×10^{-3} kg *e*) 85 000 g

2.20 Para cada medición, indica si los ceros son cifras significativas.
a) 20.05 g *b*) 5.00 m *c*) 0.000 02 L
d) 120 000 años *e*) 8.05×10^{2} g

2.21 ¿Cuántas cifras significativas hay en cada una de las siguientes cantidades medidas?
a) 11.005 g *b*) 0.000 32 m *c*) 36 000 000 m
d) 1.80×10^{4} g *e*) 0.8250 L *f*) 30.0°C

2.22 ¿Cuántas cifras significativas hay en cada una de las siguientes cantidades medidas?
a) 20.60 L *b*) 1036.48 g *c*) 4.00 m
d) 20.8°C *e*) 60 800 000 g *f*) 5.0×10^{-3} L

2.23 ¿En cuál de los siguientes pares ambos números contienen el mismo número de cifras significativas?
a) 11.0 m y 11.00 m
b) 600.0 K y 60 K
c) 0.000 75 s y 75 000 s
d) 250.0 L y 0.02500 L

2.24 ¿En cuál de los siguientes pares, ambos números contienen el mismo número de cifras significativas?
a) 0.00575 g y 5.75×10^{-3} g
b) 0.0250 y 0.205 m
c) 150 000 s y 1.50×10^{4} s
d) 3.8×10^{-2} L y 7.5×10^{5} L

2.25 Escribe cada uno de los siguientes números en notación científica con dos cifras significativas:
a) 5000 L *b*) 30 000 g *c*) 100 000 m
d) 0.000 25 cm

2.26 Escribe cada uno de los siguientes números en notación científica con dos cifras significativas:
a) 5 100 000 g *b*) 26 000 s *c*) 40 000 m
d) 0.000 820 kg

Meta de aprendizaje

Ajustar respuestas calculadas para dar el número correcto de cifras significativas.



2.4 Cifras significativas en cálculos

En las ciencias medimos muchas cosas: la longitud de una bacteria, el volumen de una muestra de gas, la temperatura de una mezcla de reacción o la masa del hierro en una muestra. Los números obtenidos de estos tipos de mediciones con frecuencia se usan en cálculos. El número de cifras significativas en los números medidos limita el número de cifras significativas en la respuesta calculada.

Usar una calculadora te ayudará a hacer cálculos más rápidamente. Sin embargo, las calculadoras no pueden pensar por ti. Depende de ti ingresar los números correctamente, presionar las teclas de función correctas y dar una respuesta con el número correcto de cifras significativas.

Redondeo

Para calcular el área de una alfombra que mide 5.5 m por 3.5 m, multiplicas 5.5 veces 3.5 para obtener el número 19.25 como el área en metros cuadrados. Sin

embargo, no se usan los cuatro dígitos en la respuesta porque no todos son cifras significativas. Las mediciones de longitud y ancho tienen cada una dos cifras significativas. Esto significa que el resultado calculado debe *redondearse* para dar una respuesta que también tenga dos cifras significativas, que sería 19 m^2. Cuando obtienes un resultado de calculadora, determina el número de cifras significativas necesarias para la respuesta y redondea usando las siguientes reglas.

Reglas para redondeo

1. Si el primer dígito a eliminar es *4 o menor*, él y todos los dígitos siguientes se eliminan.
2. Si el dígito a eliminar es *5 o mayor*, el último dígito conservado del número se aumenta en 1.
   Nota: el valor de una cifra grande se conserva usando ceros para sustituir los dígitos eliminados.

	Tres cifras significativas	Dos cifras significativas
Ejemplo 1: 8.4234 se redondea a	8.42	8.4
Ejemplo 2: 14.780 se redondea a	14.8	15
Ejemplo 3: 3256	3260	3300

Problema de muestra 2.4 **Redondeo**

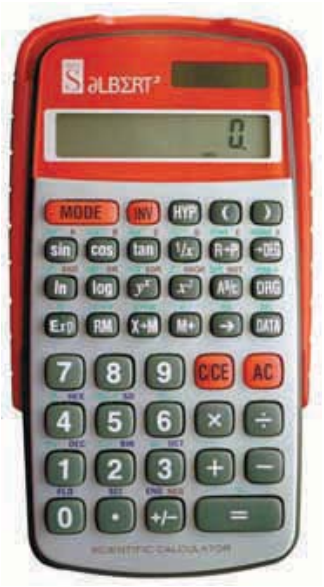
Redondea cada uno de los siguientes números a tres cifras significativas:
a) 35.7823 m *b*) 0.002627 L *c*) 3826.8 g *d*) 1.2836 kg

Solución

a) 35.8 m *b*) 0.00263 L *c*) 3830 g o 3.83×10^3 g
d) 1.28 kg

Comprobación de estudio

Redondea cada uno de los números en el problema de muestra 2.4 a dos cifras significativas.



Multiplicación y división

En multiplicación y división, la respuesta final sólo puede tener el mismo número de dígitos que la medición con *menos* cifras significativas (CS).

Ejemplo 1

Multiplica los siguientes números medidos: 24.65×0.67

24.65	⊠	0.67	=	16.5155	⟶	17
Cuatro CS		Dos CS		Pantalla de la calculadora		Respuesta final, redondeada a dos CS

La respuesta en la pantalla de la calculadora tiene más dígitos de los que permiten los datos. La medición 0.67 tiene el menor número de cifras significativas: dos. Por tanto, la respuesta de la calculadora se redondea a dos cifras significativas.

Ejemplo 2

Resuelve lo siguiente:

$$\frac{2.85 \times 67.4}{4.39}$$

Para hacer este problema en una calculadora, ingresa el número y luego presiona la tecla de operación. En este caso, se presionan las teclas en el siguiente orden:

2.85	⊠	67.4	÷	4.39	=	43.756264	⟶	43.8
Tres CS		Tres CS		Tres CS		Pantalla de la calculadora		Respuesta final, redondeada a tres CS

Todas las mediciones en este problema tienen tres cifras significativas. Por tanto, el resultado de la calculadora se redondea para dar una respuesta, 43.8, que tiene tres cifras significativas.

Cómo agregar ceros significativos

A veces la calculadora despliega un número entero pequeño. Para dar una respuesta con el número correcto de cifras significativas, los ceros significativos se escriben después del resultado de la calculadora. Por ejemplo, supón que la pantalla de la calculadora es 4, pero usaste mediciones que tienen tres números significativos. La respuesta 4.00 se obtiene al colocar dos ceros significativos después del 4.

$$\frac{8.00}{2.00} = 4 \longrightarrow 4.00$$

Tres CS — Pantalla de la calculadora — Respuesta final, se agregan dos ceros para dar tres CS

Problema de muestra 2.5 **Cifras significativas en multiplicación y división**

Realiza los siguientes cálculos de números medidos. Proporciona las respuestas con el número correcto de cifras significativas.

a) 56.8×0.37 *b*) $\frac{71.4}{11.0}$ *c*) $\frac{(2.075)(0.585)}{(8.42)(0.0045)}$ *d*) $\frac{25.0}{5.00}$

Solución

a) 21 *b*) 6.49 *c*) 32 *d*) 5.00 (debes agregar ceros significativos)

Comprobación de estudio

Realiza los siguientes cálculos de números medidos. Proporciona las respuestas con el número correcto de cifras significativas.

a) $45.26 \times 0.010\,88$ *b*) $2.60 \div 324$ *c*) $\frac{4.0 \times 8.00}{16}$

Suma y resta

En suma o resta, la respuesta se escribe de modo que tenga el mismo número de lugares que la medición con menos espacios.

Ejemplo 3

Suma:

2.045	Tres lugares decimales
⊞ 34.1	Un lugar decimal
36.145	Pantalla de la calculadora
36.1	Respuesta, redondeada a un lugar decimal

Ejemplo 4

Resta:

255	Un lugar
⊟ 175.65	Dos lugares decimales
79.35	Pantalla de la calculadora
79	Respuesta, redondeada a un lugar

Cuando los números se agregan o restan para dar respuestas que terminan en cero, el cero no aparece después del punto decimal en la pantalla de la calculadora. Por ejemplo, 14.5 g − 2.5 g = 12.0 g. Sin embargo, si haces la resta en tu calculadora, la pantalla muestra 12. Para dar la respuesta correcta, se escribe un cero significativo después del punto decimal.

Ejemplo 5

14.5 g	Un lugar decimal
⊟ 2.5 g	Un lugar decimal
12.	Pantalla de la calculadora
12.0 g	Respuesta, se escribe cero después del punto decimal

Problema de muestra 2.6 **Cifras significativas en suma y resta**

Realiza los siguientes cálculos y da las respuestas con el número correcto de lugares decimales:

a) 27.8 cm + 0.235 cm *b*) 104.45 mL + 0.838 mL + 46 mL

c) 153.247 g − 14.82 g

Solución

a) 28.0 cm *b*) 151 mL *c*) 138.43 g

Comprobación de estudio

Realiza los siguientes cálculos y proporciona las respuestas con el número correcto de lugares decimales:

a) 82.45 mg + 1.245 mg + 0.000 56 mg *b*) 4.259 L − 3.8 L

Preguntas y problemas — Cifras significativas en cálculos

2.27 ¿Por qué usualmente necesitamos redondear los cálculos que usan números medidos?

2.28 ¿Por qué a veces agregamos un cero a un número en una pantalla de calculadora?

2.29 Redondea cada uno de los siguientes números a tres cifras significativas:
a) 1.854 *b*) 184.203 8 *c*) 0.004 738 265
d) 8807 *e*) 1.832 149

2.30 Redondea cada uno de los números del problema 2.29 a dos cifras significativas.

2.31 Redondea o agrega ceros a las siguientes respuestas de calculadora para dar una respuesta final con tres cifras significativas:
a) 56.855 m *b*) 0.002 282 5 g
c) 11 527 s *d*) 8.1 L

2.32 Redondea o agrega ceros a cada una de las respuestas calculadas para dar una respuesta final con dos cifras significativas:
a) 3.2805 m *b*) 1.855×10^2 g
c) 0.002 341 m *d*) 2 L

2.33 Para los siguientes problemas, proporciona respuestas con el número correcto de cifras significativas:
a) 45.7×0.034 *b*) $0.002\,78 \times 5$
c) $\dfrac{34.56}{1.25}$ *d*) $\dfrac{(0.2465)(25)}{1.78}$
e) $(2.8 \times 10^4)(5.05 \times 10^{-6})$
f) $\dfrac{(3.45 \times 10^{-2})(1.8 \times 10^5)}{(8 \times 10^3)}$

2.34 Para los siguientes problemas, ofrece respuestas con el número correcto de cifras significativas:
a) 400×185 *b*) $\dfrac{2.40}{(4)(125)}$
c) $0.825 \times 3.6 \times 5.1$ *d*) $\dfrac{(3.5)(0.261)}{(8.24)(20.0)}$
e) $\dfrac{(5 \times 10^{-5})(1.05 \times 10^4)}{(8.24 \times 10^{-8})}$
f) $\dfrac{(4.25 \times 10^2)(2.56 \times 10^{-3})}{(2.245 \times 10^{-3})(56.5)}$

2.35 Para los siguientes problemas, da respuestas con el número correcto de lugares decimales:
a) 45.48 cm + 8.057 cm
b) 23.45 g + 104.1 g + 0.025 g
c) 145.675 mL − 24.2 mL
d) 1.08 L − 0.585 L

2.36 Para los siguientes problemas, proporciona respuestas con el número correcto de lugares decimales:
a) 5.08 g + 25.1 g
b) 85.66 cm + 104.10 cm + 0.025 cm
c) 24.568 mL − 14.25 mL
d) 0.2654 L − 0.2585 L

2.5 Prefijos y equivalencias

Meta de aprendizaje

Usa los valores numéricos de prefijos para escribir una equivalencia métrica.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
El sistema métrico

La característica especial del sistema métrico de unidades es que se puede unir un **prefijo** a cualquier unidad para aumentar o reducir su tamaño por algún factor de 10. Por ejemplo, los prefijos *mili* y *micro* se usan para hacer las unidades más pequeñas de miligramo (mg) y microgramo (μg). La tabla 2.6 presenta algunos prefijos métricos, sus símbolos y sus valores decimales.

Tabla 2.6 Prefijos en el sistema métrico y en el SI

Prefijo[a]	Símbolo	Significado	Valor numérico	Notación científica
Prefijos que aumentan el tamaño de la unidad				
tera	T	billón	1 000 000 000 000	10^{12}
giga	G	mil millones	1 000 000 000	10^{9}
mega	M	millón	1 000 000	10^{6}
kilo	k	mil	1 000	10^{3}
Prefijos que reducen el tamaño de la unidad				
deci	d	décima	0.1	10^{-1}
centi	c	centésima	0.01	10^{-2}
mili	m	milésima	0.001	10^{-3}
micro	μ	millonésima	0.000 001	10^{-6}
nano	n	mil millonésima	0.000 000 001	10^{-9}
pico	p	billonésima	0.000 000 000 001	10^{-12}
femto	f	mil billonésima	0.000 000 000 000 001	10^{-15}

[a]Los prefijos usados con más frecuencia por los químicos están en negrillas.

El prefijo *centi* es como centavos en un peso. Un centavo sería un centipeso, o $\frac{1}{100}$ de dólar. Esto también significa que un peso es lo mismo que 100 centavos. El prefijo *deci* es como décimos en un peso. Un décimo sería un decipeso, o $\frac{1}{10}$ de un peso. Esto también significa que un peso es lo mismo que 10 décimos.

La relación de una unidad con su unidad base se expresa al sustituir el prefijo con su valor numérico. Por ejemplo, cuando el prefijo *kilo* en *kilómetro* se sustituye con su valor de 1000, encontramos que un kilómetro es igual a 1000 metros. He aquí otros ejemplos:

1 **kilo**metro (1 km) = **1000** metros (1000 m)

1 **kilo**litro (1 kL) = **1000** litros (1000 L)

1 **kilo**gramo (1 kg) = **1000** gramos (1000 g)

Problema de muestra 2.7 **Prefijos**

Llena los espacios con el valor numérico correcto:

a) kilogramo = ___ gramos

b) milisegundo = ___ segundo

c) decilitro = ___ litro

Solución

a) El valor numérico de *kilo* es 1000; 1000 gramos.

b) El valor numérico de *mili* es 0.001; 0.001 segundo.

c) El valor numérico de *deci* es 0.1; 0.1 litro.

Comprobación de estudio

Escribe el prefijo correcto en los espacios:

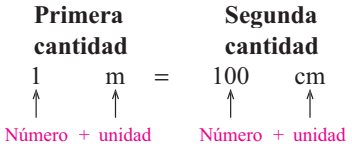
a) 1 000 000 segundos = ___ segundos

b) 0.01 metro = ___ metro

Medición de longitud

Un oftalmólogo mide el diámetro de la retina del ojo en centímetros (cm), mientras que un cirujano requiere conocer la longitud de un nervio en milímetros (mm). Cuando el prefijo *centi* se usa con la unidad *metro*, indica la unidad *centímetro*; una longitud que es un centésimo de metro (0.01 m). Un *milímetro* mide una longitud de 0.001 m. Existen 100 cm y 1000 mm en un metro.

Si comparamos las longitudes de un milímetro y un centímetro, encontramos que 1 mm es 0.1 cm; en 1 cm hay 10 mm. Estas comparaciones son ejemplos de **equivalencias**, que muestran la relación entre dos unidades que miden la misma cantidad. Por ejemplo, en la equivalencia 1 m = 100 cm, ambas cantidades describen la misma longitud, pero en diferentes unidades. En cada expresión de equivalencia, cada cantidad siempre tiene un número y una unidad.



Equivalencias de longitud

1 m = 100 cm

1 m = 1000 mm

1 cm = 10 mm

En la figura 2.7 se comparan algunas unidades del sistema métrico para longitud.

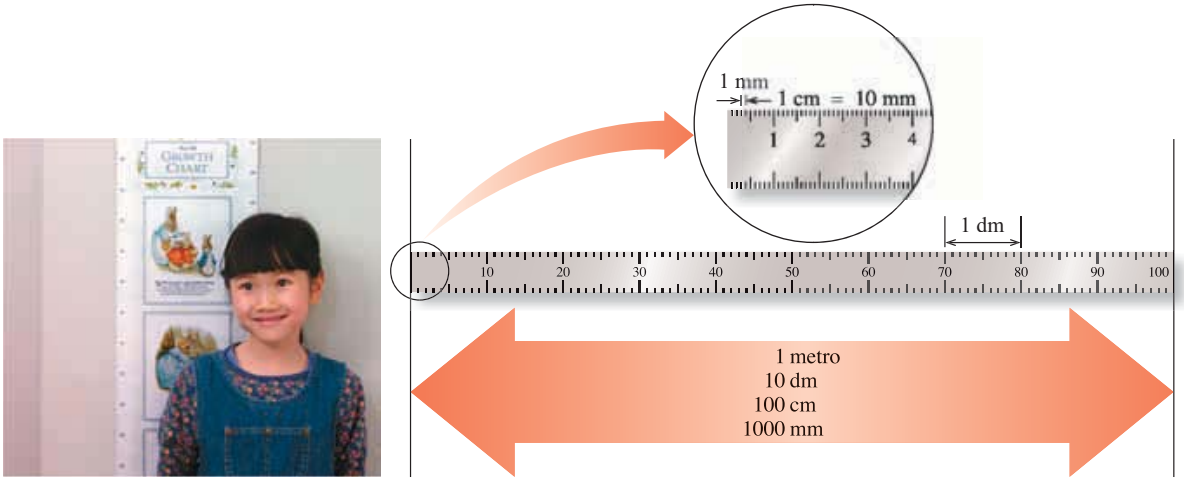


Figura 2.7 La longitud métrica de 1 metro es la misma longitud que 10 dm, 100 cm y 1000 mm.

P *¿Cuántos milímetros (mm) hay en 1 centímetro (cm)?*

Medición de volumen

Los volúmenes de 1 L o menos son comunes en las ciencias. Cuando un litro se divide en 10 porciones iguales, cada una es un decilitro (dL). En 1 L hay 10 dL. Cuando un litro se divide en mil partes, cada uno de los volúmenes más pequeños se llama *mililitro*.

Equivalencias de volumen

1 L = 10 dL

1 L = 1000 mL

1 dL = 100 mL

El **centímetro cúbico** (**cm^3** o **cc**) es el volumen de un cubo cuyas dimensiones son 1 cm en cada lado. Un centímetro cúbico tiene el mismo volumen que un mililitro, y con frecuencia las unidades se usan de manera intercambiable.

$1\ cm^3 = 1\ cc = 1\ mL$

Cuando ves *1 cm*, lees una longitud; cuando ves *1 cc* o *1 cm^3* o *1 mL*, lees un volumen. En la figura 2.8 se ilustra una comparación de unidades de volumen.

Medición de masa

Cuando vas a un examen médico, tu masa se registra en kilogramos, mientras que los resultados de tus pruebas de laboratorio se reportan en gramos, miligramos (mg) o microgramos (μg). Un kilogramo es igual a 1000 g. Un gramo representa la misma masa que 1000 mg, y 1 mg es igual a 1000 μg.

Algunas equivalencias de masa

1 kg = 1000 g

1 g = 1000 mg

1 mg = 1000 μg

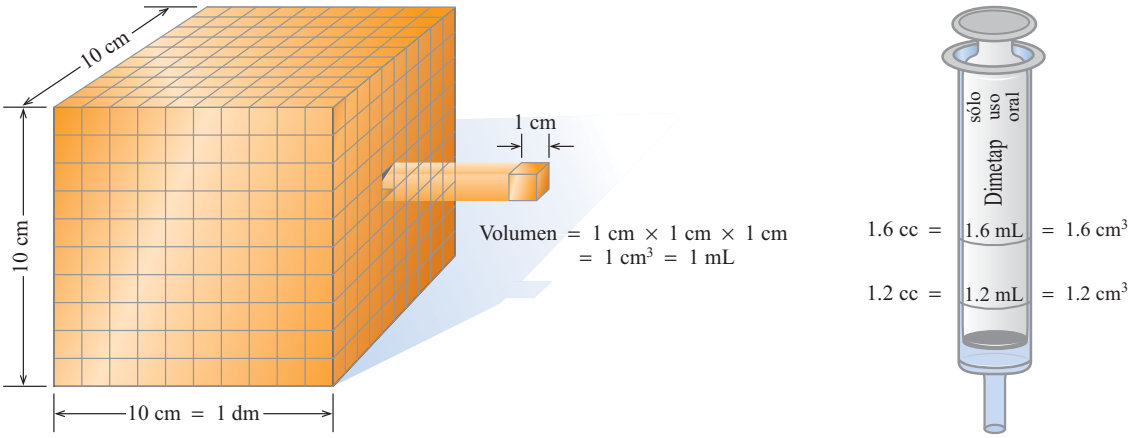


Figura 2.8 Un cubo que mide 10 cm por lado tiene un volumen de 1000 cm^3, o 1 L; un cubo que mide 1 cm por lado tiene un volumen de 1 cm^3 (cc) o 1 mL.

P *¿Cuál es la relación entre un mililitro (mL) y un centímetro cúbico (cm^3)?*

NOTA QUÍMICA

TOXICOLOGÍA Y VALORACIÓN RIESGO-BENEFICIO

Cada día tomamos decisiones acerca de lo que hacemos o comemos, con frecuencia sin pensar acerca de los riesgos asociados a estas decisiones. Estamos conscientes de los riesgos del cáncer por fumar o por usar las pinturas con plomo, y sabemos que hay mayor riesgo al cruzar una calle donde no hay semáforo o acera.

Un concepto básico de la toxicología es el enunciado de Paracelso de que la dosis correcta es la diferencia entre un veneno y una cura. Para evaluar el nivel de peligro de varias sustancias, naturales o sintéticas, se hace una valoración de riesgo al exponer a animales de laboratorio a las sustancias y monitorear los efectos en la salud.

Con frecuencia, a los animales de prueba se les dan dosis mucho mayores que a los humanos. Muchos químicos o sustancias peligrosos se han identificado mediante estas pruebas. Una medida de toxicidad es la LD_{50} o "dosis letal", que es la concentración de la sustancia que causa la muerte en el 50% de los animales de prueba. Una dosis generalmente se mide en miligramos por kilogramo de masa corporal o microgramos por kilogramo.

Dosis	Unidades
partes por millón (ppm)	= miligramos por kilogramo (mg/kg)
partes por mil millones (ppb)	= microgramos por kilogramo (μg/kg)

Existen otras evaluaciones que necesitan hacerse, pero es fácil comparar las LD_{50}. El Parathion, un pesticida, con una LD_{50} de 3 mg/kg sería enormemente tóxico. Esto significa que se esperaría la muerte de la mitad de los animales de prueba a los que se les den 3 mg/kg de masa corporal. Pero la sal (cloruro de sodio) con una LD_{50} de 3000 mg/kg, tendría una toxicidad mucho más baja. Comparada con el Parathion, se necesitaría ingerir una enorme cantidad de sal antes de observar algún efecto tóxico. Aunque el riesgo en animales con base en dosis se evalúa en el laboratorio, es más difícil determinar el impacto en el ambiente, pues también hay diferencia entre la exposición continua y una sola gran dosis de la sustancia.

La tabla 2.7 menciona algunas LD_{50} que comparan pesticidas y sustancias comunes en nuestra vida diaria, en orden creciente de toxicidad.

Tabla 2.7 Algunos valores LD_{50} para pesticidas y materiales comunes probados en ratas

Sustancia	LD_{50} (mg/kg)
Azúcar de mesa	29 700
Polvo de hornear	4220
Sal de mesa	3000
Etanol	2080
Aspirina	1100
Cafeína	192
Cianuro de sodio	6
Parathion	3





Problema de muestra 2.8 **Escribir relaciones de unidades del sistema métrico**

1. Identifica la unidad más grande en cada uno de los siguientes pares:
   a) centímetro o kilómetro *b*) L o dL *c*) mg o mg
2. Completa la siguiente lista de equivalencias de unidades del sistema métrico:
   a) 1 L = _____ dL *b*) 1 km = _____ m
   c) 1 m = _____ cm *d*) 1 cm^3 = _____ mL

Solución

1. *a*) kilómetro *b*) L *c*) mg
2. *a*) 10 dL *b*) 1000 m *c*) 100 cm *d*) 1 mL

Comprobación de estudio

Completa las siguientes equivalencias:
a) 1 kg = _____ g *b*) 1 mL = _____ L

Preguntas y problemas **Prefijos y equivalencias**

2.37 El velocímetro que se muestra arriba está marcado tanto en km/h como en mi/h o mph. ¿Cuál es el significado de cada abreviatura?

2.38 En Canadá, una señal en la autopista menciona un límite de velocidad de 80 km/h. De acuerdo con el velocímetro del problema 2.37, ¿rebasarías el límite de velocidad de 55 mph si estuvieses en Estados Unidos?

2.39 ¿Cómo afecta el prefijo *kilo* a la unidad gramo en *kilogramo*?

2.40 ¿Cómo afecta el prefijo *centi* a la unidad metro en *centímetro*?

2.41 Escribe la abreviatura para cada una de las siguientes unidades:
a) miligramo *b*) decilitro *c*) kilómetro
d) kilogramo *e*) microlitro *f*) nanosegundo

2.42 Escribe el nombre completo para cada una de las siguientes unidades:
a) cm *b*) kg *c*) dL *d*) Gm *e*) μg *f*) pg

2.43 Escribe los valores numéricos para cada uno de los siguientes prefijos:
a) centi *b*) kilo *c*) mili *d*) deci *e*) mega *f*) nano

2.44 Escribe el nombre completo (prefijo + unidad) para cada uno de los siguientes valores numéricos:
a) 0.10 g *b*) 0.000 001 g
c) 1000 g *d*) $\frac{1}{100}$ g
e) 0.001 g *f*) 0.000 000 000 001 g

2.45 Completa las siguientes relaciones:
a) 1 m = ____ cm *b*) 1 km = ____ m
c) 1 mm = ____ m *d*) 1 L = ____ mL

2.46 Completa las siguientes relaciones:
a) 1 kg = ____ g *b*) 1 mL = ____ L
c) 1 g = ____ kg *d*) 1 g = ____ mg

2.47 Para cada uno de los siguientes pares, ¿cuál es la unidad más grande?
a) miligramo o kilogramo *b*) mililitro o microlitro
c) cm o km *d*) kL o dL

2.48 Para cada uno de los siguientes pares, ¿cuál es la unidad más pequeña?
a) mg o g *b*) centímetro o milímetro
c) mm o μm *d*) mL o dL

Meta de aprendizaje

Escribir un factor de conversión para dos unidades que describa la misma cantidad.

2.6 Escritura de factores de conversión

Muchos problemas en química requieren un cambio de unidades. Tú haces cambio de unidades todos los días. Por ejemplo, supón que empleas 2.0 horas (hr) en tu tarea, y alguien te pregunta cuántos minutos es eso. Responderías 120 minutos (min). Sabías cómo cambiar de horas a minutos porque conocías la equivalencia (1 hr = 60 min), que relaciona las dos unidades. Para resolver el problema, la equivalencia se escribe en la forma de una fracción llamada **factor de conversión**. Una de las cantidades es el numerador, y la otra es el denominador. Asegúrate de incluir las unidades cuando escribas los factores de conversión. A partir de cualquier equivalencia siempre son posibles dos factores.

Dos factores de conversión para la equivalencia 1 hr = 60 min

$$\text{Numerador} \longrightarrow \frac{60\ \text{min}}{1\ \text{hr}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{hr}}{60\ \text{min}}$$
$$\text{Denominador} \longrightarrow$$

Tabla 2.8 Equivalencias comunes

Cantidad	EU	Métrico (SI)	Métrico inglés
Longitud	1 pie = 12 pulgadas	1 km = 1000 m	2.54 cm = 1 pulgada (exacto)
	1 yarda = 3 pie	1 m = 1000 mm	1 m = 39.37 in.
	1 milla = 5280 pies	1 cm = 10 mm	1 km = 0.6214 mi
Volumen	1 cuarto = 4 tazas	1 L = 1000 mL	1 L = 1.057 qt
	1 cuarto = 2 pintas	1 dL = 100 mL	
	1 galón = 4 cuartos	1 mL = 1 cm^3	
Masa	1 libra = 16 onzas	1 kg = 1000 g	1 kg = 2.205 lb
		1 g = 1000 mg	453.6 g = 1 lb
Tiempo		1 hr = 60 min	
		1 min = 60 s	

Estos factores se leen como "60 minutos por 1 hora" y "1 hora por 60 minutos". El término *por* significa "dividir". En la tabla 2.8 se dan algunas relaciones comunes. Es importante que la equivalencia que selecciones para construir un factor de conversión sea una relación verdadera.

Cuando una equivalencia muestre la relación para dos unidades del mismo sistema, se considera una definición y exacta. No se usa para determinar cifras significativas. Cuando una equivalencia muestra la relación de unidades de dos sistemas diferentes, el número se mide y se cuenta hacia las cifras significativas en un cálculo. Por ejemplo, en la equivalencia 1 lb = 453.6 g, el número medido 453.6 tiene cuatro cifras significativas. El número 1 en 1 lb se considera exacto. Una excepción es la relación 1 pulgada = 2.54 cm; el valor 2.54 se define como exacto.

Factores de conversión en el sistema métrico

Podemos escribir factores de conversión métricos para las relaciones métricas que estudiamos. Por ejemplo, a partir de la equivalencia para metros y centímetros, se pueden escribir los siguientes factores:

Equivalencia métrica	**Factores de conversión**
1 m = 100 cm	$\frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}}$ y $\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}}$

Ambos son factores de conversión adecuados para la relación; uno es justo el inverso del otro. La utilidad de los factores de conversión aumenta por el hecho de que podemos dar vuelta a un factor de conversión y usar su inverso.

Factores de conversión en el sistema métrico inglés

Supón que necesitas convertir de libras, una unidad en el sistema inglés, a kilogramos en el sistema métrico (o SI). Una relación que podrías usar es

1 kg = 2.205 lb

Los correspondientes factores de conversión serían

$$\frac{2.205\text{ lb}}{1\text{ kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1\text{ kg}}{2.205\text{ lb}}$$



Figura 2.9 En Estados Unidos, los contenidos de muchos alimentos empacados se mencionan tanto en unidades del sistema métrico como en el sistema inglés.

P *¿Cuáles son algunas ventajas de usar el sistema métrico?*

La figura 2.9 ilustra los contenidos de algunos alimentos empacados tanto en unidades del sistema métrico como en el sistema inglés.

Factores de conversión con potencias

En ocasiones necesitamos usar un factor que sea al cuadrado o al cubo. Con frecuencia, este es el caso para áreas y volúmenes.

$$\text{Distancia} = \text{longitud}$$
$$\text{Área} = \text{longitud} \times \text{longitud} = \text{longitud}^2$$
$$\text{Volumen} = \text{longitud} \times \text{longitud} \times \text{longitud} = \text{longitud}^3$$

Para obtener el factor de conversión necesario, usamos una equivalencia conocida y se elevan ambos lados de la equivalencia a la misma potencia.

Medición	Equivalencia	Factores de conversión
Longitud	$1\text{ in.} = 2.54\text{ cm}$	$\frac{1\text{ in.}}{2.54\text{ cm}}$ y $\frac{2.54\text{ cm}}{1\text{ in.}}$
Área	$(1\text{ in.})^2 = (2.54\text{ cm})^2$	$\frac{(1\text{ in.})^2}{(2.54\text{ cm})^2}$ y $\frac{(2.54\text{ cm})^2}{(1\text{ in.})^2}$
Volumen	$(1\text{ in.})^3 = (2.54\text{ cm})^3$	$\frac{(1\text{ in.})^3}{(2.54\text{ cm})^3}$ y $\frac{(2.54\text{ cm})^3}{(1\text{ in.})^3}$

Supón que quieres escribir una equivalencia y factores de conversión para centímetros cuadrados y metros cuadrados.

$$\text{Equivalencia} = 1\text{ m} = 100\text{ cm}$$
$$\text{Área} = \text{longitud} \times \text{longitud} = (1\text{ m})^2 = (100\text{ cm})^2$$
$$\text{Factores de conversión: } \frac{(1\text{ m})^2}{(100\text{ cm})^2} \text{ y } \frac{(100\text{ cm})^2}{(1\text{ m})^2}$$

Problema de muestra 2.9 **Escritura de factores de conversión**

Escribe factores de conversión para la relación entre los siguientes pares de unidades:

a) miligramos y gramos
b) minutos y horas
c) cuartos y litros
d) pulgadas cuadradas y pies cuadrados

Solución

Equivalencia	Factores de conversión
a) 1 g = 1000 mg	$\frac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}}$ y $\frac{1000\text{ mg}}{1\text{ g}}$
b) 1 hr = 60 min	$\frac{1\text{ hr}}{60\text{ min}}$ y $\frac{60\text{ min}}{1\text{ hr}}$
c) 1.057 qt = 1 L	$\frac{1.057\text{ qt}}{1\text{ L}}$ y $\frac{1\text{ L}}{1.057\text{ qt}}$
d) $(12\text{ in.})^2 = (1\text{ ft})^2$	$\frac{(1\text{ ft})^2}{(12\text{ in.})^2}$ y $\frac{(12\text{ in.})^2}{(1\text{ ft})^2}$

Comprobación de estudio

Escribe la equivalencia y factores de conversión para la relación entre pulgadas y centímetros.

Factores de conversión establecidos dentro de un problema

Muchas veces, dentro de un problema se especifica la equivalencia que sólo es cierta para este caso. Puede ser el costo de 1 kilogramo de naranjas o la velocidad en kilómetros por hora de un automóvil. Tales equivalencias son difíciles de identificar cuando lees por primera vez un problema. Veamos cómo se escriben los factores de conversión a partir de los enunciados de un problema.

1. La motocicleta viajaba con una velocidad de 85 kilómetros por hora.

   Equivalencia: 1 hr = 85 km

   Factores de conversión: $\frac{85\text{ km}}{1\text{ hr}}$ y $\frac{1\text{ hr}}{85\text{ km}}$

2. Una tableta contiene 500 mg de vitamina C.

   Equivalencia: 1 tableta = 500 mg de vitamina C

   Factores de conversión: $\frac{500\text{ mg vitamina C}}{1\text{ tableta}}$ y $\frac{1\text{ tableta}}{500\text{ mg vitamina C}}$

Factores de conversión a partir de un porcentaje, ppm y ppb

A veces, en un problema se proporciona un porcentaje. El término por ciento (%) significa partes por 100 partes. Para escribir un porcentaje como factor de conversión, elegimos una unidad y expresamos la relación numérica de las partes a 100 partes del todo. Por ejemplo, un atleta puede tener 18% (por ciento) de grasa corporal por masa (figura 2.10.) La cantidad porcentual se escribe como 18 unidades de masa de grasa corporal en cada 100 unidades de masa de masa corporal. Se pueden usar diferentes unidades de masa, como gramos, kilogramos (kg) o libras (lb), pero ambas unidades en el factor deben ser iguales.

Cantidad porcentual: 18% de grasa corporal por masa

Equivalencia: 18 kg grasa corporal = 100 kg masa corporal

Factores de conversión: $\frac{100\text{ kg masa corporal}}{18\text{ kg grasa corporal}}$ y $\frac{18\text{ kg grasa corporal}}{100\text{ kg masa corporal}}$



Figura 2.10 El grosor del pliegue cutáneo en la cintura, medido en milímetros (mm), se usa para determinar el porcentaje de grasa corporal.

P *¿Cuál es el porcentaje de grasa corporal de un atleta con una masa corporal de 120 kg y 18 kg de grasa corporal?*

o

Equivalencia: 18 lb grasa corporal = 100 lb masa corporal

Factores de conversión: $\frac{100 \text{ lb masa corporal}}{18 \text{ lb grasa corporal}}$ y $\frac{18 \text{ lb grasa corporal}}{100 \text{ lb masa corporal}}$

Cuando los científicos quieren indicar razones con valores porcentuales muy pequeños, usan partes por millón (ppm) o partes por miles de millón (ppb). La razón de partes por millón indica los miligramos de una sustancia por kilogramo (mg/kg). La razón de partes por miles de millón da los microgramos por kilogramo (μg/kg).

Problema de muestra 2.10 **Cómo escribir factores de conversión establecidos en un problema**

Escribe posibles factores de conversión para cada uno de los siguientes enunciados:

a) Hay 325 mg de aspirina en 1 tableta.

b) Un kilogramo de plátanos cuesta $1.25.

c) El nivel permisible de arsénico en agua es 10 ppb.

Solución

a) $\frac{325 \text{ mg aspirina}}{1 \text{ tableta}}$ y $\frac{1 \text{ tableta}}{325 \text{ mg aspirina}}$

b) $\frac{\$1.25}{1 \text{ kg plátanos}}$ y $\frac{1 \text{ kg plátanos}}{\$1.25}$

c) $\frac{10\ \mu\text{g}}{1 \text{ kg}}$ y $\frac{1 \text{ kg}}{10\ \mu\text{g}}$

Comprobación de estudio

¿Cuáles factores de conversión corresponden a los siguientes enunciados?

a) Un ciclista en el Tour de France viaja a una velocidad promedio de 62.2 kg/hr.

b) Una muestra de 86.7 g de plata sterling tiene un volumen de 8.5 cm^3.

Preguntas y problemas Cómo escribir factores de conversión

2.49 ¿Por qué dos factores de conversión se escriben para una equivalencia como 1 m = 100 cm?

2.50 ¿Cómo compruebas que escribiste los factores de conversión correctos para una equivalencia?

2.51 ¿Qué equivalencia se expresa para el factor de conversión $\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$?

2.52 ¿Qué equivalencia se expresa mediante el factor de conversión $\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$?

2.53 Escribe la equivalencia y los factores de conversión para cada una de las siguientes cantidades:

a) Una yarda es 3 pies. *b*) Un litro es 1000 mL.

c) Un minuto tiene 60 s. *d*) Un decilitro tiene 100 mL.

2.54 Escribe la equivalencia y los factores de conversión para cada uno de los siguientes casos:

a) Un galón tiene 4 cuartos.

b) Un metro tiene 1000 milímetros.

c) Hay 7 días en 1 semana.

d) Un dólar tiene cuatro cuartos.

2.55 Escribe la equivalencia y los factores de conversión para los siguientes pares de unidades:

a) centímetros y metros

b) miligramos y gramos

c) litros y mililitros

d) kilogramos y miligramos

e) metros cúbicos y centímetros cúbicos

2.56 Escribe la equivalencia y los factores de conversión para los siguientes pares de unidades:
a) centímetros y pulgadas
b) libras y kilogramos
c) libras y gramos
d) cuartos y litros
e) centímetros cuadrados y pulgadas cuadradas

2.57 Escribe los factores de conversión para cada uno de los siguientes enunciados:
a) Una abeja vuela a una velocidad promedio de 3.5 metros por segundo.
b) Un mililitro de gasolina tiene una masa de 0.65 g.
c) Un automóvil recorrió 46.0 km con 1.0 galón de gasolina.
d) La plata sterling es 93% de masa de plata.
e) El nivel de pesticida en las ciruelas fue de 29 ppb.

2.58 Escribe los factores de conversión para cada uno de los siguientes enunciados:
a) El millaje de gasolina en la autopista fue de 32 millas por galón.
b) Hay 20 gotas en 1 mililitro de agua.
c) El nivel de nitrato en el agua del pozo fue de 32 ppm.
d) La joyería de oro contiene 58% de oro por masa.
e) El precio de un galón de gasolina es $3.19.

2.7 Resolución de problemas

Meta de aprendizaje

Usar factores de conversión para cambiar de una unidad a otra.

El proceso de la resolución de problemas en química con frecuencia requiere la conversión de una cantidad inicial dada en una unidad a la misma cantidad, pero en diferentes unidades. Al usar uno o más de los factores de conversión discutidos en la sección anterior, la unidad inicial se puede convertir en la unidad final.

Cantidad dada × uno o más factores de conversión = cantidad deseada
(unidad inicial) → (unidad final)

Puedes usar una secuencia similar a los pasos de la siguiente guía para resolución de problemas (GRP):

Guía para resolución de problemas usando factores de conversión

PASO 1 Establece las unidades dadas y las necesarias.

PASO 2 Escribe un plan de unidades para convertir la unidad dada a la unidad final.

PASO 3 Establece las equivalencias y factores de conversión para cancelar unidades.

PASO 4 Planteamiento del problema para cancelar unidades y calcular la respuesta.

Guía para resolución de problemas (GRP) con factores de conversión

PASO 1 **Dada/deseada** Establece la unidad inicial dada en el problema y la unidad final deseada.

PASO 2 **Plan** Escribe una secuencia de unidades que comience con la unidad inicial y progrese hacia la unidad final para la respuesta. Asegúrate de que puedes proporcionar la equivalencia para cada conversión de unidad.

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión** Para cada cambio de unidad en tu plan, establece la equivalencia y los factores de conversión correspondientes. Recuerda que las equivalencias se derivan del sistema métrico (SI), el sistema inglés y los enunciados dentro de un problema.

PASO 4 **Planteamiento del problema** Escribe la cantidad y unidad iniciales y establece los factores de conversión que conecten las unidades. Asegúrate de ordenar las unidades en cada factor de modo que la unidad en el denominador cancele la unidad precedente en el numerador. Comprueba que las unidades se cancelan de manera adecuada para dar la unidad final. Realiza los cálculos, cuenta las cifras significativas en cada número medido y da una respuesta final con el número correcto de cifras significativas.

Supón que un problema requiere la conversión de 165 lb a kilogramos. Una parte de este enunciado (165 lb) es la cantidad dada (unidad inicial), mientras que otra parte (kilogramos) es la unidad final deseada para la respuesta. Una vez que identifiques estas unidades, determina cuáles equivalencias necesitas para convertir la unidad inicial a la unidad final.

PASO 1 **Dada** 165 lb **Deseada** kg

PASO 2 **Plan** Es útil decidir un plan de unidades. Cuando observamos las unidades iniciales dadas y las unidades finales deseadas, vemos que una es una

unidad métrica y la otra es una unidad en el sistema de medición inglés. Por tanto, el factor de conversión de conexión debe ser uno que incluya una unidad métrica y una inglesa.

lb → Factor métrico inglés → kg

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión** A partir de la discusión acerca de las equivalencias en el sistema inglés y en el sistema métrico, podemos escribir las siguientes equivalencias y factores de conversión:

$$1\text{ kg} = 2.205\text{ lb}$$

$$\frac{2.205\text{ lb}}{1\text{ kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1\text{ kg}}{2.205\text{ lb}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Ahora podemos escribir el planteamiento para resolver el problema con el uso del plan de unidades y un factor de conversión. Primero escribe la unidad inicial, 165 lb. Luego multiplica por el factor de conversión que tenga la unidad lb en el denominador para cancelar la unidad inicial. La unidad kg en el numerador (número superior) da la unidad final para la respuesta.

Aquí va la unidad para la respuesta

$$165\text{ lb} \times \frac{1\text{ kg}}{2.205\text{ lb}} = 74.8\text{ kg}$$

Dada (unidad inicial) | Factor de conversión (cancela la unidad inicial) | Respuesta (unidad deseada)

Observa cómo se cancelan las unidades. La unidad que quieres en la respuesta es la que permanece después de cancelar las otras. Esta es una forma de comprobar que un problema se configuró de manera adecuada.

$$\text{lb} \times \frac{\text{kg}}{\text{lb}} = \text{kg}$$ *Unidad deseada para la respuesta*

El cálculo efectuado en una calculadora da la parte numérica de la respuesta. La respuesta de la calculadora se ajusta para dar una respuesta final con el número adecuado de cifras significativas (CS).

$$165 \times \frac{1}{2.205} = 165 \div 2.205 = 74.829932 = 74.8$$

3 CS | 4 CS | Respuesta de la calculadora | 3 CS (redondeadas)

El valor de 74.8 combinado con la unidad final, kg, da la respuesta final de 74.8 kg. Con algunas excepciones, las respuestas a los problemas numéricos contienen un número y una unidad.

Problema de muestra 2.11 **Solución de problemas usando factores del sistema métrico**

La cantidad recomendada de sodio en la dieta diaria es de 2400 mg. ¿Cuántos gramos de sodio es eso?

Solución

PASO 1 **Dada** 2400 mg **Deseada** g

ENFOQUE PROFESIONAL

TOXICÓLOGO FORENSE



"Yo nunca tengo un día aburrido en el trabajo y nunca dejo de aprender cosas que me pueden ayudar a hacer mejor ciencia para el sistema de justicia criminal", dice el Dr. Nikolas P. Lemos, jefe toxicólogo forense y director del Laboratorio Forense de la Oficina del Forense en San Francisco. "Principalmente, trabajo en casos *post mortem* para determinar la ausencia o presencia de drogas y sus metabolitos, químicos como etanol y otras sustancias volátiles, monóxido de carbono y otros gases, metales y otros químicos tóxicos en fluidos y tejidos humanos, y para evaluar su papel como factores determinantes o contribuyentes en la causa y forma de la muerte. Adicionalmente, participo en casos de desempeño humano para determinar la ausencia o presencia de drogas y químicos en sangre, aliento u otro medio apropiado, y para evaluar su papel en la modificación del desempeño o comportamiento humano. Mi trabajo también incluye pruebas de drogas en orina, que se usa en procedimientos de tamizado de drogas en el lugar de trabajo, para determinar la ausencia o presencia de drogas y sus metabolitos en orina para demostrar uso o abuso previo."

PASO 2 **Plan** Cuando observamos las unidades iniciales dadas y las unidades finales deseadas, vemos que ambas son unidades del sistema métrico. Por tanto, el factor de conversión de conexión debe relacionar dos unidades en el sistema métrico.

mg | Factor métrico | g

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión** A partir de la discusión acerca de los prefijos y las equivalencias métricas, podemos escribir la siguiente equivalencia y factores de conversión:

$$1\text{ g} = 1000\text{ mg} \qquad \frac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}} \quad \text{y} \quad \frac{1000\text{ mg}}{1\text{ g}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Escribimos el problema usando el plan de unidades y un factor de conversión que comience con la unidad inicial, 2400 mg. La respuesta final (g) se obtiene al usar el factor de conversión que cancela la unidad mg.

Aquí va la unidad para la respuesta

$$2400\ \cancel{\text{mg}} \times \frac{1\text{ g}}{1000\ \cancel{\text{mg}}} = 2.4\text{ g}$$

Dada | Factor métrico | Respuesta

Comprobación de estudio

Si 1890 mL de jugo de naranja se preparan de jugo de naranja concentrado, ¿cuántos litros de jugo de naranja es esto?

Uso de dos o más factores de conversión

En muchos problemas se necesitan dos o más factores de conversión para completar el cambio de unidades. Al plantear estos problemas, un factor sigue al otro. Cada factor se ordena para cancelar la unidad precedente hasta que se obtiene la unidad final. Hasta este momento hemos usado los factores de conversión, uno a la vez, y calculamos la respuesta. Si trabajas el problema en pasos individuales, puedes conservar uno o dos dígitos adicionales en las respuestas intermedias y redondear la respuesta final al número correcto de cifras significativas. Una forma más eficiente para resolver este problema es usar una serie de dos o más factores de conversión establecidos, de modo que la unidad en el denominador de cada factor cancela la unidad en el numerador precedente. Ambos enfoques se ilustran en el siguiente problema de muestra.

Problema de muestra 2.12 **Resolución de problemas con el uso de dos factores**

Una receta para salsa requiere 3 tazas de puré de tomate, que se pueden medir con precisión como 3.0 tazas. Si sólo hay disponibles medidas métricas, ¿cuántos litros de puré de tomate se requieren? (En 1 cuarto hay 4 tazas.)

Solución

PASO 1 **Dada** 3.0 tazas de puré de tomate **Deseada** litros (L)

PASO 2 **Plan** Vemos que la unidad inicial, tazas, necesita cambiarse a una unidad final de litros, pero no conocemos una equivalencia para tazas y litros. Sin embargo, conocemos la equivalencia inglesa para tazas y cuartos, y la equivalencia métrica inglesa para cuartos y litros, como se muestra en el siguiente plan:

tazas → Factor inglés → cuartos → Factor métrico inglés → litros

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión** A partir de la discusión acerca de las equivalencias inglesas y métricas, escribimos las siguientes equivalencias y factores de conversión:

$$1 \text{ cuarto} = 4 \text{ tazas} \qquad \frac{1 \text{ cuarto}}{4 \text{ tazas}} \text{ y } \frac{4 \text{ tazas}}{1 \text{ cuarto}}$$

$$1 \text{ L} = 1.057 \text{ cuarto} \qquad \frac{1 \text{ L}}{1.057 \text{ cuarto}} \text{ y } \frac{1.057 \text{ cuarto}}{1 \text{ L}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Al trabajar en pasos individuales, usamos el factor inglés para convertir de tazas a cuartos:

$$3.0 \cancel{\text{tazas}} \times \frac{1 \text{ cuarto}}{4 \cancel{\text{tazas}}} = 0.75 \text{ qt}$$

Luego usamos el factor métrico inglés para cancelar cuartos y dar litros como la unidad.

$$0.75 \cancel{\text{cuarto}} \times \frac{1 \text{ L}}{1.057 \cancel{\text{cuarto}}} = 0.71 \text{ L}$$

Cuando establecemos una serie, el primer factor cancela tazas y el segundo factor cancela cuartos, lo que da litros como la unidad final para la respuesta.

$$\cancel{\text{tazas}} \times \frac{\cancel{\text{cuarto}}}{\cancel{\text{tazas}}} \times \frac{\text{L}}{\cancel{\text{qt}}} = \text{L}$$

$$3.0 \cancel{\text{tazas}} \times \frac{1 \cancel{\text{cuarto}}}{4 \cancel{\text{tazas}}} \times \frac{1 \text{ L}}{1.057 \cancel{\text{cuarto}}} = 0.71 \text{ L}$$

Dada (unidad inicial) — Factor inglés — Factor métrico. inglés — Respuesta (unidad deseada)

El cálculo se hace en una secuencia en una calculadora para obtener la parte numérica de la respuesta. La respuesta de la calculadora se ajusta para dar una respuesta final con el número adecuado de cifras significativas (CS).

$$3.0 \div 4 \div 1.057 = 0.709555 = 0.71$$

2 CS — Exacto — Respuesta de la calculadora — 2 CS (redondeadas)

Comprobación de estudio

Un muffin mediano de salvado contiene 4.2 g de fibra. ¿Cuántas onzas (oz) de fibra se obtienen al comer tres muffins medianos de salvado, si 1 lb = 16 oz? (*Sugerencia:* número de muffins ⟶ g de fibra ⟶ lb ⟶ oz).

Usar una secuencia de dos o más factores de conversión es una forma muy eficiente de establecer y resolver problemas, en especial si usas una calculadora. Una vez que estableces el problema, los cálculos se hacen sin escribir los valores intermedios. Vale la pena practicar este proceso hasta que comprendas la cancelación de unidades y los cálculos matemáticos.



Problema de muestra 2.13 **Uso de un factor a partir del enunciado de un problema**

Durante una erupción volcánica en Mauna Loa, Hawai, la lava fluyó a una tasa de 33 metros por minuto. A esta tasa, ¿cuántos kilómetros recorre la lava en 45 minutos?

Solución

PASO 1 **Dada** 45 minutos **Deseada** kilómetros

PASO 2 **Plan**

min | Factor de tasa | m | Factor métrico | km

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión** En el problema, la información para la tasa de flujo de lava está dado como 33 m/min. Usaremos este promedio como una de las equivalencias, así como la equivalencia del sistema métrico para metros y kilómetros, y escribiremos los factores de conversión para cada uno.

$$1\ \text{min} = 33\ \text{m} \qquad \frac{1\ \text{min}}{33\ \text{m}} \quad \text{y} \quad \frac{33\ \text{m}}{1\ \text{min}}$$

$$1\ \text{km} = 1000\ \text{m} \qquad \frac{1\ \text{km}}{1000\ \text{m}} \quad \text{y} \quad \frac{1000\ \text{m}}{1\ \text{km}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** El problema se puede establecer usando la tasa como un factor de conversión para cancelar minutos y luego el factor métrico para obtener kilómetros en el factor final.

$$45\ \cancel{\text{min}} \times \frac{33\ \text{m}}{1\ \cancel{\text{min}}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \cancel{\text{m}}} =$$

El cálculo se hace como sigue:

$$45 \boxtimes 33 \div 1000 = 1.485 \qquad \text{(Respuesta de la calculadora)}$$

Al contar las cifras significativas en las cantidades medidas, escribimos la respuesta final con dos cifras significativas.

$$45\ \cancel{\text{min}} \times \frac{33\ \text{m}}{1\ \cancel{\text{min}}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \cancel{\text{m}}} = 1.5\ \text{km}$$

2 CD 2 SF Exacto 2 CS

Comprobación de estudio

¿Cuántas horas se requieren para que la lava fluya una distancia de 5.0 kilómetros?



Problema de muestra 2.14 **Uso de un porcentaje como factor de conversión**

El bronce es 80% cobre por masa y 20% estaño por masa. Un escultor se prepara para vaciar una figura que requiere 1.75 lb de bronce. ¿Cuántos kilogramos de cobre necesita para la figura?

Solución

PASO 1 **Dada** 1.75 lb de bronce **Deseada** kg de cobre

PASO 2 **Plan**

lb bronce → Factor métrico inglés → kg bronce → Factor porcentual → kg cobre

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión** Ahora podemos escribir las equivalencias y factores de conversión. Uno es el factor métrico inglés para kg y lb. El segundo es el factor porcentual derivado de la información dada en el problema.

$$1\text{ kg bronce} = 2.205\text{ lb} \qquad \frac{1\text{ kg bronce}}{2.205\text{ lb}} \text{ y } \frac{2.205\text{ lb}}{1\text{ kg bronce}}$$

$$100\text{ kg bronce} = 80.0\text{ kg cobre} \qquad \frac{80.0\text{ kg cobre}}{100\text{ kg bronce}} \text{ y } \frac{100\text{ kg}}{80.0\text{ kg cobre}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Podemos establecer el problema usando factores de conversión para cancelar cada unidad, comenzando con lb de bronce, hasta obtener el factor final, kg de cobre, en el numerador. Después de contar las cifras significativas en las cantidades medidas, escribimos la respuesta final con tres cifras significativas.

$$1.75\ \cancel{\text{lb bronce}} \times \frac{1\ \cancel{\text{kg bronce}}}{2.205\ \cancel{\text{lb bronce}}} \times \frac{80.0\text{ kg cobre}}{100\ \cancel{\text{kg bronce}}} = 0.635\text{ kg cobre}$$

3 CS 4 CS 3 CS 3 CS

Podrías establecer el problema en una forma diferente al usar las siguientes relaciones y factores de conversión:

$$1\text{ lb} = 453.6\text{ g} \qquad \frac{1\text{ lb}}{453.6\text{ g}} \text{ y } \frac{453.6\text{ g}}{1\text{ lb}}$$

$$100\text{ g bronce} = 80.0\text{ g cobre} \qquad \frac{80.0\text{ g cobre}}{100\text{ g bronce}} \text{ y } \frac{100\text{ g bronce}}{80.0\text{ g cobre}}$$

$$1\text{ kg} = 1000\text{ g} \qquad \frac{1\text{ kg}}{1000\text{ g}} \text{ y } \frac{1000\text{ g}}{1\text{ kg}}$$

Luego el planteamiento se parecería al siguiente:

$$1.75\ \cancel{\text{lb bronce}} \times \frac{453.6\ \cancel{\text{g bronce}}}{1\ \cancel{\text{lb bronce}}} \times \frac{80.0\ \cancel{\text{g cobre}}}{100.0\ \cancel{\text{g bronce}}} \times \frac{1\text{ kg cobre}}{1000\ \cancel{\text{g cobre}}} = 0.635\text{ kg cobre}$$

3 SF 4 CS 3 CS Exacto 3 CSS

Comprobación de estudio

Una hamburguesa magra es 22% grasa por peso. ¿Cuántos gramos de grasa hay en 0.25 lb de hamburguesa?

Preguntas y problemas

Resolución de problemas

2.59 Cuando conviertes una unidad a otra, ¿cómo sabes cuál unidad del factor de conversión colocar en el denominador?

2.60 Cuando conviertes una unidad a otra, ¿cómo sabes cuál unidad del factor de conversión colocar en el numerador?

2.61 Usa factores de conversión métricos para resolver los siguientes problemas:

a) La altura de un estudiante es 175 cm. ¿Cuánto es en metros?

b) Un enfriador tiene un volumen de 5500 m. ¿Cuál es la capacidad del enfriador en litros?

c) Un colibrí tiene una masa de 0.005 5 kg. ¿Cuál es la masa del colibrí en gramos?

d) Un globo tiene un volumen de 350 cm^3. ¿Cuál es el volumen en m^3?

2.62 Usa factores de conversión métricos para resolver los siguientes problemas:

a) El requerimiento diario de fósforo es 800 mg. ¿Cuántos gramos de fósforo se recomiendan?

b) Un vaso de jugo de naranja contiene 0.85 dL de jugo. ¿Cuántos mililitros de jugo de naranja es eso?

c) Un paquete de pudín instantáneo de chocolate contiene 2840 mg de sodio. ¿Cuántos gramos de sodio es eso?

d) Un parque tiene una área de 150 000 m^2. ¿Cuál es el área en km^2?

2.63 Resuelve los siguientes problemas usando uno o más factores de conversión:

a) Un contenedor retiene 0.750 qt de líquido. ¿Cuántos mililitros de limonada contendrá?

b) En Inglaterra, una persona se pesa en *piedras*. Si una piedra es 14.0 lb, ¿cuál es la masa en kilogramos de una persona cuyo peso es de 11.8 piedras?

c) El fémur es el hueso más largo en el cuerpo. En una persona de 6 pies de alto el fémur es de 19.5 pulgadas de largo. ¿Cuál es la longitud de dicho fémur en milímetros?

d) ¿Cuántas pulgadas de grueso tiene una pared arterial que mide 0.50 μm?

2.64 Resuelve los siguientes problemas usando uno o más factores de conversión:

a) Tú necesitas 4.0 oz de un ungüento de esteroides. Si en 1 lb hay 16 oz, ¿cuántos gramos de ungüento requiere preparar el farmacéutico?

b) Durante una cirugía, una persona recibe 5.0 pintas de plasma. ¿Cuántos mililitros de plasma se le dan? (1 cuarto = 2 pintas).

c) Las llamaradas solares contienen gases calientes que se elevan a 120 000 millas sobre la superficie del Sol. ¿Cuál es esta distancia en kilómetros?

d) Un tanque lleno con gas contiene 18.5 galones de combustible sin plomo. Si un automóvil usa 46 L, ¿cuántos galones de combustible quedan en el tanque?

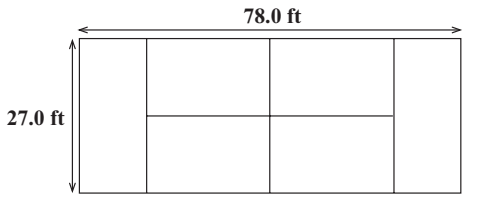
2.65 Las porciones individuales de una cancha de tenis tienen 27.0 pies de ancho y 78.0 pies de largo.

a) ¿Cuál es la longitud de la cancha en metros?

b) ¿Cuál es el área de la cancha en metros cuadrados (m^2)?

c) Si un servicio se mide en 185 km/h, ¿cuántos segundos tarda la bola de tenis en recorrer la longitud de la cancha?

d) ¿Cuántos litros de pintura se necesitan para pintar la cancha, si 1 galón de pintura cubre 150 $pies^2$?



2.66 Un campo de futbol mide 160 pies de ancho y 300 pies de largo entre las líneas de meta.



a) ¿Cuántos metros corre un jugador si atrapa el balón en su propia línea de meta y anota un *touchdown*?

b) Si un jugador atrapa el balón y corre 45 yd, ¿cuántos metros ganó?

c) ¿Cuántos metros cuadrados de Astroturf se requieren para cubrir completamente el campo de juego?

d) Si un jugador corre con una velocidad de 36 km/h, ¿cuántos segundos tarda en correr desde la línea de 50 yardas hasta la línea de 20 yardas?

2.67 *a*) El oxígeno constituye el 46.7% por masa de corteza de la Tierra. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay si una muestra de la corteza tiene una masa de 325 g?

b) El magnesio constituye el 2.1% por masa de corteza de la Tierra. ¿Cuántos gramos de magnesio hay si una muestra de la corteza tiene una masa de 1.25 g?

c) Un fertilizante de plantas contiene 15% de nitrógeno (N) por masa. En un contenedor de alimento para plantas soluble hay 10.0 oz de fertilizante. ¿Cuántos gramos de nitrógeno hay en el contenedor?

d) En una fábrica de dulces, las barras de chocolate con nuez contienen 22.0% de nuez por masa. Si el pasado martes se usaron 5.0 kg de nueces para dulces, ¿cuántas libras de barras de chocolate con nuez se elaboraron?

2.68 *a*) El agua es 11.2% hidrógeno por masa. ¿Cuántos kilogramos de agua contendrían 5.0 g de hidrógeno?

b) El agua es 88.8% oxígeno por masa. ¿Cuántos gramos de agua contendrían 2.25 kg de oxígeno?

c) Los panecillos de fibra de mora contienen 51% de fibra dietética. Si un paquete con un peso neto de 12 oz contiene seis panecillos, ¿cuántos gramos de fibra hay en cada panecillo?

d) Un frasco de mantequilla de cacahuate crujiente contiene 1.43 kg de mantequilla de cacahuate. Si usas 8.0% de la mantequilla de cacahuate para un emparedado, ¿cuántas onzas de mantequilla de cacahuate tomaste del contenedor?

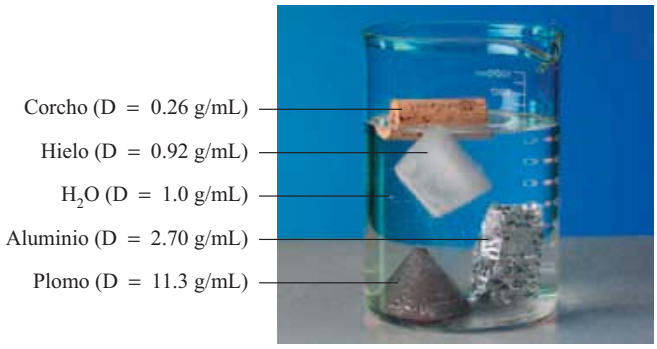


Figura 2.11. Los objetos que se hunden en agua son más densos que el agua; los objetos que flotan son menos densos.

P ¿Por qué un corcho flota y un trozo de plomo se hunde?

Meta de aprendizaje

Calcular la densidad de una sustancia; usar la densidad para calcular la masa o volumen de una sustancia.

2.8 Densidad

Las diferencias en densidad determinan si un objeto se hundirá o flotará. En la figura 2.11 la densidad del plomo es mayor que la del agua, y el objeto de plomo se hunde. El corcho flota porque es menos denso que el agua.

La masa y el volumen de cualquier sustancia se pueden medir. Sin embargo, las mediciones separadas no nos dicen cuán apretadamente empacada es la sustancia. Si se compara la masa del objeto con su volumen, obtenemos una relación llamada **densidad**.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de la sustancia}}{\text{volumen de la sustancia}}$$

En el sistema métrico, las densidades de los sólidos y líquidos usualmente se expresan como gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o gramos por mililitro (g/mL). La densidad de un gas, por lo general, se indica como gramos por litro (g/L). La tabla 2.9 muestra las densidades de algunas sustancias comunes.

Tabla 2.9 Densidades de sustancias comunes

Sólidos (a 25°C)	Densidad (g/cm^3 o g/mL)	Líquidos (a 25°C)	Densidad (g/mL)	Gases (at 0°C)	Densidad (g/mL)
corcho	0.26	gasolina	0.66	hidrógeno	0.090
hielo	0.92	alcohol etílico	0.785	helio	0.179
azúcar	1.59	aceite de olivo	0.92	metano	0.714
sal (NaCl)	2.16	agua (a 4°C)	1.000	neón	0.90
aluminio	2.70	leche	1.04	nitrógeno	1.25
diamante	3.52	mercurio	13.6	aire seco	1.29
cobre	8.92			oxígeno	1.43
plata	10.5			dióxido de carbono	1.96
plomo	11.3				
oro	19.3				

Guía para calcular densidad

PASO 1
Establece las cantidades dadas y deseadas.

PASO 2
Escribe la expresión de densidad.

PASO 3
Expresa la masa en gramos y el volumen en mililitros (mL) o cm^3.

PASO 4
Sustituye masa y volumen en la expresión de la densidad y resuelve.

Problema de muestra 2.15 **Cálculo de densidad**

Una muestra de 44.65 g de cobre tiene un volumen de 5.0 cm^3. ¿Cuál es la densidad del cobre?

Solución

PASO 1 **Dado** Dado masa de la muestra de cobre = 44.65 g; volumen = 5.0 cm^3
Deseado densidad (g/cm^3)

PASO 2 **Escribe la expresión de densidad.**

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de la sustancia}}{\text{volumen de la sustancia}}$$

PASO 3 **Expresa la masa en gramos y el volumen en mililitros (mL) o cm^3.**

Masa de la muestra de cobre = 44.65 g
Volumen de la muestra de cobre = 5.0 cm^3

PASO 4 **Sustituye masa y volumen en la expresión de densidad y resuelve.**

$$\text{Densidad} = \frac{\overset{4\text{ CS}}{44.65\text{ g}}}{\underset{2\text{ CS}}{5.0\text{ cm}^3}} = \frac{8.9\text{ g}}{1\text{ cm}^3} = \overset{2\text{ CS}}{8.9\text{ g/cm}^3}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la densidad (g/cm^3) de una barra de plata que tiene un volumen de 28.0 cm^3 y una masa de 294 g?

Densidad de sólidos

La densidad de un sólido se calcula con su masa y su volumen. Cuando un sólido se sumerge completamente, desplaza un volumen de agua que *es igual a su propio volumen*. En la figura 2.12 el nivel del agua sube de 35.5 mL a 45.0 mL. Esto significa que se desplazaron 9.5 mL de agua y que el volumen del objeto es 9.5 mL.

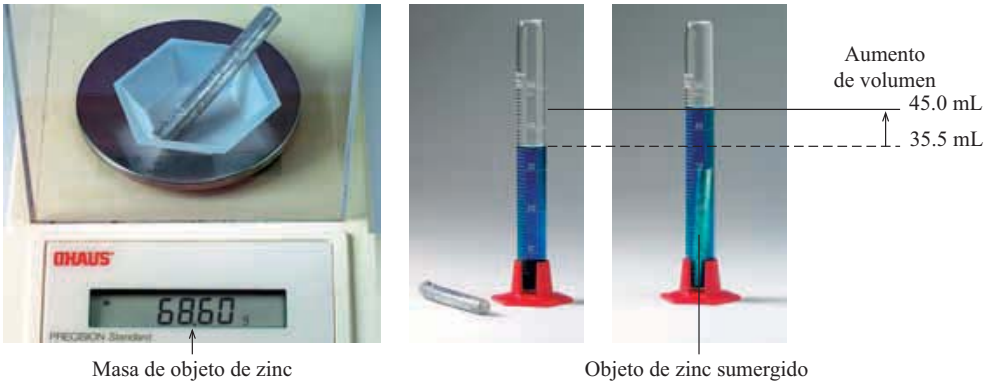


Figura 2.12 La densidad de un sólido se determina mediante el volumen desplazado porque un objeto sumergido desplaza un volumen de agua igual a su propio volumen.

P *¿Cuál es la densidad del objeto de zinc?*



Problema de muestra 2.16 **Uso del volumen desplazado para calcular densidad**

Un peso de plomo usado en el cinturón de un buzo tiene una masa de 226 g. Cuando el peso se coloca cuidadosamente en un cilindro graduado que contiene 200.0 mL de agua, el nivel del agua sube a 220.0 mL. ¿Cuál es la densidad del peso de plomo (g/mL)?

Solución

PASO 1 **Dado** masa de plomo = 226 g; nivel del agua antes de sumergir el objeto = 200.0 mL; nivel del agua después de sumergir el objeto = 220.0 mL
Deseado densidad (g/cm^3)

PASO 2 **Escribe la expresión de densidad.**

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de la sustancia}}{\text{volumen de la sustancia}}$$

PASO 3 **Expresa la masa en gramos y el volumen en mililitros (mL) o cm^3.**

Masa de la muestra de plomo = 226 g

Nivel del agua después de sumergir el objeto	= 220.0 mL
Nivel del agua antes de sumergir el objeto	= 200.0 mL
Agua desplazada (volumen de plomo)	= 20.0 mL

PASO 4 **Sustituye masa y volumen en la expresión de densidad y resuelve.**

$$\text{Densidad} = \frac{226\ \text{g}}{20.0\ \text{mL}} = \frac{11.3\ \text{g}}{1\ \text{mL}} = 11.3\ \text{g/mL}$$

(226 g: 3 CS; 20.0 mL: 3 CS; 11.3 g/mL: 3 CS)

Comprobación de estudio

Un total de 0.50 lb de canicas de vidrio se agrega a 425 mL de agua. El nivel del agua sube a un volumen de 528 mL. ¿Cuál es la densidad (g/mL) de las canicas?

Solución de problemas usando densidad

La densidad se usa como un factor de conversión. Por ejemplo, si se conocen el volumen y la densidad de una muestra, se puede calcular la masa de la muestra en gramos.





Problema de muestra 2.17 **Solución de problemas usando densidad**

Si la densidad de la leche es 1.04 g/mL, ¿cuántos gramos de leche hay en 0.50 cuartos de leche?

Solución

PASO 1 **Dado** 0.50 cuartos **Deseado** g.

PASO 2 **Plan de unidades**

cuarto → factor métrico inglés → L → Factor métrico → mL → Factor de densidad → g

Guía para usar densidad

PASO 1
Establece las cantidades dadas y deseadas.

PASO 2
Escribe un plan para calcular la cantidad deseada.

PASO 3
Escribe equivalencias y sus factores de conversión, incluida densidad.

PASO 4
Plantea el problema a resolver para la cantidad deseada.

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1\text{ L}}{1.057\text{ qt}} \text{ y } \frac{1.057\text{ qt}}{1\text{ L}} \qquad \frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}} \text{ y } \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} \qquad \frac{1\text{ mL}}{1.04\text{ g}} \text{ y } \frac{1.04\text{ g}}{1\text{ mL}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$0.50\ \cancel{\text{qt}} \times \frac{1\ \cancel{\text{L}}}{1.057\ \cancel{\text{qt}}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{1\ \cancel{\text{L}}} \times \frac{1.04\text{ g}}{1\ \cancel{\text{mL}}} = 490\text{ g } (4.9 \times 10^2\text{ g})$$

2 CS 4 CS Exacto 3 CS 2 CS

Comprobación de estudio

¿Cuántos mililitros de mercurio hay en un termómetro que contiene 20.4 g de mercurio? (Vea la tabla 2.9 para la densidad del mercurio.)

Preguntas y problemas Densidad

2.69 En un viejo camión encuentras un trozo de metal que crees es aluminio, plata o plomo. En el laboratorio encuentras que tiene una masa de 217 g y un volumen de 19.2 cm^3. De acuerdo a la tabla 2.9, ¿cuál es el metal que encontraste?

2.70 Supón que tienes dos cilindros graduados de 100 mL. En cada uno hay 40.0 mL de agua. También tienes dos cubos: uno es plomo y el otro es aluminio. Cada cubo mide 2.0 cm por lado. Después de sumergir cuidadosamente cada cubo en el agua de su propio cilindro, ¿cuál será el nuevo nivel del agua en cada cilindro?

2.71 Determina la densidad (g/mL) para cada uno de los siguientes problemas:

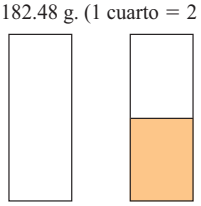
a) Una muestra de solución salina de 20.0 mL que tiene una masa de 24.0 g.

b) Un cubo de mantequilla que pesa 0.250 lb y tiene un volumen de 130.3 mL.

c) Una gema que tiene una masa de 45.0 g. Cuando la gema se coloca en un cilindro graduado que contiene 20.0 mL de agua, el nivel del agua sube a 34.5 mL.

d) Un sólido con un volumen de 114 cm^3 que tiene una masa de 485.6 g.

e) Un jarabe que se agrega a un contenedor vacío con una masa de 115.25 g. Cuando se agrega una pinta de jarabe de 0.100, la masa total del contenedor y el jarabe es 182.48 g. (1 cuarto = 2 pintas)



115.25 g **182.48 g**

2.72 Determina la densidad (g/mL) para cada uno de los siguientes problemas:

a) Un material plástico que pesa 2.68 lb y tiene un volumen de 3.5 L

b) El fluido en una batería de automóvil, si tiene un volumen de 125 mL y una masa de 155 g.

c) Una muestra de orina de 5.00 mL de un paciente que sufre de diabetes mellitus que tiene una masa de 5.025 g.

d) Una nuez de ébano que tiene una masa de 275 g y un volumen de 207 cm^3.

e) Una muestra de 10.00 L de gas oxígeno que tiene una masa de 0.014 kg.

2.73 Usa los valores de densidad de la tabla 2.9 para resolver los siguientes problemas:

a) ¿Cuántos litros de alcohol etílico contiene 1.50 kg de alcohol?

b) ¿Cuántos gramos de mercurio hay en un barómetro que contiene 6.5 mL de mercurio?

c) Un escultor preparó un molde para vaciar una figura de bronce. La figura tiene un volumen de 225 mL. Si el bronce tiene una densidad de 7.8 g/mL, ¿cuántas onzas de bronce se necesitan en la preparación de la figura de bronce?

d) ¿Cuál es la masa en gramos de un cubo de cobre que tiene un volumen de 74.1 cm^3?

e) ¿Cuántos kilogramos de gasolina llenan un tanque de 12.0 galones? (1 galón = 4 cuartos)

2.74 Usa los valores de densidad de la tabla 2.9 para resolver los siguientes problemas:

a) Un cilindro graduado contiene 28.0 mL de agua. ¿Cuál es el nuevo nivel después de que 35.6 g de plata se sumergen en el agua?

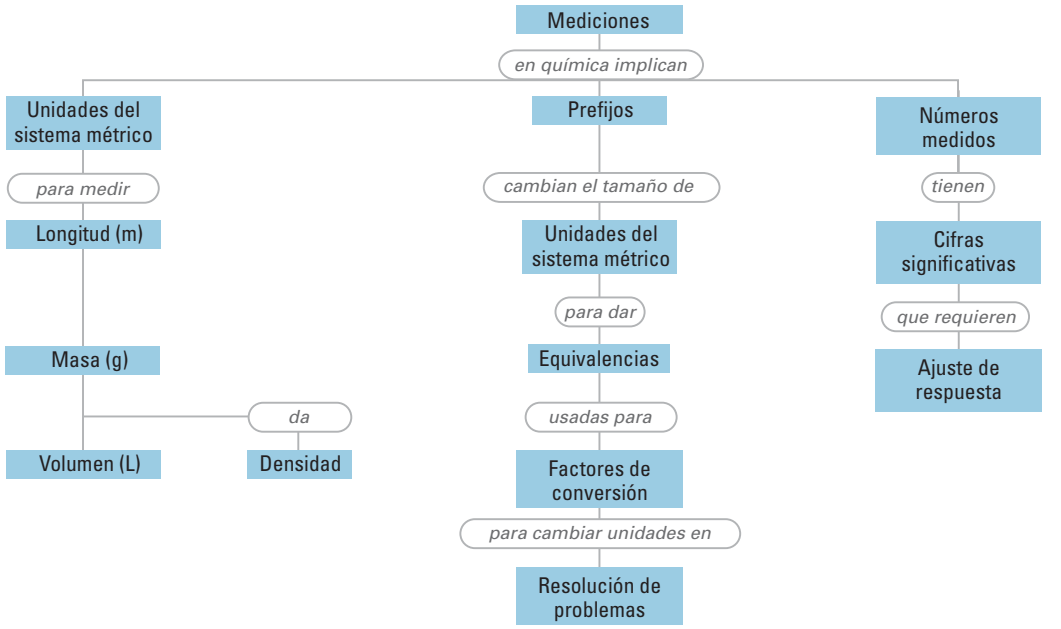
b) Un termómetro que contiene 8.3 g de mercurio se rompe. ¿Qué volumen de mercurio se derrama?

c) Una pecera contiene 35 galones de agua. ¿Cuántas libras (lb) de agua tiene?

d) La masa de un contenedor vacío es de 88.25 g. La masa del contenedor y un líquido con una densidad de 0.758 g/mL es de 150.50 g. ¿Cuál es el volumen (mL) del líquido en el contenedor?

e) Una bala de cañón hecha de hierro tiene un volumen de 115 cm^3. Si el hierro tiene una densidad de 7.86 g/cm^3, ¿cuál es la masa en kilogramos de la bala?

Mapa conceptual **Mediciones**



Repaso del capítulo

2.1 Unidades de medición

En ciencia, las cantidades físicas se describen en unidades del sistema métrico o Internacional (SI). Algunas unidades importantes son el metro (m) para longitud, el litro (L) para volumen, el gramo (g) y kilogramo (kg) para masa, segundo (s) para tiempo y Celsius (°C) para temperatura.

2.2 Notación científica

Los números grandes y pequeños se escriben con el uso de la notación científica, donde el punto decimal se mueve para dar un coeficiente entre 1 y 10 y el número de lugares decimales movidos se muestra como una potencia de base 10. Un número mayor que 1 tendrá una potencia positiva de 10, mientras que un número menor que 1 tendrá una potencia negativa de 10.

2.3 Números medidos y cifras significativas

Un número medido es cualquier número derivado del uso de un instrumento de medición para determinar una cantidad. Un número exacto se obtiene al contar elementos o se da una definición; no se usan instrumentos de medición. Las cifras significativas son los números reportados en una medición, incluido el dígito estimado.

2.4 Cifras significativas en cálculos

En multiplicación o división, el número medido en el cálculo que tiene el menor número de cifras significativas determina el número de cifras significativas en una respuesta. En suma o resta, la respuesta final refleja el último lugar que todos los números medidos tienen en común.

2.5 Prefijos y equivalencias

Los prefijos colocados enfrente de una unidad cambian el tamaño de la unidad por factores de 10. Los prefijos como *centi*, *mili* y *micro* proporcionan unidades más pequeñas; los prefijos como *kilo* proporcionan unidades más grandes. Una equivalencia relaciona dos unidades del sistema métrico que miden la misma cantidad de longitud, volumen o masa. Ejemplos de equivalencias métricas son 1 m = 100 cm; 1 L = 1000 mL; 1 kg = 1000 g.

2.6 Escritura de factores de conversión

Los factores de conversión se usan para expresar una relación en la forma de una fracción. Dos factores se escriben para cualquier relación en el sistema métrico o inglés.

2.7 Solución de problemas

Los factores de conversión son útiles cuando se cambia una cantidad expresada en una unidad a una cantidad expresada en otra unidad. En el proceso, una unidad dada se multiplica por uno o más factores de conversión que cancelan unidades hasta obtener la respuesta deseada.

2.8 Densidad

La densidad de una sustancia es una razón de su masa a su volumen, usualmente g/mL o g/cm^3. Las unidades de densidad se usan como un factor para convertir entre la masa y el volumen de una sustancia.

Términos clave

centímetro (cm) Unidad de longitud en el sistema métrico; en 1 pulgada hay 2.54 cm.
centímetro cúbico (cm^3, cc) El volumen de un cubo que tiene lados de 1 cm; 1 centímetro cúbico es igual a 1 mL.
cifras significativas Números registrados en una medición.
densidad La relación de la masa de un objeto con su volumen, expresada como gramos por centímetro cúbico (g/cm^3), gramos por mililitro (g/mL) o gramos por litro (g/L).
escala de temperatura Celsius (°C) Escala de temperatura en la que el agua tiene un punto de congelación de 0°C y un punto de ebullición de 100°C.
escala de temperatura Kelvin (K) Escala de temperatura en la que la mínima temperatura posible es 0 K, lo que hace al punto de congelación el agua 273 K y al punto de ebullición 373 K.
equivalencia Una relación entre dos unidades que miden la misma cantidad.
factor de conversión Una razón en la que el numerador y el denominador son cantidades de una equivalencia o una relación dada. Por ejemplo, los factores de conversión para la relación 1 kg = 2.205 lb se escriben del siguiente modo:

$$\frac{2.205\ \text{lb}}{1\ \text{kg}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{kg}}{2.205\ \text{lb}}$$

gramo (g) Unidad métrica que se usa en mediciones de masa.
kilogramo (kg) Masa métrica de 1000 g, igual a 2.205 lb. El kilogramo es la unidad de masa estándar del SI.
litro (L) Unidad métrica para volumen que es ligeramente mayor que un cuarto de galón.
masa Medida de la cantidad de material en un objeto.
metro (m) Unidad métrica para longitud que es ligeramente mayor que una yarda. El metro es la unidad de longitud estándar del SI.
metro cúbico (m^3) Unidad SI de volumen; el volumen de un cubo con lados que miden 1 m.
mililitro (mL) Unidad métrica de volumen igual a un milésimo de un L (0.001 L).
notación científica Forma de escribir números grandes y pequeños con el uso de un coeficiente entre 1 y 10, seguido por una potencia de base 10.
número exacto Número obtenido al contar o por definición.
número medido Número que se obtiene cuando una cantidad se determina al usar un instrumento de medición.
prefijo Parte del nombre de una unidad métrica que precede la unidad base y especifica el tamaño de la medición. Todos los prefijos se relacionan en una escala decimal.
segundo (s) Unidad de tiempo en los sistemas SI y métrico.
SI Sistema Internacional de unidades que modifica al sistema métrico.
sistema métrico Sistema de medición usado por los científicos y en la mayoría de los países del mundo.
temperatura Indicador de lo caliente o frío de un objeto.
volumen (V) Cantidad de espacio que ocupa una sustancia.

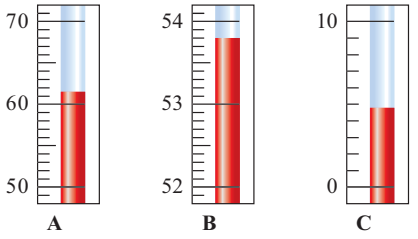
Comprensión de conceptos

2.75 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones respecto a la figura se responde con un número exacto o un número medido.

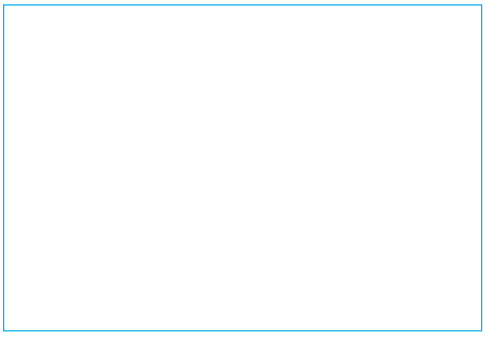


a) número de patas
b) altura de la mesa
c) número de sillas en la mesa
d) área de la mesa

2.76 Lee la temperatura en cada uno de los termómetros Celsius.

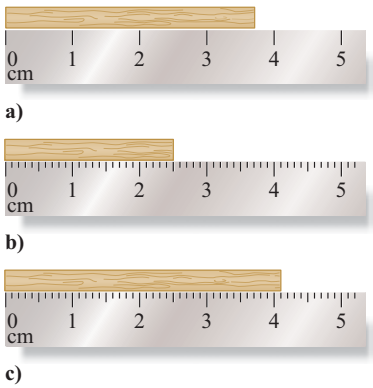


2.77 Mide la longitud y ancho del rectángulo, usando una regla métrica.

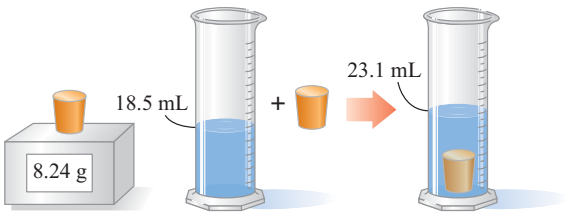


a) ¿Cuál es la longitud y ancho de este rectángulo medidos en centímetros?
b) ¿Cuál es su longitud y ancho en milímetros?
c) ¿Cuántas cifras significativas hay en la medición de longitud?
d) ¿Cuántas cifras significativas hay en la medición del ancho?
e) ¿Cuál es el área del rectángulo en cm^2?
f) ¿Cuántas cifras significativas hay en la respuesta calculada para el área?

2.78 Mide la longitud de cada uno de los objetos en las figuras *a*), *b*) y *c*) usando la regla métrica en la figura. Indica para cada uno el número de cifras significativas y el dígito estimado.

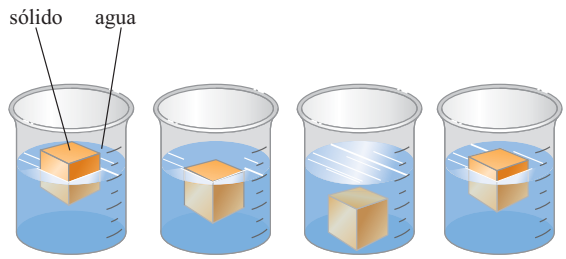


2.79 ¿Cuál es la densidad del objeto sólido que se pesa y sumerge en el agua?

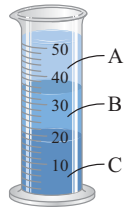


2.80 Cada uno de los siguientes diagramas representa un contenedor de agua y un cubo. Algunos cubos flotan mientras otros se hunden. Relaciona los diagramas 1, 2, 3 o 4 con una de las siguientes descripciones y explica tus elecciones:

a) El cubo tiene una mayor densidad que el agua.
b) El cubo tiene una densidad que es 0.60-0.80 g/mL.
c) El cubo tiene una densidad que es la mitad de la densidad del agua.
d) El cubo tiene la misma densidad que el agua.



2.81 Un cilindro graduado contiene tres líquidos (A, B y C), que tienen diferentes densidades y no son solubles uno en otro: mercurio (D = 13.5 g/mL), aceite vegetal (D = 0.92 g/mL) y agua (D = 1.0 g/mL). Identifica los líquidos A, B y C en el cilindro.

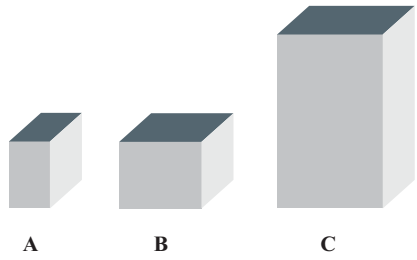


2.82 Los siguientes sólidos A, B y C representan plomo, cobre y aluminio. Si cada uno tiene una masa de 10.0 g, ¿cuál es la identidad de cada sólido?

Densidad aluminio = 2.70 g/mL

Densidad oro = 19.3 g/mL

Densidad plata = 10.5 g/mL



Preguntas y problemas adicionales

2.83 Redondea o agrega ceros a las siguientes respuestas calculadas para dar una respuesta final con tres cifras significativas:

a) 0.000 012 58 L
b) 3.528×10^2 kg
c) 125 111 m^3
d) 58.703 m
e) 3×10^{-3} s
f) 0.010 826 g

2.84 ¿Cuál es la masa total en gramos de un postre que contiene 135.25 g de helado de vainilla, 84 g de jarabe de caramelo y 43.7 g de nueces?

2.85 Durante una rutina en el gimnasio, configuras una caminadora a un ritmo de 55.0 m por minuto. ¿Cuántos minutos caminarás si recorres una distancia de 7500 pies?

2.86 Una compañía pesquera entrega 22 kg de salmón, 5.5 kg de cangrejo y 3.48 kg de ostras a tu restaurante de comida marina.
a) ¿Cuál es la masa total, en kilogramos, de la entrega?
b) ¿Cuál es el número total de libras?

2.87 La receta de Bill para sopa de cebolla pide 4.0 lb de cebollas finamente rebanadas. Si una cebolla tiene una masa promedio de 115 g, ¿cuántas cebollas necesita Bill?

2.88 El precio de 1 libra (lb) de papas es $1.75. Si todas las papas vendidas hoy en la tienda suman $1420, ¿cuántos kilogramos (kg) de papas vendió la tienda?

2.89 La siguiente información nutrimental se menciona en una caja de galletas:
Tamaño de la porción 0.50 oz (6 galletas)
Grasa 4 g por porción **Sodio** 140 mg por porción
a) Si la caja tiene un peso neto (sólo contenido) de 8.0 oz, ¿aproximadamente cuántas galletas tiene?
b) Si comes 10 galletas, ¿cuántas onzas de grasa consumiste?
c) ¿Cuántos gramos de sodio se usan para preparar 50 cajas de galletas?

2.90 Una tienda especializada en peceras requiere 75 000 mL de agua. ¿Cuántos galones de agua necesita? (1 galón = 4 cuartos)

2.91 En México, los aguacates valen 48 pesos por kilogramo. ¿Cuál es el costo en centavos de dólar de un aguacate que pesa 0.45 lb, si la tasa de cambio es de 10.8 pesos por dólar?

2.92 La dieta de Celeste restringe su ingesta de proteína a 24 g por día. Si ella come una hamburguesa de 8.0 onzas que es 15.0% proteína, ¿ella supera el límite de proteína del día? ¿Cuántas onzas de hamburguesa se le permitirían a Celeste?

2.93 Una preparación de protector solar contiene 2.50% por masa de salicilato de bencilo. Si un tubo contiene 4.0 onzas de protector solar, ¿cuántos kilogramos de salicilato de bencilo se requieren para fabricar 325 tubos de protector solar?

2.94 Un objeto tiene una masa de 3.15 onzas. Cuando se sumerge en un cilindro graduado que inicialmente contiene 325.2 mL de agua, el nivel del agua sube a 442.5 mL. ¿Cuál es la densidad (g/mL) del objeto?

2.95 ¿Cuál es el nivel de colesterol de 1.85 g/L en unidades de mg/dL?

2.96 Si un centro de reciclaje recolecta 1254 latas de aluminio y en una libra hay 22 latas, ¿qué volumen de aluminio, en litros, se recolectó? (Tabla 2.9.)

2.97 El nivel del agua en un cilindro graduado inicialmente en 215 mL se eleva a 285 mL después de sumergir una pieza de plomo. ¿Cuál es la masa en gramos del plomo? (Tabla 2.9.)

2.98 Un cilindro graduado contiene 155 mL de agua. Se agregan una pieza de hierro de 15.0 g (densidad = 7.86 g/cm^3) y una de 20.0 g de plomo. ¿Cuál es el nuevo nivel del agua en el cilindro? (Tabla 2.9.)

2.99 ¿Cuántos centímetros cúbicos (cm^3) de aceite de oliva tienen la misma masa que 1.00 L de gasolina? (Tabla 2.9.)

2.100 ¿Cuál es el volumen, en cuartos, de 1.50 kg de alcohol etílico? (Tabla 2.9.)

2.101 *a*) Algunos atletas tienen sólo 3.0% de grasa corporal. Si tal persona tiene una masa corporal de 45 kg, ¿cuántas libras de grasa corporal tiene?
b) En un proceso de liposucción, un médico remueve depósitos de grasa del cuerpo de una persona. Si la grasa corporal tiene una densidad de 0.94 g/mL y se remueven 3.0 litros, ¿cuántas libras de grasa se le removieron al paciente?

2.102 Un enjuague bucal tiene 21.6% de alcohol por masa. Si cada botella contiene 0.358 pintas, con una densidad de 0.876 g/mL, ¿cuántos kilogramos de alcohol hay en 180 botellas del enjuague bucal?

2.103 La plata sterling es 92.5% plata por masa, con una densidad de 10.3 g/cm^3. Si un cubo de plata sterling tiene un volumen de 27.0 cm^3, ¿cuántas onzas de plata pura hay?

2.104 El cuerpo de un adulto común contiene 55% de agua. Si una persona tiene una masa de 65 kg, ¿cuántas libras de agua tiene en su cuerpo?

Preguntas de desafío

2.105 Una báscula mide masa a 0.001 g. Si determinas la masa de un objeto que pesa aproximadamente 30 g, ¿registrarías la masa como 30 g, 32.5 g, 31.25 g, 34.075 g o 3000 g? Explica tu elección en dos o tres oraciones completas que describan tu razonamiento.

2.106 Cuando tres estudiantes usan el mismo metro para medir la longitud de un clip obtienen resultados de 5.8 cm, 5.75 cm y 5.76 cm. Si el metro tiene marcas de milímetro, ¿cuáles son las razones para los diferentes valores?

2.107 Un automóvil viaja a 55 millas por hora y tiene 11 kilómetros por litro de gasolina. ¿Cuántos galones de gasolina se necesitan para un viaje de 3.0 hr?

2.108 Para una persona de 180 lb, calcula las cantidades de cada uno de los siguientes productos que debe ingerir para proporcionar la LD_{50} para cafeína dada en la tabla 2.7:
a) tazas de café, si una taza es 12 onzas y hay 100 mg de cafeína por 6 onzas de café.
b) latas de refresco de cola, si una lata contiene 50 mg de cafeína.
c) tabletas de No-Doz, si una tableta contiene 100 mg de cafeína.

2.109 Un paquete de papel de aluminio mide $66\frac{2}{3}$ yardas de largo, 12 pulgadas de ancho y 0.000 30 pulgadas de grueso. Si el aluminio tiene una densidad de 2.7 g/cm^3, ¿cuál es la masa en gramos del papel?

2.110 Una alberca circular, con un diámetro de 27 pies, se llena a una profundidad de 50 pulgadas. Supón que la alberca es un cilindro ($V_{\text{cilindro}} = \pi r^2 h$).
a) ¿Cuál es el volumen de agua en la alberca, en metros cúbicos?
b) La densidad de agua es 1.0 g/cm^3. ¿Cuál es la masa en kilogramos del agua en la alberca?

2.111 Un collar de oro de 18 quilates es 75% oro por masa, 16% plata y 9.0% cobre.
a) ¿Cuál es su masa en gramos, si contiene 0.24 onzas de plata?
b) ¿Cuántos gramos de cobre hay en el collar?
c) Si el oro de 18 quilates tiene una densidad de 15.5 g/cm^3, ¿cuál es el volumen en centímetros cúbicos?

2.112 En la fabricación de chips de computadora, cilindros de silicio se cortan en delgadas obleas que tienen 3.00 pulgadas de diámetro y una masa de 1.50 g de silicio. ¿Cuán gruesa (mm) es cada oblea, si el silicio tiene una densidad de 2.33 g/cm^3? (El volumen de un cilindro es $V = \pi r^2 h$.)

2.113 Un objeto de plata de 50.0 g y un objeto de oro de 50.0 g se agregan a 75.5 mL de agua contenida en un cilindro graduado. ¿Cuál es el nuevo nivel del agua en el cilindro?

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

2.1 *a*) metros (m) *b*) kelvins (K) *c*) kilogramos (kg)

2.2 *a*) 4.25×10^5 m *b*) 8×10^{-7} g

2.3 *a*) dos *b*) uno *c*) cinco

2.4 *a*) 36 m *b*) 0.0026 L *c*) 3800 g *d*) 1.3 kg

2.5 *a*) 0.4924 b) 0.00802 o 8.02×10^{-3} c) 2.0

2.6 *a*) 83.70 mg *b*) 0.5 L

2.7 *a*) mega *b*) centi

2.8 *a*) 1000 *b*) 0.001 o $\frac{1}{1000}$

2.9 Equivalencia: 1 pul = 2.54 cm

Factores de conversion : $\frac{1 \text{ in.}}{2.54 \text{ cm}}$ y $\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in.}}$

2.10 *a*) 62.2 km/1 hr y 1 hr/62.2 km
b) 8.5 cm^3/86.7 g y 86.7 g/8.5 cm^3

2.11 1.89 L

2.12 0.44 oz

2.13 2.5 hr

2.14 25 g grasa

2.15 10.5 g/cm^3

2.16 2.2 g/mL

2.17 1.50 mL mercurio

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

2.1 *a*) metro, longitud *b*) gramo, masa *c*) litro, volumen *d*) segundo, tiempo *e*) Celsius, temperatura

2.3 *a*) metro, ambos *b*) kilogramo, ambos c) pie, ninguno *d*) segundo, ambos *e*) Celsius, métrico

2.5 *a*) gramo, métrico *b*) litro, métrico *c*) Celsius, métrico *d*) metro, ambos *e*) segundo, ambos

2.7 *a*) 5.5×10^4 m *b*) 4.8×10^2 g *c*) 5×10^{-6} cm *d*) 1.4×10^{-4} s *e*) 7.85×10^{-3} L *f*) 6.7×10^5 kg

2.9 *a*) 7.2×10^3 *b*) 3.2×10^{-2} *c*) 1×10^4 *d*) 6.8×10^{-2}

2.11 *a*) 12 000 *b*) 0.0825 *c*) 4 000 000 *d*) 0.005

2.13 *a*) primer lugar decimal (0.6)
b) segundo lugar decimal (0.05)
c) primer lugar decimal (0.0)

2.15 *a*) medido *b*) exacto *c*) exacto *d*) medido

2.17 *a*) 6 oz de carne *b*) ninguno *c*) 0.75 lb, 350 g *d*) ninguno (definiciones exactas)

2.19 *a*) no significativo *b*) significativo *c*) significativo *d*) significativo *e*) no significativo

2.21 *a*) 5 *b*) 2 *c*) 2 *d*) 3 *e*) 4 *f*) 3

2.23 Ambas mediciones en la parte c tienen dos cifras significativas y ambas mediciones en la parte d tienen cuatro cifras significativas.

2.25 *a*) 5.0×10^3 L *b*) 3.0×10^4 g *c*) 1.0×10^5 m *d*) 2.5×10^{-4} cm

2.27 El número de cifras en la respuesta está limitada por las mediciones usadas en el cálculo.

2.29 *a*) 1.85 *b*) 184 *c*) 0.004 74 *d*) 8810 *e*) 1.83

2.31 *a*) 56.9 m *b*) 0.002 28 g *c*) 11 500 s (1.15×10^4 s) *d*) 8.10 L

2.33 *a*) 1.6 *b*) 0.01 c) 27.6 *d*) 3.5 *e*) 1.4×10^{-1} (0.14) *f*) 8×10^{-1} (0.8)

2.35 *a*) 53.54 cm *b*) 127.6 g
c) 121.5 mL *d*) 0.50 L

2.37 km/h es kilómetro por hora; mi/h es millas por hora.

2.39 El prefijo *kilo* significa multiplicar por 1000; 1 kg es la misma masa que 1000 g.

2.41 *a*) mg *b*) dL *c*) km
d) kg *e*) μL *f*) ns

2.43 *a*) 0.01 *b*) 1000 *c*) 0.001
d) 0.1 *e*) 1 000 000 *f*) 10^{-9}

2.45 *a*) 100 cm *b*) 1000 m *c*) 0.001 m
d) 1000 mL

2.47 *a*) kilogramo *b*) mililitro *c*) km *d*) kL

2.49 Un factor de conversión se puede invertir para dar un segundo factor de conversión.

2.51 1 kg = 1000 g

2.53 *a*) 3 ft = 1 yd, $\frac{3\text{ ft}}{1\text{ yd}}$ y $\frac{1\text{ yd}}{3\text{ ft}}$

b) 1 L = 1000 mL, $\frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}}$ y $\frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}}$

c) 1 min = 60 s, $\frac{60\text{ s}}{1\text{ min}}$ y $\frac{1\text{ min}}{60\text{ s}}$

d) 1 dL = 100 mL, $\frac{100\text{ mL}}{1\text{ dL}}$ y $\frac{1\text{ dL}}{100\text{ mL}}$

2.55 *a*) 100 cm = 1 m, $\frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}}$ y $\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}}$

b) 1000 mg = 1 g, $\frac{1000\text{ mg}}{1\text{ g}}$ y $\frac{1\text{ g}}{1000\text{ mg}}$

c) 1 L = 1000 mL, $\frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}}$ y $\frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}}$

d) 1 kg = 10^6 mg, $\frac{10^6\text{ mg}}{1\text{ kg}}$ y $\frac{1\text{ kg}}{10^6\text{ mg}}$

e) $(1\text{ m})^3 = (100\text{ cm})^3$, $\frac{(100\text{ cm})^3}{(1\text{ m})^3}$ y $\frac{(1\text{ m})^3}{(100\text{ cm})^3}$

2.57 *a*) $\frac{3.5\text{ m}}{1\text{ s}}$ y $\frac{1\text{ s}}{3.5\text{ m}}$

b) $\frac{0.65\text{ g}}{1\text{ mL}}$ y $\frac{1\text{ mL}}{0.65\text{ g}}$

c) $\frac{46.0\text{ km}}{1.0\text{ gal}}$ y $\frac{1.0\text{ gal}}{46.0\text{ km}}$

d) $\frac{93\text{ g plata}}{100\text{ g sterling}}$ y $\frac{100\text{ g sterling}}{93\text{ g plata}}$

e) $\frac{29\ \mu\text{g}}{1\text{ kg}}$ y $\frac{1\text{ kg}}{29\ \mu\text{g}}$

2.59 La unidad en el denominador debe cancelarse con la unidad precedente en el numerador.

2.61 *a*) 1.75 m *b*) 5.5 L *c*) 5.5 g
d) 3.5×10^{-4} m^3

2.63 *a*) 710. mL *b*) 74.9 kg *c*) 495 mm
d) 2.0×10^{-5} in.

2.65 *a*) 23.8 m *b*) 196 m^2 *c*) 0.463 s *d*) 53.2 L

2.67 *a*) 152 g oxígeno *b*) 0.026 g magnesio
c) 43 g N *d*) 50 lb barras de chocolate

2.69 plomo, 11.3 g/cm^3

2.71 *a*) 1.20 g/mL *b*) 0.870 g/mL *c*) 3.10 g/mL
d) 4.26 g/cm^3 *e*) 1.42 g/mL

2.73 *a*) 1.91 L *b*) 88 g *c*) 62 oz
d) 661 g *e*) 30. kg

2.75 *a*) exacto *b*) medido
c) exacto *d*) medido

2.77 *a*) longitud = 6.96 cm, ancho = 4.75 cm
b) longitud = 69.6 mm, ancho = 47.5 mm
c) 3 cifras significativas
d) 3 cifras significativas
e) 33.1 cm^2
f) 3 cifras significativas

2.79 1.8 g/mL

2.81 A es aceite vegetal, B es agua y C es mercurio.

2.83 *a*) 0.000 012 6 L; 1.26×10^{-5} L
b) 3.53×10^2 kg
c) 125 000 m^3 or 1.25×10^5 m^3
d) 58.7 m
e) 3.00×10^{-3} s
f) 0.010 8 g

2.85 42 min

2.87 16 cebollas

2.89 *a*) 96 galletas *b*) 0.2 oz grasa
c) 110 g de sodio

2.91 91 centavos

2.93 0.92 kg

2.95 185 mg/dL

2.97 790 g

2.99 720 cm^3

2.101 a) 3.0 lb grasa corporal *b*) 6.2 lb

2.103 9.07 oz plata pura

2.105 Puesto que la báscula puede medir masa a 0.001 g, la masa debe darse a 0.001 g. Debes registrar la masa del objeto como 34.075 g.

2.107 6.4 gal

2.109 3.8×10^2 g aluminio

2.111 *a*) 43 g oro de 18 quilates *b*) 3.9 g cobre *c*) 2.8 cm^3

2.113 82.9 mL

3 Materia y energía



"Si has recibido primeros auxilios por una lesión deportiva", dice Cort Kim, terapeuta físico en la Clínica de Medicina Deportiva Sunrise, "probablemente te han tratado con una compresa fría o una caliente. Las compresas las usamos para varios tipos de lesiones. Aquí muestro cómo usar una compresa fría para reducir la inflamación en el hombro de mi paciente."

Cuando golpeas o abres una compresa caliente o fría para activarla, tu acción mezcla químicos. En una compresa fría, la reacción es una que absorbe energía térmica, enfría la compresa y extrae calor de la lesión. Las compresas calientes usan reacciones que liberan energía, lo que calienta la compresa. En ambos casos, la reacción sucede a un ritmo moderado, de modo que la compresa permanezca activa durante mucho tiempo y no se enfríe o caliente demasiado.

AVANCES

3.1 Clasificación de la materia
3.2 Propiedades de la materia
3.3 Temperatura
3.4 Energía
3.5 Calor específico

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Todos los días vemos a nuestro alrededor muchos materiales con formas diversas. Para un científico, este material es *materia*. Hay materia en todas partes a tu alrededor: el jugo de naranja que desayunas, el agua que pones en la cafetera, la hoja de aluminio con que envuelves tu sándwich, tu cepillo de dientes y el dentífrico, el oxígeno que inhalas y el dióxido de carbono que exhalas, son formas de materia.

Cuando observamos a nuestro alrededor, vemos que la materia tiene la forma física de un sólido, líquido o gas. Un ejemplo familiar es el agua, un compuesto que existe en los tres estados. En un cubo de hielo o una pista de hielo, el agua está en estado sólido. El agua es un líquido cuando sale de un grifo o se llena una alberca. El agua forma un gas cuando se evapora de las ropas húmedas o hierve en una sartén. Las sustancias cambian de estado al perder o ganar energía. Por ejemplo, se necesita energía para fundir cubos de hielo y para hervir el agua en una tetera. En contraste, se libera energía cuando el vapor de agua (gas) se condensa en líquido y el agua líquida se congela en una charola para cubos de hielo.

Más importante todavía es que nosotros implicamos energía. Usamos energía cuando hablamos, jugamos tenis, estudiamos y respiramos. También cuando calentamos agua, cocinamos los alimentos, encendemos las luces, usamos computadoras o una lavadora o conducimos un automóvil. Desde luego, dicha energía tiene que venir de algún lado. En nuestros cuerpos, los alimentos que comemos nos la proporcionan. Si no comemos durante un tiempo, se nos acaba la energía. En las casas, escuelas y automóviles, la quema de combustibles fósiles como el petróleo, el propano o la gasolina proporcionan energía.

3.1 Clasificación de la materia

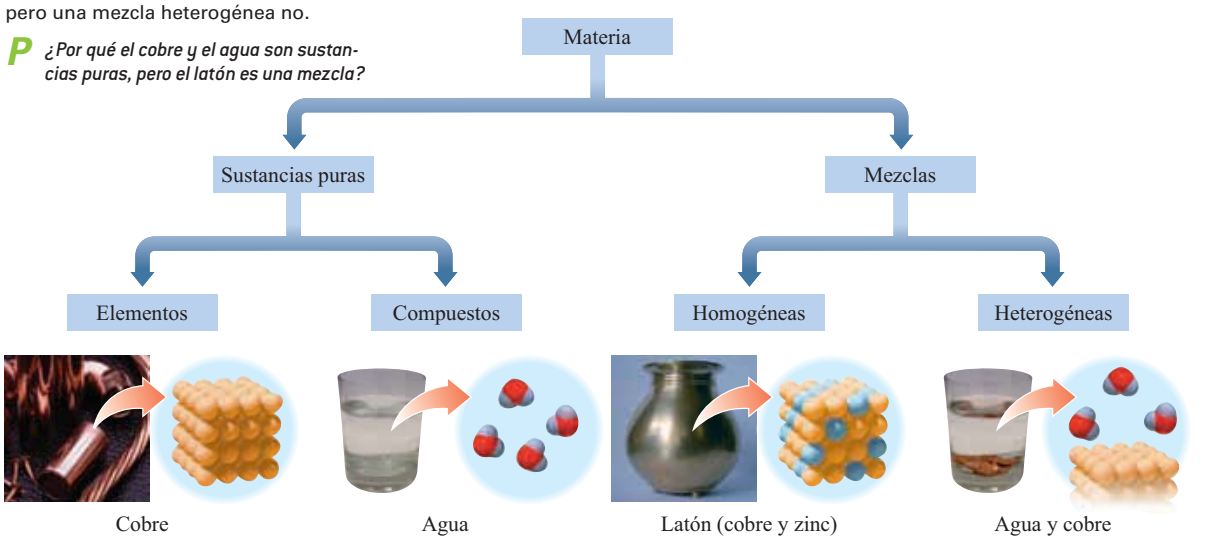
Meta de aprendizaje

Clasificar la materia como sustancias puras o mezclas.

La **materia** es cualquier sustancia que contiene masa y ocupa un espacio. Los materiales que usamos, como agua, madera, platos, bolsas de plástico, ropas y zapatos, todos son materia. Puesto que hay tantos tipos, clasificamos la materia por la clase de componentes que contiene. Una sustancia pura tiene una composición definida, mientras que una mezcla está hecha de dos o más sustancias en cantidades variables (figura 3.1).

Figura 3.1 La materia se organiza por sus componentes: elementos, compuestos y mezclas. Un elemento o un compuesto tiene una composición fija, mientras que una mezcla tiene una composición variable. Una mezcla homogénea tiene una composición uniforme, pero una mezcla heterogénea no.

P *¿Por qué el cobre y el agua son sustancias puras, pero el latón es una mezcla?*



Sustancias puras

Una **sustancia pura** es un tipo de materia que tiene una composición fija o definida. Hay dos tipos de sustancias puras: elementos y compuestos. Los **elementos** son el tipo más simple porque están formados sólo de un tipo de sustancia. Tal vez sepas que los elementos plata, hierro y aluminio contienen materia de un tipo. Los **compuestos** también son sustancias puras, pero consisten de una combinación de dos o más elementos unidos en la misma proporción. Por ejemplo, en todas las muestras de agua, H_2O, hay la misma proporción de los elementos hidrógeno y oxígeno. En otro compuesto, el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, el hidrógeno y el oxígeno también están combinados, pero en una proporción diferente. El agua, H_2O, y el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, son diferentes compuestos con diferentes propiedades.

Una importante diferencia entre elementos y compuestos es que los procesos químicos descomponen los compuestos en sustancias más simples, como los elementos. Es posible que sepas que la sal de mesa ordinaria consiste de compuestos NaCl, que se descomponen en sodio y cloro, como se ve en la figura 3.2. Los compuestos no se pueden descomponer a través de métodos físicos como hervir o tamizar. Los elementos no se pueden descomponer mediante procesos químicos o físicos.

Mezclas

Mucha de la materia en nuestras vidas diarias consiste de mezclas. En una **mezcla**, dos o más sustancias se combinan físicamente, pero no químicamente. El aire que respiramos es una mezcla, principalmente de gases de oxígeno y nitrógeno. El acero en los edificios y vías de ferrocarril es una mezcla de hierro, níquel, carbono y cromo. El latón en las perillas y guarniciones es una mezcla de zinc y cobre. Las soluciones como el té, café y agua de mar también son mezclas. En cualquier mezcla puede variar la composición. Por ejemplo, dos mezclas de agua y azúcar parecerían iguales, pero la que tenga una mayor proporción de azú-

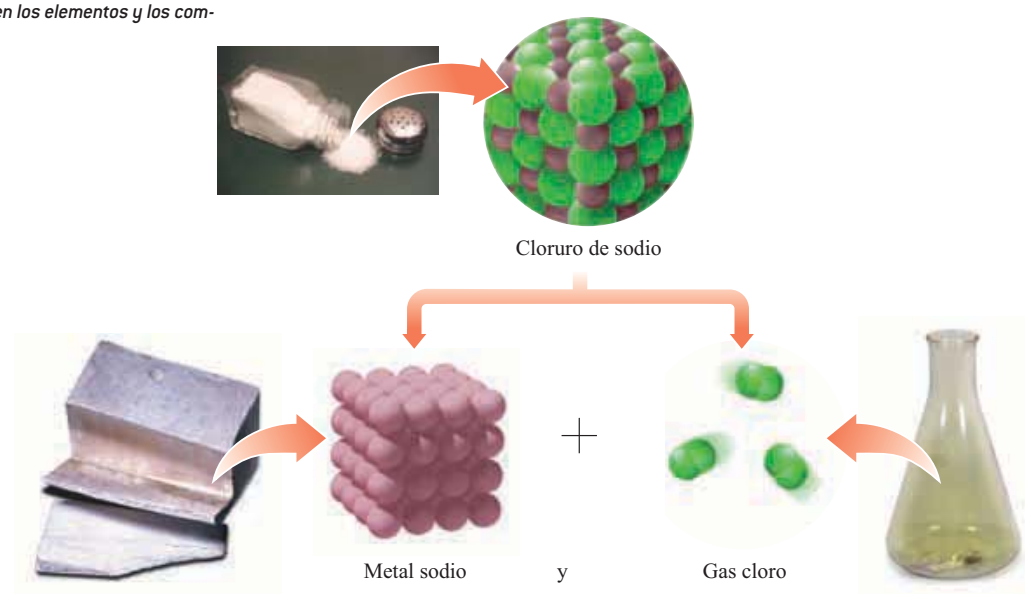


Figura 3.2 La descomposición de la sal, NaCl, produce los elementos sodio y cloro.

P *¿En qué difieren los elementos y los compuestos?*



Figura 3.3 Una mezcla de espagueti y agua se separa mediante un colador, un método físico de separación.

P *¿Por qué se puede usar un método físico para separar mezclas, mas no compuestos?*

car en agua sabría más dulce. Diferentes tipos de latón tienen diferentes propiedades, dependiendo de la proporción de cobre a zinc.

Para separar la mayoría de los componentes de las mezclas se usan procesos físicos. Por ejemplo, diferentes monedas, como centavos, diez centavos y 20 centavos, se separan por tamaño; las partículas de hierro mezcladas con arena se pueden levantar con un imán, y el agua se separa del espagueti usando un colador (figura 3.3).

Problema de muestra 3.1 **Sustancias puras y mezclas**

Clasifica cada uno de los siguientes elementos como una sustancia pura o una mezcla.

a) azúcar (sacarosa)
b) centavos y 10 centavos en una caja
c) café con leche y azúcar
d) aluminio

Solución

a) Sustancia pura; un tipo de materia.
b) Mezcla; la proporción de centavos y 10 centavos puede variar.
c) Mezcla; la cantidad de café, leche y azúcar puede variar.
d) Sustancia pura; un tipo de materia.

Comprobación de estudio

El oro puro se etiqueta como de 24 quilates. Muchos artículos de joyería están hechos de oro de 14 quilates, que es oro de 24 quilates combinado con otro metal como cobre. ¿El oro de 14 quilates es una sustancia pura o una mezcla?

Tipos de mezclas

Las mezclas se clasifican también como homogéneas o heterogéneas. En una **mezcla homogénea**, la composición es uniforme a lo largo de la muestra. Los ejemplos de mezclas homogéneas familiares son el aire, que contiene a los gases oxígeno y nitrógeno; el bronce, que es una mezcla de cobre y estaño; y el agua salada, una solución de sal y agua.

En una **mezcla heterogénea**, los componentes no tienen una composición uniforme a lo largo de la muestra. Por ejemplo, una mezcla de petróleo y agua es heterogénea porque el petróleo flota sobre el agua. Otros ejemplos de mezclas heterogéneas incluyen las pasas en una galleta y las burbujas en un refresco. La tabla 3.1 resume la clasificación de la materia.

Tabla 3.1 Clasificación de la materia

Tipos de materia

Sustancias puras		Mezclas	
Un tipo de sustancia Composición fija No se puede separar mediante procesos físicos		Dos o más tipos de sustancias Composición variable Se pueden separar mediante procesos físicos	
Elementos	**Compuestos**	**Homogéneas**	**Heterogéneas**
No se pueden separar en sustancias más simples por medios químicos	Se pueden separar en sustancias más simples por medios químicos	Composición uniforme	Composición no uniforme
Ejemplo: cobre aluminio	*Ejemplo:* Sal (NaCl) Agua (H_2O)	*Ejemplo:* Agua salada (NaCl, H_2O) Latón (Cu, Zn)	*Ejemplo:* Pizza Agua y arena

Problema de muestra 3.2 **Clasificación de muestras**

Clasifica cada una de las siguientes mezclas como heterogéneas u homogéneas.

a) helado flotante
b) galleta con chispas de chocolate
c) aire en un tanque de buzo
d) vinagre (ácido acético y agua)

Solución

a) Heterogénea; el helado flota en refresco, que es una composición no uniforme.
b) Heterogénea; las chispas de chocolate no están uniformemente distribuidas en una galleta.
c) Homogénea; los gases oxígeno y nitrógeno tienen una composición uniforme en el aire.
d) Homogénea; el ácido acético y el vinagre tienen una composición uniforme.

Comprobación de estudio

Un aderezo para ensalada se prepara con aceite, vinagre y trozos de queso azul. ¿Es una mezcla homogénea o heterogénea?

Preguntas y problemas Clasificación de la materia

En cada capítulo, cada ejercicio impar rojo está relacionado con el siguiente ejercicio de número par. Las respuestas para todas las *Comprobaciones de estudio* y los ejercicios impares rojos se proporcionan al final de cada capítulo. Las soluciones completas a los ejercicios impares están en la *Guía de estudio*.

3.1 Clasifica cada uno de los siguientes elementos como una sustancia pura o una mezcla.
a) polvo de hornear
b) un muffin de mora
c) hielo
d) papel de aluminio

3.2 Clasifica cada uno de los siguientes elementos como una sustancia pura o una mezcla.
a) una bebida suave *b*) vitamina C
c) un sándwich de queso *d*) un clavo de hierro

3.3 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como un compuesto o un elemento.
a) un chip de silicio *b*) peróxido de hidrógeno (H_2O_2)
c) oxígeno *d*) vitamina A

3.4 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como un compuesto o un elemento.
a) gas helio *b*) mercurio en un termómetro
c) azúcar *d*) azufre

3.5 Clasifica cada una de las siguientes mezclas como homogénea o heterogénea.
a) sopa de verduras *b*) agua de mar
c) té *d*) té con hielo y rebanadas de limón

3.6 Clasifica cada una de las siguientes mezclas como homogénea o heterogénea.
a) leche homogeneizada
b) helado con chispas de chocolate
c) gasolina
d) champaña burbujeante

Meta de aprendizaje

Describir algunas propiedades físicas y químicas de la materia.

3.2 Propiedades de la materia

Una forma para describir la materia es observar sus propiedades. Por ejemplo, si se te pide describirte a ti mismo, mencionarías tus **propiedades**, que son tus características particulares. Podrías describir el color de tu cabello, ojos y piel, o la longitud y textura de tu cabello. Tal vez tengas pecas u hoyuelos.

Propiedades físicas

En química, estos tipos de descripciones se llaman propiedades físicas e incluyen la forma, estado físico, color, puntos de fusión y ebullición de una sustancia. Las **propiedades físicas** son aquellas que se observan o miden sin afectar la identidad de una sustancia. Por ejemplo, puedes describir una moneda de cobre como anaranjada-rojiza, sólida y brillante. La tabla 3.2 cita más ejemplos de propiedades físicas del cobre que se encuentran en las monedas, alambre eléctrico y sartenes de cobre.

Tabla 3.2 Algunas propiedades físicas del cobre



Color	Rojizo-anaranjado
Olor	Sin olor
Punto de fusión	1083°C
Punto de ebullición	2567°C
Estado a 25°C	Sólido
Apariencia	Muy brillante
Conducción de electricidad	Excelente
Conducción de calor	Excelente



Estados de la materia

La materia existe en una de tres formas llamadas **estados de la materia:** sólido, líquido y gas. Cada estado tiene un diferente conjunto de propiedades físicas. Un **sólido** como un guijarro o una pelota de beisbol tienen una forma y volumen definidos. Probablemente reconozcas varios sólidos a tu alcance, como libros, lápices o un ratón de una computadora. Un **líquido** tiene un volumen definido, pero no una forma definida. Por tanto, un líquido como el agua toma la forma de una botella y luego la del vaso en que la vacías. Un **gas** no tiene ni forma ni volumen definidos. Cuando inflas la llanta de una bicicleta, el aire, que es un gas, llena toda la forma y volumen de la llanta.

El agua es una sustancia que se encuentra comúnmente en tres estados: sólida, líquida y gas. Cuando la materia experimenta un **cambio físico**, su estado o su apariencia cambiarán, pero su identidad o composición permanecen iguales. La forma sólida del agua, como la nieve o el hielo, tienen una apariencia distinta a la de su forma líquida o gaseosa, pero las tres formas son agua (figura 3.4).

Algunos cambios físicos del agua

$$\text{Agua sólida (hielo)} \underset{\text{congelación}}{\overset{\text{fusión}}{\rightleftharpoons}} \text{agua líquida} \underset{\text{condensación}}{\overset{\text{ebullición}}{\rightleftharpoons}} \text{vapor de agua (gas)}$$

La apariencia física de una sustancia también cambia en otras formas. Supón que disuelves sal en agua. La apariencia de la sal cambia, pero podrías volver a formar cristales de sal al calentar la mezcla y evaporarse el agua. Por tanto, en un cambio físico no se producen nuevas sustancias. La tabla 3.3 muestra más ejemplos de cambios físicos.

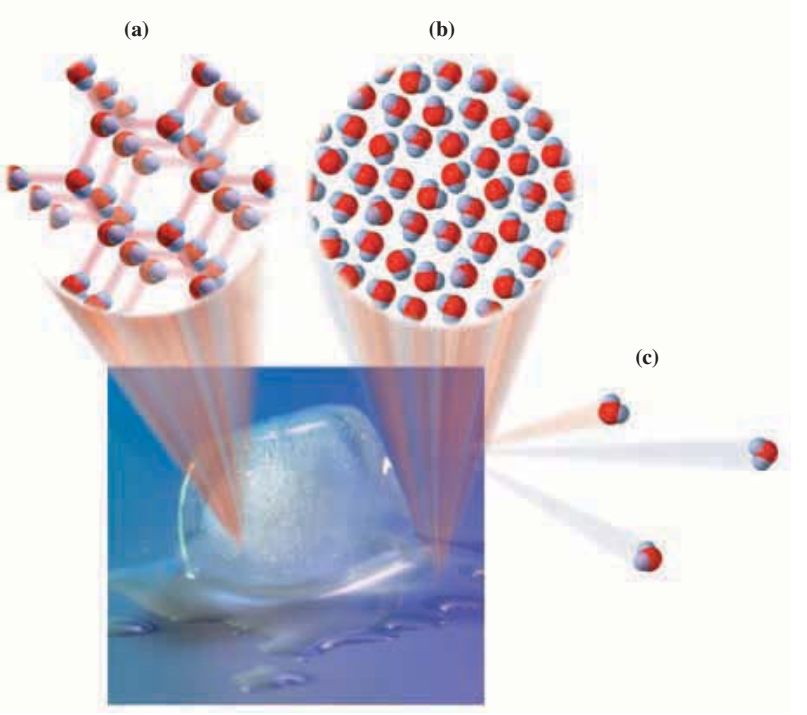


Figura 3.4 El agua existe en **(a)** un cubo de hielo como un sólido, **(b)** agua como líquido, **(c)** vapor de agua como un gas.

P *¿En cuál estado de la materia el agua tiene un volumen definido, pero no una forma definida?*

Materia y propiedades químicas

Las **propiedades químicas** son aquellas que describen la habilidad de una sustancia para cambiarla en una nueva sustancia. Durante un **cambio químico** la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas. Por ejemplo, la madera se puede quemar porque tiene la propiedad química de ser inflamable. Cuando la madera se quema, se convierte en cenizas y humo, que tienen diferentes propiedades químicas y físicas. La oxidación o corrosión es una propiedad química del hierro. En la lluvia, un clavo de hierro experimenta un cambio químico cuando reacciona con oxígeno en el aire para formar óxido, una sustancia nueva. La tabla 3.4 da algunos ejemplos de cambios químicos. La tabla 3.5 resume propiedades y cambios físicos y químicos.

Tabla 3.3 Ejemplos de algunos cambios físicos

Tipo de cambio físico	Ejemplo
Cambio de estado	Agua en ebullición Agua en congelación
Cambio de apariencia	Disolución de azúcar en agua
Cambio de forma	Martillar un lingote de oro en brillantes hojas Estirar el cobre en delgado alambre
Cambio de tamaño	Cortar papel en trozos pequeños para confeti Moler pimienta en partículas más pequeñas

Tabla 3.4 Ejemplos de cambios químicos

Tipo de cambio químico	Cambios en propiedades químicas
Deslustrar plata	La brillante plata metálica reacciona con el aire y obtiene un recubrimiento negro granuloso.
Quemar madera	Un trozo de pino se quema con una flama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.
Caramelizar azúcar	A altas temperaturas, el azúcar blanca granulada cambia a una sustancia suave color de caramelo.
Formación de óxido	El hierro, que es gris y brillante, se combina con oxígeno para formar óxido anaranjado-rojizo.

Tabla 3.5 Resumen de propiedades y cambios físicos y químicos

	Físico	Químico
Propiedad	Una característica de la sustancia, como color, forma, olor, acabado, tamaño, punto de fusión y densidad.	Una característica que indica la capacidad de una sustancia para formar otra sustancia: el papel se puede quemar, el hierro se puede oxidar y la plata puede perder su lustre.
Cambio	Un cambio en una propiedad física que conserva la identidad de la sustancia: un cambio de estado, un cambio en tamaño o un cambio en forma.	Un cambio en el que la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas: quemar papel, oxidar hierro, perder su lustre la plata.

Problema de muestra 3.3 **Propiedades físicas y químicas**

Clasifica cada una de los siguientes ejemplos como una propiedad física o química.

a) El agua es un líquido a temperatura ambiente.
b) El helio no reacciona con otros elementos.
c) La gasolina es inflamable.
d) El papel de aluminio tiene una apariencia brillante.

Solución

a) Propiedad física; líquido es un estado de la materia.
b) Propiedad química; describe una característica química del helio.
c) Propiedad química; describe la capacidad de cambio de la gasolina.
d) Propiedad física; la brillantez de una sustancia es una característica física.

Comprobación de estudio

Identifica cada una de las siguientes como una propiedad física o química.

a) La plata es brillante.
b) La plata puede perder su lustre.

Problema de muestra 3.4 **Cambios físicos y químicos**

Clasifica cada uno de los siguientes casos como un cambio físico o químico.
a) Un cubo de hielo se funde para formar agua líquida.
b) El blanqueador remueve una mancha.
c) Una enzima descompone la lactosa de la leche.
d) Los granos de maíz se muelen en hojuelas.

Solución

a) Cambio físico; el cubo de hielo cambia de estado.
b) Cambio químico; ocurre un cambio en la composición de la mancha.
c) Cambio químico; ocurre un cambio en la composición de la lactosa.
d) Cambio físico; un cambio de tamaño no cambia la composición.

Comprobación de estudio

¿Cuáles de los siguientes son cambios químicos?
a) El agua se congela en un estanque.
b) Cuando el polvo de hornear se coloca en vinagre se forman burbujas de gas.
c) Un leño se corta para la chimenea.
d) Un leño se quema en una hoguera.

Preguntas y problemas Propiedades de la materia

3.7 Describe cada una de las siguientes como propiedades físicas o químicas.
a) El cromo es un sólido gris acero.
b) El hidrógeno reacciona fácilmente con oxígeno.
c) El nitrógeno se congela a −210°C.
d) La leche se agriará si se deja en una habitación caliente.

3.8 Describe cada una de las siguientes como propiedades físicas o químicas.
a) El neón es un gas incoloro a temperatura ambiente.
b) Las rebanadas de manzana se ponen cafés cuando se exponen al aire.
c) El fósforo se incendiará cuando se exponga al aire.
d) A temperatura ambiente, el mercurio es un líquido.

3.9 ¿Qué tipo de cambio, físico o químico, tiene lugar en cada uno de los siguientes enunciados?
a) El vapor de agua se condensa para formar lluvia.
b) El cesio metálico reacciona explosivamente con el agua.
c) El oro se funde a 1064°C.
d) Un rompecabezas se divide en 1000 piezas.
e) El azúcar se disuelve en agua.

3.10 ¿Qué tipo de cambio, físico o químico, tiene lugar en cada uno de los siguientes enunciados?
a) El oro se martilla en hojas delgadas.
b) Un clavo de plata pierde su lustre en el aire.
c) Un árbol se corta en tablones en un aserradero.
d) La comida se digiere.
e) Una barra de chocolate se derrite.

3.11 Describe cada propiedad del flúor como física o química.
a) Es enormemente reactivo.
b) Es un gas a temperatura ambiente.
c) Tiene un color amarillo pálido.
d) Explotará en presencia de hidrógeno.
e) Tiene un punto de fusión de −220°C.

3.12 Describe cada propiedad del circonio como física o química.
a) Se funde a 1852°C.
b) Es resistente a la corrosión.
c) Tiene un color grisáceo-blanquecino.
d) Se incendia espontáneamente en aire cuando se divide finamente.
e) Es un metal brillante.

Meta de aprendizaje

Dada una temperatura, calcular una temperatura correspondiente en otra escala.

3.3 Temperatura

La temperatura es una medida de cuán caliente o fría está una sustancia comparada con otra. El calor siempre fluye de una sustancia con una temperatura más alta a otra con una temperatura menor. Cuando bebes café caliente o tocas un mechero caliente, el calor fluye a tu boca o mano, que están a una temperatura menor. Cuando tocas un cubo de hielo, se siente frío porque el calor fluye de tu mano al cubo de hielo.

Temperaturas Celsius y Fahrenheit

Las temperaturas en ciencia, y en la mayor parte del mundo, se miden y reportan en unidades *Celsius (°C)*. En Estados Unidos, las temperaturas cotidianas se reportan comúnmente en unidades *Fahrenheit (°F)*. Una temperatura ambiente típica de 22°C sería lo mismo que 72°F. Una temperatura corporal normal de 37.0°C es igual a 98.6°F.

En las escalas Celsius y Fahrenheit, las temperaturas de fusión del hielo y de ebullición del agua se usan como puntos de referencia. En la escala Celsius, el punto de congelación del agua se define como 0°C y el punto de ebullición como 100°C. En la escala Fahrenheit, el agua se congela a 32°F y hierve a 212°F. En cada escala, la diferencia de temperatura entre congelación y ebullición se divide en unidades más pequeñas o grados. En la escala Celsius, hay 100 unidades grado entre las temperaturas de congelación y ebullición del agua, comparados con 180 unidades grado en la escala de temperatura Fahrenheit. Esto hace al grado Celsius casi el doble de un grado Fahrenheit: 1°C = 1.8°F (figura 3.5).

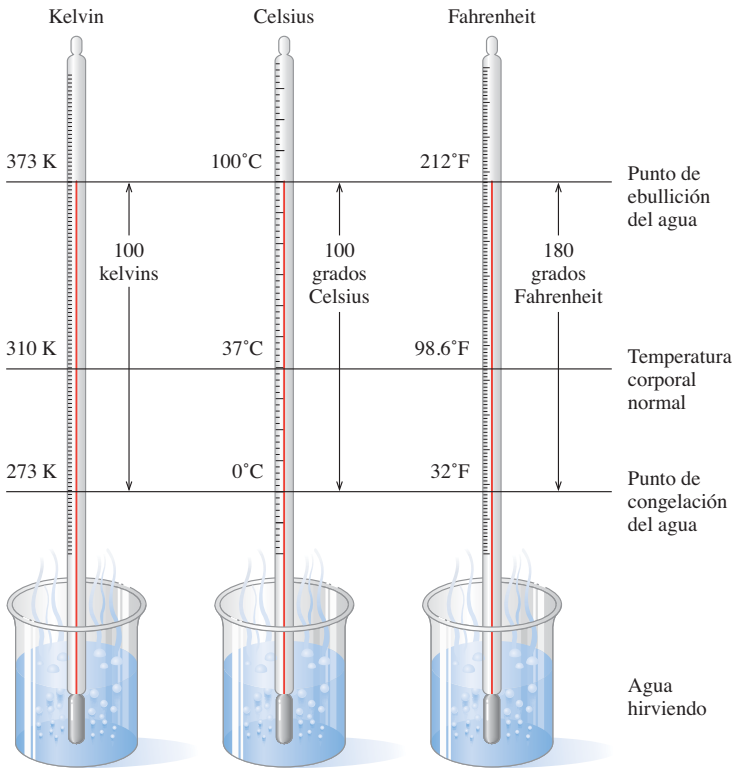


Figura 3.5 Comparación de las escalas de temperatura Celsius, Fahrenheit y Kelvin entre los puntos de congelación y ebullición del agua.

P *¿Cuál es la diferencia en los valores para la congelación en las escalas de temperatura Celsius y Fahrenheit?*

$$\frac{180 \text{ grados Fahrenheit}}{100 \text{ grados Celsius}} = \frac{1.8°F}{1°C}$$

$$180 \text{ grados Fahrenheit} = 100 \text{ grados Celsius}$$

En un laboratorio de química, las temperaturas se miden en grados Celsius. Para convertir a una temperatura Fahrenheit, la temperatura Celsius se multiplica por 1.8 y luego se agregan 32 grados. Los 32 grados ajustan el punto de congelación a 0°C en la escala Celsius a 32°F en la escala Fahrenheit. Ambos valores, 1.8 y 32, son números exactos. A continuación se presenta la ecuación para esta conversión:

$$T_F = \frac{1.8°F(T_C)}{1°C} + 32° \quad \text{o} \quad T_F = 1.8(T_C) + 32°$$

Cambia °C a °F **Ajusta el punto congelación**

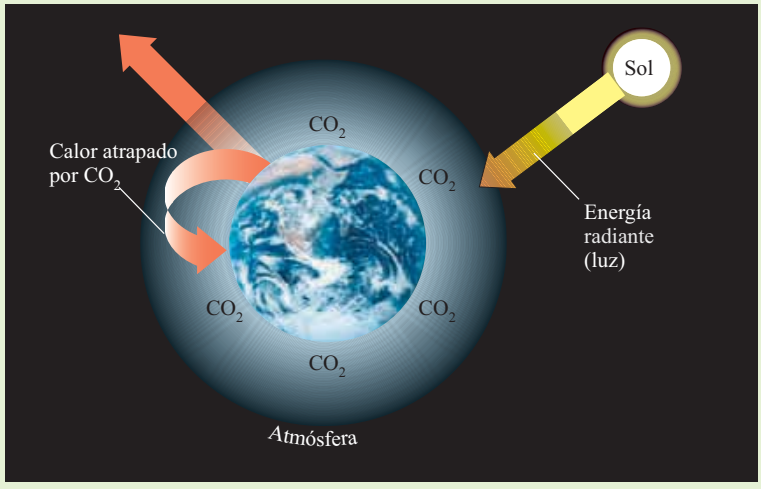
NOTA QUÍMICA

CALENTAMIENTO GLOBAL

La cantidad de dióxido de carbono (CO_2) gaseoso en nuestra atmósfera se incrementa mientras quemamos más gasolina, carbón y gas natural. Las algas en los océanos, las plantas y árboles en los bosques normalmente absorben dióxido de carbono, pero no pueden enfrentar el continuo aumento. La tala de árboles en la selva tropical (deforestación) reduce la cantidad de dióxido de carbono removido de la atmósfera. Muchos de los árboles también se queman mientras se limpia la tierra. Se estima que la deforestación explica el 15−30% del dióxido de carbono que se queda en la atmósfera cada año.

El dióxido de carbono en la atmósfera actúa como el vidrio en un invernadero. Cuando la luz del Sol calienta la superficie de la Tierra, parte del calor queda atrapado por el dióxido de carbono. Conforme aumentan los niveles de CO_2, más calor queda atrapado. Todavía no está claro cuán severos pueden ser los efectos del calentamiento global. Algunos científicos estiman que, alrededor del año 2030, el nivel atmosférico de dióxido de carbono podría duplicarse y hacer que la temperatura de la atmósfera de la Tierra se eleve en 2 a 5°C. Si esto ocurre, tendría un profundo impacto en el clima. Por ejemplo, un aumento en la fusión de la nieve y el hielo, lo cual elevaría los niveles oceánicos hasta en 2 m, que es suficiente para inundar muchas ciudades ubicadas en las playas.

Se hacen esfuerzos mundiales para reducir el uso de combustibles fósiles y frenar la deforestación. Ello requerirá la cooperación en todo el mundo para evitar el sombrío futuro que algunos científicos predicen en caso de que el calentamiento global siga sin control.



Problema de muestra 3.5 **Conversión de Celsius a Fahrenheit**

Mientras viajas en China, descubres que tu temperatura es de 38.2°C. ¿Cuál es tu temperatura en grados Fahrenheit?

Solución

PASO 1 **Dada** 38.2°C **Deseada** T_F

PASO 2 **Plan**

T_C → Ecuación de temperatura → T_F

PASO 3 **Equivalencia/factor de conversión**

$$T_F = 1.8(T_C) + 32°$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Sustituye la temperatura Celsius en la ecuación y resuelve.

$$T_F = 1.8(38.2) + 32°$$

$$T_F = 68.8° + 32° \quad \text{1.8 es exacto; 32 es exacto}$$

$$= 100.8°F \quad \text{Respuesta al primer lugar decimal}$$

En la ecuación, *los valores de 1.8 y 32 son números exactos*.

Comprobación de estudio

Cuando se prepara helado, se usa sal de mar para enfriar la mezcla. Si la temperatura cae a −11°C, ¿cuánto es esto en °F?

Para convertir de Fahrenheit a Celsius, la ecuación de temperatura se reordena para °C. Comienza con

$$T_F = 1.8(T_C) + 32°$$

Luego resta 32 de ambos lados.

$$T_F - 32° = 1.8(T_C) + 32° - 32°$$

$$T_F - 32° = 1.8(T_C)$$

Resuelve la ecuación para T_C al dividir ambos lados por 1.8.

$$\frac{T_F - 32°}{1.8} = \frac{\cancel{1.8}(T_C)}{\cancel{1.8}}$$

$$\frac{T_F - 32°}{1.8} = T_C$$

Problema de muestra 3.6 **Conversión de Fahrenheit a Celsius**

Vas a cocinar pizza a 425°F. ¿Cuánto es esta temperatura en grados Celsius?

Solución

PASO 1 **Dada** 425°F **Deseada** T_C

PASO 2 **Plan**

T_F → Ecuación de temperatura → T_C

PASO 3 **Equivalencia/factor de conversión**

$$\frac{T_F - 32°}{1.8} = T_C$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Para resolver TC, sustituye la temperatura Fahrenheit en la ecuación y resuelve.

$$T_C = \frac{T_F - 32°}{1.8}$$

$$T_C = \frac{(425°C - 32°)}{1.8}$$ 32 es exacto; 1.8 es exacto

$$= \frac{393°C}{1.8} = 218°C$$ Respuesta al primer lugar decimal

Comprobación de estudio

Un niño tiene una temperatura de 103.6°F. ¿Cuál es la temperatura en un termómetro Celsius?

Escala de temperatura Kelvin

Los científicos nos dicen que la temperatura más fría posible es −273°C (más precisamente, −273.15°C). En la escala Kelvin, esta temperatura, llamada *cero absoluto*, tiene el valor de 0 kelvin (0 K). Puesto que no hay temperaturas menores posibles, la escala Kelvin no tiene números negativos. Entre los puntos de congelación y ebullición del agua hay 100 kelvin, que hacen un kelvin igual a un grado Celsius.

$$1\ K = 1°C$$

Para convertir una temperatura Celsius a kelvin, suma 273 a la temperatura Celsius:

$$T_K = T_C + 273$$

Tabla 3.6 Comparación de temperaturas

Ejemplo	Fahrenheit (°F)	Celsius (°C)	Kelvin (K)
Sol	9937	5503	5776
Horno caliente	450	232	505
Desierto	120	49	322
Fiebre elevada	104	40	313
Temperatura ambiente	72	22	295
Congelación del agua	32	0	273
Invierno polar	−76	−60	213
Hierve el helio	−452	−269	4
Cero absoluto	−459	−273	0

Para convertir kelvin a temperatura Celsius resta 273.

$$T_K - 273 = T_C + 273 - 273$$
$$T_K - 273 = T_C$$
$$T_C = T_K - 273$$

La tabla 3.6 muestra una comparación de algunas temperaturas en las tres escalas.

Problema de muestra 3.7 **Conversión de grados Celsius a kelvin**

¿Cuál es la temperatura de un experimento de laboratorio que corre a 185°C en la escala Kelvin?

Solución

PASO 1 **Dada** 185°C **Deseada** T_K

PASO 2 **Plan**

T_C → Ecuación Kelvin → T_K

PASO 3 **Igualdad/factor de conversión**

$$T_K = T_C + 273$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Sustituye la temperatura Celsius en la ecuación y resuelve.

$$T_K = T_C + 273$$
$$T_K = 185 + 273$$
$$= 458 \text{ K}$$ Respuesta al primer lugar

Comprobación de estudio

En el planeta Mercurio, la temperatura nocturna promedio es de 13 K y la temperatura diurna promedio es de 683 K. ¿Cuáles son estas temperaturas en la escala Celsius?

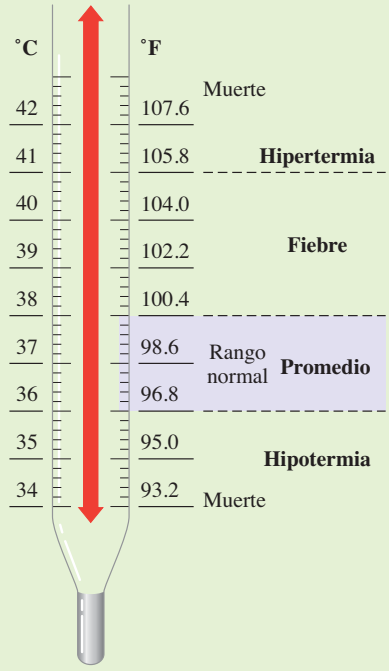
NOTA QUÍMICA

VARIACIÓN EN LA TEMPERATURA CORPORAL

La temperatura corporal normal promedio es de 37.0°C, aunque varía a lo largo del día y de persona a persona. La temperatura oral de 36.1°C es común en la mañana y asciende a 37.2°C entre las 6 y las 10 PM. Para una persona en reposo, usualmente las temperaturas arriba de 37.2°C son signo de enfermedad. Las personas que realizan ejercicio prolongado también experimentan temperaturas elevadas. Las temperaturas corporales de los maratonistas varían entre 39 a 41°C conforme la producción de calor durante el ejercicio supera la capacidad corporal de perder calor.

Los cambios de más de 3.5°C en la temperatura corporal normal comienzan a interferir con las funciones corporales. Las temperaturas sobre 41°C pueden conducir a convulsiones, en particular en los niños, y pueden causar daño cerebral permanente. Los golpes de calor ocurren sobre los 41.1°C. La producción de sudor se detiene y la piel se vuelve caliente y seca. El pulso es elevado y la respiración se torna débil y rápida. La persona puede volverse letárgica y caer en coma. El daño a los órganos internos es una gran preocupación y el tratamiento, que debe ser inmediato, puede ser sumergir a la persona en un baño de agua con hielo.

En la hipotermia, la temperatura corporal puede caer tan bajo como 28.5°C. La persona se pone fría y pálida y tiene latidos cardiacos irregulares. Si la temperatura corporal cae bajo 26.7°C provoca inconsciencia. La respiración se hace lenta y superficial, y la oxigenación del tejido disminuye. El tratamiento implica proporcionar oxígeno y aumentar el volumen sanguíneo con glucosa y fluidos salinos. La temperatura interna se restaura al inyectar fluidos calientes (37.0°C) en la cavidad abdominal.



Preguntas y problemas — Temperatura

3.13 Tu amiga, que te visita de Francia, se acaba de tomar la temperatura. Cuando lee 99.8 se preocupa de que pueda estar muy enferma. ¿Cómo le explicarías esta temperatura?

3.14 Tienes un amigo que usa una receta para flan de un libro de cocina mexicana. Notas que pone la temperatura de tu horno a 175°F. ¿Qué le aconsejarías hacer?

3.15 Resuelve las siguientes conversiones de temperatura:

a) 37.0°C = _____ °F
b) 65.3°F = _____ °C
c) −27°C = _____ K
d) 62°C = _____ K
e) 114°F = _____ °C
f) 72°F = _____ K

3.16 Resuelve las siguientes conversiones de temperatura:

a) 25°C = _____ °F
b) 155°C = _____ °F
c) −25°F = _____ °C
d) 224 K = _____ °C
e) 545 K = _____ °C
f) 875 K = _____ °C

3.17 *a*) Una persona con golpe de calor tiene una temperatura de 106°F. ¿Cuál es esta lectura en un termómetro Celsius?

b) Puesto que las fiebres altas pueden causar convulsiones en los niños, el médico quiere que se le llame si la temperatura del niño pasa de los 40.0°C. ¿Se debe llamar al médico si un menor tiene una temperatura de 103°F?

3.18 *a*) Se caliente agua a 145°F. ¿Cuál es esta temperatura en °C?

b) Durante hipotermia extrema, la temperatura de una mujer joven cae a 20.6°C ¿Cuál es su temperatura en la escala Fahrenheit?

Meta de aprendizaje

Identificar la energía potencial y la cinética; convertir entre unidades de energía.



Figura 3.6 Mientras la alpinista se mueve por el risco realiza trabajo. En la cima, la alpinista tiene más energía potencial que cuando comenzó el ascenso.

P *¿Qué ocurre con la energía potencial de la alpinista cuando desciende?*

3.4 Energía

Cuando corres, caminas, bailas o piensas, usas energía. De hecho, la **energía** se define como la capacidad para realizar un trabajo o suministrar calor. Supón que asciendes una colina empinada. Tal vez te canses demasiado como para continuar. Podríamos decir que no tienes suficiente energía para hacer un poco más de trabajo. Ahora supón que te sientas y desayunas. En un momento habrás obtenido algo de energía de la comida y serás capaz de realizar más trabajo y completar el ascenso (figura 3.6).

Energías potencial y cinética

Toda la energía se clasifica como energía potencial o energía cinética. La **energía potencial** es energía almacenada, mientras que la **energía cinética** es la energía de movimiento. Cualquier objeto que se mueva tiene energía cinética. La energía potencial de un objeto está determinada por su posición o por los enlaces químicos que contiene. Una roca que descansa en la cima de una montaña tiene energía potencial debido a su posición. Si la roca rueda por la montaña, la energía potencial se convierte en energía cinética. El agua almacenada en un depósito tiene energía potencial. Cuando el agua sale de un dique, la energía potencial se convierte en energía cinética. La comida que comes tiene energía potencial almacenada en sus enlaces químicos. Cuando digieres los alimentos, conviertes su energía potencial en energía cinética para realizar un trabajo biológico.

Problema de muestra 3.8 **Formas de energía**

Identifica la energía, como potencial o cinética, en cada uno de los siguientes casos:

a) gasolina *b*) patinar *c*) una barra de dulce

Solución

a) energía potencial (almacenada) *b*) energía cinética (movimiento)

c) energía potencial (almacenada)

Comprobación de estudio

¿La energía en una banda elástica estirada sería cinética o potencial?

Formas de energía

Hay muchas formas de energía que incluyen energía eléctrica, energía radiante como la luz, energía mecánica, energía química y energía nuclear. En una planta eléctrica, la energía proveniente de la quema de combustibles fósiles, como el gas natural o carbón, se usa para producir vapor, que hace girar las turbinas y genera energía eléctrica. En tu casa, la energía eléctrica se convierte en energía luminosa cuando enciendes un foco, en energía mecánica cuando usas una batidora o una lavadora, y en calor cuando usas una secadora de pelo o un tostador (figura 3.7). En tu cuerpo, la energía química de la comida que ingieres se convierte en energía mecánica cuando usas los músculos para pedalear una bicicleta, correr un maratón o podar el pasto.

El **calor** es la energía que fluye de un objeto más caliente a uno más frío. Una pizza congelada se siente fría porque el calor fluye de tu mano a la pizza. Una taza



Figura 3.7 Ejemplos de energía eléctrica convertida en luz, calor y energía mecánica.

P *¿El calor es una forma de energía cinética o potencial? ¿Por qué?*

de café caliente se siente caliente porque el calor fluye del café a la boca. El calor se asocia con el movimiento de partículas. Cuanto más rápido se muevan las partículas, mayor es el calor o energía térmica de la sustancia. En la pizza congelada, las partículas se mueven muy lentamente. Conforme la pizza se cocina, se transfiere calor, aumenta el movimiento de las partículas y la pizza se calienta (figura 3.8). Finalmente, las partículas tienen suficiente energía para dejar la pizza caliente y lista para comerse.

La unidad SI de energía y trabajo es el **joule** (**J**). El joule es una pequeña cantidad de energía, así que con frecuencia los científicos usan el kilojoule (kJ), 1000 joules. Cuando calientas agua para una taza de té, usas aproximadamente 75 000 J o 75 kJ de calor.

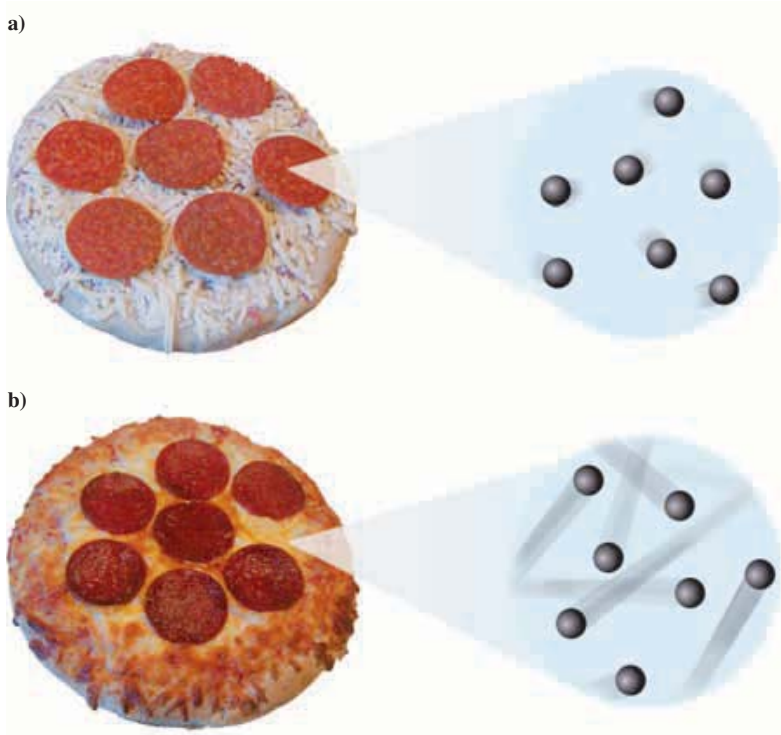


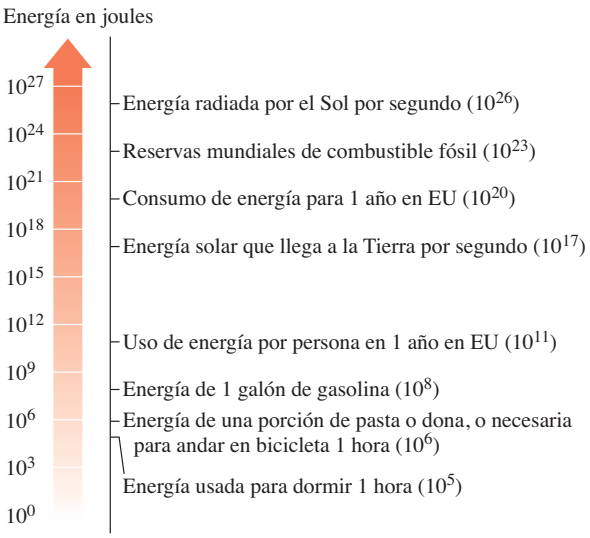
Figura 3.8 Conforme el calor se transfiere a las partículas en una pizza congelada **a)**, sus movimientos aumentan y la pizza se calienta **b)**. Cuando se comen la pizza, la energía potencial en sus enlaces químicos se convierte en energía cinética conforme el cuerpo realiza trabajo.

P *¿Por qué la pizza cocinada se siente caliente?*

el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Calorías ocultas de azúcar



Es posible que estés más familiarizado con la antigua unidad **caloría (cal)**, del latín *caloric*, que significa "calor". La caloría se definió originalmente como la cantidad de energía (calor) necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua en 1°C (de 14.5 a 15.5°C). Ahora, 1 caloría se define como exactamente 4.184 J. Esta igualdad también se escribe como un factor de conversión.

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J (exacto)}$$

$$\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}}$$

Una kilocaloría es igual a 1000 calorías (*c* minúscula). La unidad internacional de energía nutricional es el kilojoule (kJ). Por ejemplo, una papa horneada tiene un valor nutricional de 120 calorías, que es lo mismo que 120 kcal o 500 kJ de energía.

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$$
$$1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J}$$

Cuando hablamos de alimentos y nutrición, con frecuencia usamos Caloría (Cal) con *C* mayúscula. Este tipo de "Caloría" en realidad es una kilocaloría, que se indica al escribir Caloría (Cal) con *C* mayúscula.

$$1 \text{ Cal} = 1 \text{ kcal}$$
$$1 \text{ Cal} = 4.184 \text{ kJ}$$



Problema de muestra 3.9 **Unidades de energía**

Cuando 10 g de octanos de gasolina se queman en el motor de un automóvil, se liberan 8500 J. Convierte esta cantidad de energía a cada una de las siguientes unidades.

a) kilojoules *b*) calorías

Solución

a) kilojoules

PASO 1 **Dado** 8500 J **Deseado** kilojoules

PASO 2 **Plan** J → Factor de energía → kJ

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión**

$$1\ \text{kJ} = 1000\ \text{J}$$

$$\frac{1000\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \text{J}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$8500\ \text{J} \times \frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \text{J}} = 8.5\ \text{kJ}$$

b. calorías

PASO 1 **Dado** 8500 J **Deseado** calorías (cal)

PASO 2 **Plan** J → Factor de energía → cal

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión**

$$1\ \text{cal} = 4.184\ \text{J}$$

$$\frac{1\ \text{cal}}{4.184\ \text{J}} \quad \text{y} \quad \frac{4.184\ \text{J}}{1\ \text{cal}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$8500\ \text{J} \times \frac{1\ \text{cal}}{4.184\ \text{J}} = 2000, \text{o } 2.0 \times 10^3\ \text{cal}$$

Comprobación de estudio

¿Cuántas kcal hay en una dona de mermelada si ésta proporciona 110 kJ de energía?

Preguntas y problemas — Energía

3.19 Discute los cambios en las energías potencial y cinética de un paseo en montaña rusa, conforme el carrito sube una rampa y luego baja por el otro lado.

3.20 Discute los cambios en las energías potencial y cinética de un saltador con esquí que toma el elevador hasta lo alto de la rampa y luego baja por ella.

3.21 Indica si cada caso describe energía potencial o cinética.
a) Agua en lo alto de una cascada.
b) Patear un balón.
c) La energía en un bulto de carbón.
d) Un esquiador en lo alto de una colina.

3.22 Indica si cada elemento describe energía potencial o cinética.
a) La energía en tus alimentos.
b) Un resorte firmemente estirado.
c) Un terremoto.
d) Un auto que aumenta la velocidad en la autopista.

3.23 ¿Cuáles son las formas de energía involucradas en los siguientes ejemplos? *Ejemplo:* tallar un cerillo convierte energía química en calor y luz.
a) Usar una secadora de pelo.
b) Usar un ventilador eléctrico.
c) Quemar gasolina en el motor de un automóvil.
d) La luz solar que cae en un calentador solar de agua.

3.24 ¿Cuáles son las formas de energía que participan en los siguientes ejemplos?
a) Encender un interruptor de luz.
b) Cocinar comida en una estufa de gas.
c) Usar un horno de microondas.
d) Quemar un leño en una hoguera.

3.25 Relaciona el dispositivo con los siguientes cambios en energía:
(1) calentador (2) foco
(3) planta hidroeléctrica
a) Energía eléctrica a energía radiante.
b) Energía mecánica a energía eléctrica.
c) Energía eléctrica a calor (energía térmica).

3.26 Relaciona el dispositivo con los siguientes cambios en energía:
(1) batería de 6 volts (2) motor de automóvil
(3) ventilador de techo
a) Energía eléctrica a energía mecánica.
b) Energía química a energía mecánica.
c) Energía química a energía eléctrica.

3.27 Convierte cada una de las siguientes unidades de energía.
a) 3500 cal a kcal *b*) 415 J a cal
c) 28 cal a J *d*) 4.5 kJ a cal

3.28 Convierte cada una de las siguientes unidades de energía.
a) 8.1 kcal a cal *b*) 325 J a kJ
c) 2550 cal a kJ *d*) 2.50 kcal a J

3.5 Calor específico

Meta de aprendizaje

Usar el calor específico para calcular la pérdida o ganancia de calor, el cambio de temperatura o la masa de una muestra.

Cualquier sustancia absorbe calor. Cuando quieres cocinar una papa, la colocas en un horno caliente. Si cocinas pasta, la pones en agua hirviendo. Cada sustancia tiene su propia habilidad característica para absorber calor. Algunas sustancias deben absorber más calor que otras para alcanzar cierta temperatura. Estos requerimientos de energía para diferentes sustancias se describen en términos de una propiedad física llamada calor específico. El **calor específico** (*CE*) es la cantidad de calor (q) necesario para elevar la temperatura 1°C de exactamente 1 g de sustancia. Este cambio de temperatura se escribe como ΔT (*delta T*).

$$\text{Calor específico } (CE) \quad \frac{\text{calor } (q)}{\text{gramos} \times \Delta T} = \frac{\text{J (o cal)}}{\text{g} \times \text{°C}}$$

Ahora escribimos el calor específico del agua usando nuestra definición de caloría y joule.

$$\text{Calor específico } (CE) \text{ de } H_2O(l) = 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g °C}} = 1.00 \frac{\text{cal}}{\text{g °C}}$$

Si observas la tabla 3.7, verás que el calor específico del agua es mucho mayor que el calor específico del aluminio o el cobre. Vemos que 1 g de agua requiere 4.184 J para aumentar su temperatura 1°C. Sin embargo, agregar la misma cantidad de calor (4.814 J) elevará la temperatura de 1 g de aluminio aproximadamente 5°C y 1 g de cobre 10°C. Debido a su alto calor específico, el agua en el cuerpo absorbe o libera grandes cantidades de calor para mantener una temperatura casi constante.

Tabla 3.7 Calores específicos de algunas sustancias

	Sustancia	Calor específico (J/g °C)
Elementos	Aluminio, Al	0.897
	Cobre, Cu	0.385
	Oro, Au	0.129
	Hierro, Fe	0.450
	Plata, Ag	0.235
	Titanio, Ti	0.523
Compuestos	Amoniaco, $NH_3(g)$	2.04
	Etanol, $C_2H_5OH(l)$	2.46
	Cloruro de sodio, $NaCl(s)$	0.864
	Agua, $H_2O(l)$	4.184
	Agua, $H_2O(s)$	2.03

Problema de muestra 3.10 **Cálculo de calor específico**

¿Cuál es el calor específico del plomo si se necesitan 57.0 J para elevar la temperatura de 35.6 g Pb a 12.5°C?

Solución

PASO 1 **Dado**

Calor 57.0 J masa 35.6 g Pb cambio de temperatura 12.5°C

Deseado calor específico (J/g °C)

PASO 2 **Plan** El calor específico (*CE*) se calcula al dividir el calor por la masa (g) y por la diferencia de temperatura (ΔT).

$$CE = \frac{\text{calor}}{\text{masa}\ \Delta T}$$

PASO 3 **Escribe la ecuación de calor específico.**

PASO 4 **Sustituye los valores dados en la ecuación.**

$$\text{Calor específico } (CE) = \frac{57.0\ \text{J}}{35.6\ \text{g}\ \ 12.5^\circ\text{C}} = 0.128\ \frac{\text{J}}{\text{g}\ ^\circ\text{C}}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el calor específico del sodio si se necesitan 123 J para elevar la temperatura de 4.00 g de Na a 25.0°C?

Cuando conocemos el calor específico de una sustancia, podemos calcular la pérdida o ganancia de calor al medir su masa y las temperaturas inicial y final. Podemos sustituir estas mediciones en la expresión de calor específico que se cambia para resolver el calor, que llamaremos la *ecuación de calor*.

Calor	=	masa	×	cambio de temperatura	×	calor específico
Calor (q)	=	masa (m)	×	ΔT	×	CE
J	=	gramos	×	°C	×	$\frac{\text{J}}{\text{g}\ ^\circ\text{C}}$

En cálculos de calor, el cambio de temperatura siempre es la diferencia entre la temperatura final y la temperatura inicial.

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$$

Cuando una sustancia absorbe energía, la temperatura se eleva. Entonces el signo de ΔT es positivo (+), lo que da un signo positivo (+) para el calor (q) que se calculó. Sin embargo, si una sustancia pierde energía, la temperatura desciende. Entonces el signo de ΔT es negativo (−), lo que da un signo negativo (−) para el calor (q). Por ende, un signo positivo (+) para el calor (q) significa que el calor fluye al interior de la sustancia, mientras que un signo negativo (−) para el calor (q) significa que el calor fluye fuera de la sustancia. En los siguientes problemas de muestra verás cómo se usa la ecuación del calor para calcular el calor y cómo se modifica para resolver la masa.

Guía para cálculos usando calor específico

PASO 1
Menciona los datos dados y los deseados.

PASO 2
Calcula el cambio de temperatura (ΔT).

PASO 3
Escribe la ecuación para el calor
$q = m \times \Delta T \times SH$
y reordena las incógnitas.

PASO 4
Sustituye los valores dados y resuelve, asegurándote de cancelar unidades.

Problema de muestra 3.11 Cálculo de calor con aumento de temperatura

El elemento aluminio tiene un calor específico de 0.897 J/g °C. ¿Cuántos joules absorben 45.2 g de aluminio si su temperatura se eleva de 12.5 a 76.8°C?

Solución

PASO 1 **Menciona los datos dados y los deseados.**

Dados Masa (m) = 45.2 g

CE para aluminio = 0.897 J/g °C

Temperatura inicial = 12.5°C

Temperatura final = 76.8°C

Deseados calor (q) en joules (J)

PASO 2 **Calcula el cambio de temperatura.** El cambio de temperatura ΔT es la diferencia entre las dos temperaturas.

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} = 76.8°C - 12.5°C = 64.3°C$$

PASO 3 **Escribe la ecuación del calor.**

$$\text{Calor } (q) = \text{masa } (m) \times \Delta T \times CE$$

PASO 4 **Sustituye los valores dados en la ecuación y resuelve, asegurándote de cancelar unidades.**

$$\text{Calor } (q) = 45.2 \cancel{\text{g}} \times 64.3 \cancel{\text{°C}} \times \frac{0.897 \text{ J}}{\cancel{\text{g}}\,\cancel{\text{°C}}} = 2610 \text{ J } (2.61 \times 10^3 \text{ J})$$

Comprobación de estudio

Algunas sartenes de cocina tienen una capa de cobre en el fondo. ¿Cuántos kilojoules se necesitan para elevar la temperatura de 125 g de cobre, de 22 a 325°C, si el calor específico del cobre es 0.385 J/g °C?

Problema de muestra 3.12 Cálculo de pérdida de calor

Una muestra de 225 g de té caliente se enfría de 74.6 a 22.4°C. ¿Cuánto calor, en kilojoules, se pierden, si supones que el té tiene el mismo calor específico que el agua?

Solución

PASO 1 **Menciona los datos dados y los deseados.**

Dados Masa (m) = 225 g

Temperatura inicial = 74.6°C

CE para té = 4.184 J/g °C

Temperatura final = 22.4°C

Factor de calentamiento: 1 kJ = 1000 J

Deseados Calor (q) perdido en kilojoules (kJ)

PASO 2 **Calcula el cambio de temperatura.** El cambio de temperatura ΔT es la diferencia entre las dos temperaturas.

$$\Delta T = T_f - T_i = 22.4°C - 74.6°C = -52.2°C$$

PASO 3 **Escribe la ecuación de calor.**

$$q = m \times \Delta T \times CE$$

PASO 4 **Sustituye los valores dados en la ecuación y resuelve, asegurándote de cancelar unidades.**

$$q = 225\ \cancel{g} \times (-52.2\ \cancel{°C}) \times \frac{4.184\ \cancel{J}}{\cancel{g}\ \cancel{°C}} \times \frac{1\ kJ}{1000\ \cancel{J}} = -49.1\ kJ$$

Comprobación de estudio

¿Cuánto calor, en joules, se pierde cuando 15.5 g de oro se enfrían de 215 a 35°C? El calor específico del oro es 0.129 J/g °C.

Problema de muestra 3.13 Cálculo de masa usando calor específico

El etanol tiene un calor específico de 2.46 J/g °C. Cuando a una muestra de etanol se agregan 655 J, su temperatura se eleva de 18.2 a 32.8°C. ¿Cuál es la masa de la muestra de etanol?

Solución

PASO 1 **Menciona los datos dados y los deseados.**

Dados Calor = 655 J; *CE* del etanol = 2.46 J/g °C; Temperatura inicial = 18.2°C; Temperatura final = 32.8°C

Deseados Masa (*m*) de la muestra de etanol

PASO 2 **Calcula el cambio de temperatura.** El cambio de temperatura ΔT es la diferencia entre las dos temperaturas.

$$\Delta T = T_f - T_i = 32.8°C - 18.2°C = 14.6°C$$

PASO 3 **Escribe la ecuación de calor.**

$$q = m \times \Delta T \times CE$$

La ecuación de calor se debe reordenar para resolver la masa (*m*), que es el calor dividido por el cambio de temperatura y el calor específico.

$$\text{Masa } (m) = \frac{\text{calor } (q)}{\Delta T\ CE}$$

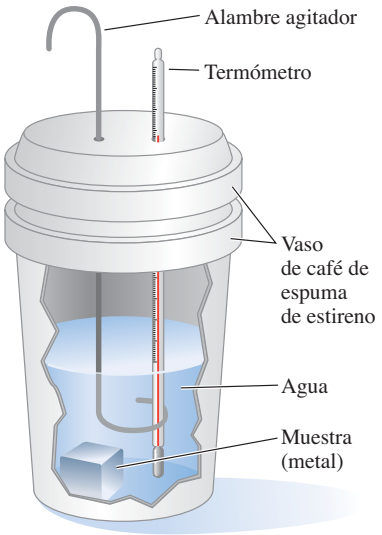
PASO 4 **Sustituye los valores dados en la ecuación y resuelve, asegurándote de cancelar unidades.**

$$\text{Masa } (m) = \frac{655 \cancel{J}}{14.6 \cancel{^\circ C} \times \frac{2.46 \cancel{J}}{g \cancel{^\circ C}}}$$

$$\text{Masa } (m) = 18.2 \text{ g}$$

Comprobación de estudio

Cuando una pieza de hierro absorbe 8.81 kJ, su temperatura se eleva de 15 a 122°C. ¿Cuál es la masa, en gramos, si el hierro tiene un calor específico de 0.450 J/g °C?



Medición de cambios de calor

En los laboratorios de química y nutrición, un tipo de equipo llamado **calorímetro** se usa para medir la temperatura cuando una muestra gana o pierde calor. Un calorímetro simple se puede elaborar con un vaso de café de espuma de estireno, una cantidad medida de agua y un termómetro. Primero se mide la temperatura inicial del agua. Luego un objeto de masa conocida se calienta a una temperatura mayor y se agrega al agua. Mientras está sumergido, el objeto pierde calor (se enfría) y el agua gana calor (se calienta). La temperatura final se logra cuando tanto el objeto como el agua alcanzan la misma temperatura. La cantidad de calor transferido del objeto es igual al calor que ganó el agua.

Calor ($-q$) perdido por el objeto = calor (q) ganado por el agua

Problema de muestra 3.14 **Uso de un calorímetro**

Una muestra de 35.20 g de un metal calentado a 100.0°C se coloca en un calorímetro que contiene 42.5 g de agua a una temperatura inicial de 19.2°C. Si la temperatura final del metal y el agua es de 29.5°C, ¿cuál es el calor específico del sólido, si supones que todo el calor se transfiere al agua?

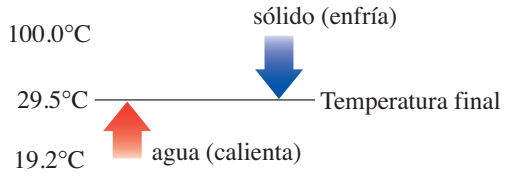
Solución

PASO 1 **Menciona los datos dados y deseados.**

Objeto desconocido	**Agua**
Masa (m) = 35.20 g	Masa (m) = 42.5 g
Temperatura inicial = 100.0°C	Temperatura inicial = 19.2°C
Temperatura final = 29.5°C	Temperatura final = 29.5°C
	CE del agua = 4.184 J/g °C

Deseados *CE* del metal (J/g °C)

PASO 2 **Determina los cambios de temperatura**. Determina el cambio de temperatura para el sólido y el agua. La temperatura final del sólido es la misma que la temperatura final del agua, que es de 29.5°C.



$$\Delta T_{\text{agua}} = T_f - T_i = 29.5°C - 19.2°C = 10.3°C$$
$$\Delta T_{\text{sólido}} = T_f - T_i = 29.5°C - 100°C = -70.5°C$$

PASO 3 **Escribe la ecuación de calor.**

$$q = m \times \Delta T \times CE$$

PASO 4 **Sustituye los valores dados en las ecuaciones y resuelve** Primero calcula el calor ganado por el agua, porque tienes todos los datos.

$$q_{\text{agua}} = m \times \Delta T \times CE$$

$$q_{\text{agua}} = 42.5 \cancel{\text{g}} \times (10.3 \cancel{°C}) \times 4.184 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{g}}\,\cancel{°C}} = 1830 \text{ J}$$

El calor ganado por el agua es igual al calor perdido por el objeto. Si el agua ganó 1830 J, entonces el objeto perdió 1830 J.

Calor ganado por el agua ($q = 1830$ J) = calor perdido por el objeto ($-q = -1830$ J)

Ahora reordena la ecuación de calor para resolver el calor específico del metal.

$$q_{\text{metal}} = m \times \Delta T \times CE$$
$$CE_{\text{metal}} = \frac{q}{m \times \Delta T}$$
$$CE_{\text{metal}} = \frac{-1830 \text{ J}}{(35.20 \text{ g})(-70.5°C)} = 0.737 \text{ J/g °C}$$

Comprobación de estudio

Una pieza de granito que pesa 250.0 g se calienta en agua hirviendo a 100.0°C. Cuando el granito se coloca en un calorímetro que contiene 400.0 g de agua, la temperatura del agua aumenta de 20.0 a 28.5°C. ¿Cuál es el calor específico del granito, si supones que todo el calor se transfiere al agua?

NOTA QUÍMICA

ENERGÍA Y NUTRICIÓN

Los alimentos que comes proporcionan energía para realizar trabajo en el cuerpo, que incluye el crecimiento y la reparación de células. Los componentes de los alimentos que proporcionan energía son carbohidratos, grasas y proteínas, que se descomponen durante la digestión en glucosa, ácidos grasos y aminoácidos. Las vitaminas y los minerales son necesarios para la salud, pero no tienen valor energético. El principal combustible para el cuerpo son los carbohidratos, pero si las reservas de carbohidratos se agotan, las grasas y luego las proteínas se pueden usar para energía. Durante muchos años, la energía en los alimentos se expresó como Calorías o kilocalorías, pero kilojoules es la unidad usada internacionalmente y ahora en Estados Unidos. Por tanto, una dieta típica de 2000 Cal (kcal) es lo mismo que una de 8400 kJ.

En el laboratorio de nutrición, los alimentos experimentan combustión en un calorímetro para determinar su valor energético. La energía liberada cuando la muestra de alimento se quema se determina al medir la masa de agua y el aumento en la temperatura del agua. Por ejemplo, supón que 2.3 g de mantequilla se colocan en un calorímetro que contiene 1900 g de agua a una temperatura inicial de 17°C. Después de la combustión de la mantequilla, el agua tiene una temperatura de 28°C. Podemos calcular el calor de la combustión usando la masa, el cambio de temperatura y el calor específico del agua (ΔT = 11°C).

$$1900\ \cancel{g} \times 11\cancel{^\circ C} \times 4.184\ \frac{\cancel{J}}{\cancel{g}\cdot\cancel{^\circ C}} \times \frac{1\ kJ}{1000\ \cancel{J}} = 87\ kJ$$

La energía utilizada para calentar el agua se obtiene de la combustión de la mantequilla. Por tanto, podemos determinar el valor energético de la mantequilla como kilojoules por gramo de mantequilla.

$$\text{Valor energético de la mantequilla} = \frac{87\ kJ}{2.3\ g}\ 5\ 38\ kJ/g$$

Puesto que los valores energéticos para el metabolismo de los carbohidratos, grasas y proteínas varían un poco, los valores energéticos determinados usando un calorímetro representan un promedio. En la tabla 3.8 se mencionan valores típicos para carbohidratos, grasas y proteínas, junto con los antiguos valores kcal, que todavía prevalecen en las etiquetas de información nutrimental en Estados Unidos.

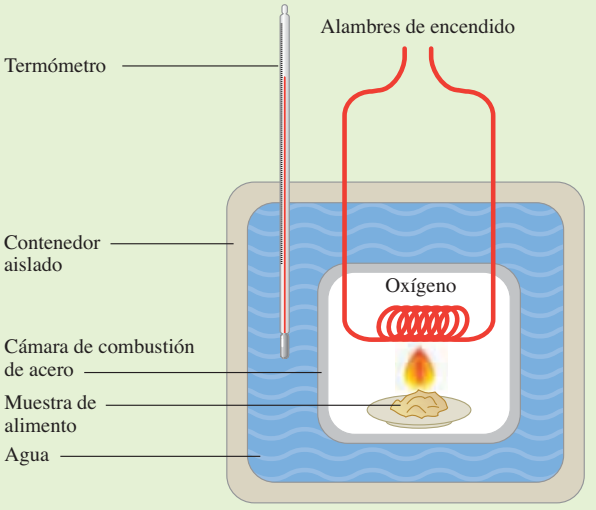


Tabla 3.8 Valores energéticos típicos para los tres tipos de alimentos

Tipo de alimento	kJ/g	kcal/g
Carbohidratos	17	4
Grasa	38	9
Proteína	17	4

Si la composición de un alimento se conoce en gramos, el valor energético para cada tipo de alimento se calcula como

$$\text{Kilojoules} = \cancel{g} \times \frac{kJ}{\cancel{g}}$$

$$\text{Kilocalorías} = \cancel{g} \times \frac{kcal}{\cancel{g}}$$

El contenido energético de una comida empacada se menciona en la etiqueta de información nutrimental, por lo general en términos del número de Calorías en una porción. Supón que una pieza de pastel de chocolate (1 porción) contiene 34 g de carbohidratos, 10 g de grasa y 5 g de proteína. Podemos calcular el contenido de energía total del siguiente modo.

Tipo de alimento	Masa		Valor energético			Energía
Carbohidratos	$34\ \cancel{g}$	×	$17\ \frac{kJ}{\cancel{g}}$	$\frac{(4\ kcal)}{\cancel{g}}$	=	580 kJ (140 kcal)
Grasa	$10\ \cancel{g}$	×	$38\ \frac{kJ}{\cancel{g}}$	$\frac{(9\ kcal)}{\cancel{g}}$	=	380 kJ (90 kcal)
Proteína	$5\ \cancel{g}$	×	$17\ \frac{kJ}{\cancel{g}}$	$\frac{(4\ kcal)}{\cancel{g}}$	=	90 kJ (20 kcal)
	Contenido de energía total				=	1050 kJ (250 kcal)

La tabla 3.9 muestra la composición y contenido energético de algunos alimentos.

Tabla 3.9 Composición general y contenido calórico de algunos alimentos

Alimento	Carbohidratos	Grasa	Proteína	Energía*
Plátano, 1 mediano	26	0	1	460 kJ (110 kcal)
Zanahorias, rayadas, 1 taza	11	0	1	205 kJ (50 kcal)
Carne, magra, 3 oz	0	14	22	910 kJ (220 kcal)
Pollo, sin piel, 3 oz	0	3	20	460 kJ (110 kcal)
Huevo, 1 grande	0	6	6	330 kJ (80 kcal)
Leche, 4% de grasa, 1 taza	12	9	9	700 kJ (170 kcal)
Leche, sin grasa, 1 taza	12	0	9	360 kJ (90 kcal)
Papa, cocida	23	0	3	440 kJ (100 kcal)
Salmón, 3 oz	0	5	16	460 kJ (110 kcal)
Bistec, 3 oz	0	27	19	1350 kJ (320 kcal)

*Valores energéticos redondeados a la decena más cercana.

El número de kilojoules o kilocalorías que necesitas en tu dieta diaria depende de tu edad, sexo y actividad física. (Tabla 3.10.) Cuando la ingesta de alimento supera la salida de energía, aumenta el peso corporal de una persona. La ingesta de alimento por lo general se regula por el centro del hambre en el hipotálamo, ubicado en el cerebro. La regulación de la ingesta de alimento normalmente es proporcional al almacenamiento de nutrientes en el cuerpo. Si éste es bajo, sientes hambre; si es alto, no sientes necesidad de comer.

La pérdida de peso ocurre cuando la ingesta de alimento es menor que la salida de energía. Muchos productos dietéticos contienen celulosa, que no tiene valor nutritivo, pero proporciona volumen y hace sentirse satisfecho. Las drogas dietéticas, que deprimen el centro del hambre, también pueden excitar el sistema nervioso y elevar la presión sanguínea. El ejercicio es una importante forma de gastar energía y elevar la pérdida de peso. La tabla 3.11 presenta algunos tipos de ejercicio y la cantidad de energía que requieren.



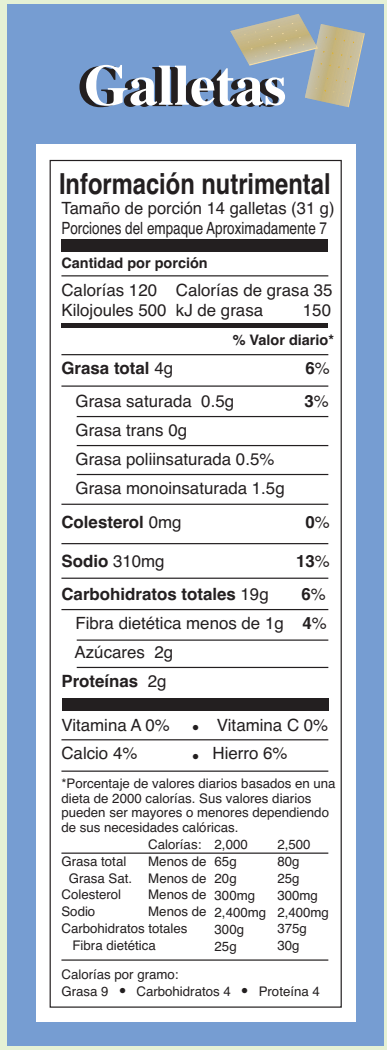


Tabla 3.10 Requerimientos de energía típicos para adultos de 70 kg

Sexo	Energía (kJ)	Energía (kcal)
Femenino	10 000	2200
Masculino	12 500	3000

Tabla 3.11 Gasto de energía de una persona de 70 kg

Actividad	Energía (kJ/h)	Energía (kcal/hr)
Dormir	250	60
Sentarse	420	100
Caminar	840	200
Nadar	2100	500
Correr	3100	750

Preguntas y problemas — Calor específico

3.29 Si la misma cantidad de calor se proporciona a tres muestras de 10.0 g de aluminio, hierro y cobre, todas a 15.0°C, ¿cuál muestra alcanzaría la temperatura más alta?

3.30 Las sustancias A y B tienen la misma masa y están a la misma temperatura inicial. Cuando la misma cantidad de calor se aplica a ambas, la temperatura final de A es 75°C y la de B es 35°C. ¿Qué te dice esto acerca de los calores específicos de A y B?

3.31 Calcula los siguientes calores específicos.
a) El calor específico del zinc, si una muestra de 13.5 g que se calienta de 24.2 a 83.6°C absorbe 312 J de calor.
b) El calor específico de un metal, si 48.2 g del metal absorben 345 J y cambia su temperatura de 35.0 a 57.9°C.

3.32 Calcula los siguientes calores específicos.
a) El calor específico del estaño, si la temperatura de 18.5 g de estaño se eleva de 35.0 a 78.6°C cuando la muestra absorbe 183 J de calor.
b) El calor específico de un metal, si 22.5 gramos del metal absorben 645 J y la temperatura cambia de 36.2 a 92.0°C.

3.33 Calcula la energía en joules y calorías
a) requerida para calentar 25.0 g de agua, de 12.5 a 25.7°C.
b) requerida para calentar 38.0 g de cobre (Cu), de 122 a 246°C.
c) perdida cuando 15.0 g de etanol, C_2H_5OH, se enfrían de 60.5 a −42.0°C.
d) perdida cuando 125 g de hierro, Fe, se enfrían de 118 a 55°C.

3.34 Calcula la energía en joules y calorías
a) requerida para calentar 5.25 g de agua, H_2O, de 5.5 a 64.8°C.
b) perdida cuando 75.0 g de agua, H_2O, se enfrían de 86.4 a 2.1°C.
c) requerida para calentar 10.0 g de plata (Ag) de 112 a 275°C.
d) perdida cuando 18.0 g de oro (Au) se enfrían de 224 a 118°C.

3.35 Calcula la masa en cada uno de las siguientes muestras.
a) una muestra de oro (Au) que absorbe 225 J para cambiar su temperatura de 15.0 a 47.0°C.
b) un objeto de hierro (Fe) que pierde 8.40 kJ cuando su temperatura cae de 168.0 a 82.0°C.
c) una muestra de aluminio (Al) que absorbe 8.80 kJ cuando se calienta de 12.5 a 26.8°C.
d) una muestra de titanio (Ti) que pierde 14 200 J cuando se enfría de 185 a 42°C.

3.36 Calcula la masa en cada uno de los siguientes casos.
a) agua que absorbe 8250 J cuando su temperatura se eleva de 18.4 a 92.6°C.
b) una muestra de plata pura (Ag) que pierde 3.22 kJ cuando su temperatura cae de 145 a 24°C.
c) una muestra de aluminio (Al) que absorbe 1.65 kJ cuando su temperatura se eleva de 65 a 187°C.
d) una barra de hierro (Fe) que pierde 2.52 kJ cuando su temperatura cae de 252 a 75°C.

3.37 Calcula la elevación en temperatura para cada uno de los siguientes casos.
a) 20.0 g de hierro (Fe) que absorben 1580 J.
b) 150.0 g de agua que absorben 7.10 kJ.
c) 85.0 g de oro (Au) que absorben 7680 J.
d) 50.0 g de cobre (Cu) que absorben 6.75 kJ.

3.38 Calcula la disminución en temperatura para cada uno de los siguientes ejemplos.
a) 115 g de cobre (Cu) que pierden 2.45 kJ.
b) 22.0 g de plata (Ag) que pierden 625 J.
c) 0.650 kg de agua que pierden 5.48 kJ.
d) 35.0 g de plata (Ag) que pierden 472 J.

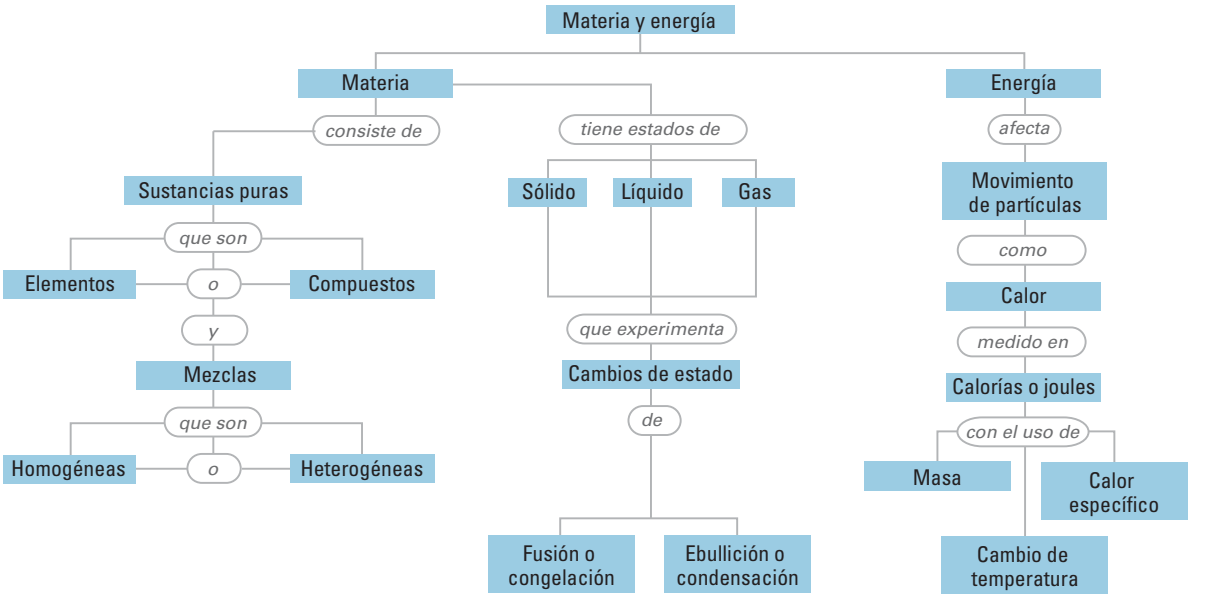
3.39 Con los siguientes datos, determina los kilojoules y kilocalorías para cada alimento quemado en un calorímetro.
a) un tallo de apio que calienta 505 g de agua de 25.2 a 35.7°C.
b) un waffle que calienta 4980 g de agua de 20.6 a 62.4°C.
c) una taza de palomitas de maíz que cambia la temperatura de 1250 g de agua de 25.5 a 50.8°C.

3.40 Cuando una muestra de 0.500 g de octano se queman en un calorímetro, el calor liberado aumenta la temperatura de 357 g de agua de 22.7 a 38.8°C. ¿Cuál es el calor en kilojoules y kilocalorías producido cuando se quema 1.00 g de octano?

3.41 Con los valores energéticos para alimentos, determina los kilojoules y kilocalorías para cada uno de los siguientes casos (redondea las respuestas a la decena más cercana).
a) una taza de jugo de naranja que tiene 26 g de carbohidratos, 2 g de proteína y 0 grasa.
b) una manzana que tiene 18 g de carbohidratos, 0 proteína y 0 grasa.
c) una cuchara sopera de aceite vegetal que contiene 14 g de grasa.
d) una dieta que contiene 68 g de carbohidratos, 150 g de proteínas y 5.0 g de grasa.

3.42 Con los valores energéticos para alimentos, determina los kilojoules y kilocalorías para cada uno de los siguientes casos (redondea las respuestas a la decena más cercana).
a) dos cucharadas soperas de mantequilla de cacahuate crujiente que contienen 6 g de carbohidratos, 16 g de grasa y 7 g de proteína.
b) una taza de sopa que tiene 7 g de grasa, 9 g de carbohidratos y 2 g de proteína.
c) una lata de refresco que tiene 35 g de carbohidratos, 0 grasa y 0 proteína.
d) una taza de sopa de almeja que contiene 16 g de carbohidratos, 9 g de proteína y 12 g de grasa.

Mapa conceptual **Materia y energía**



Repaso del capítulo

3.1 Clasificación de la materia

La materia es todo lo que ocupa espacio y tiene masa. La materia se clasifica como sustancias puras o mezclas. Las sustancias puras, que son elementos o compuestos, tienen composiciones fijas. Las mezclas tienen composiciones variables y se clasifican en homogéneas o heterogéneas. Las sustancias en las mezclas pueden separarse con el uso de métodos físicos.

3.2 Propiedades de la materia

La química es el estudio de las propiedades de la materia. Una propiedad física es una característica única a una sustancia. Un cambio físico ocurre cuando las propiedades físicas cambian, mas no la identidad de la sustancia. Una propiedad química describe las propiedades de una sustancia que interactúa con otra durante un cambio químico.

3.3 Temperatura

En ciencia, la temperatura se mide en unidades Celsius, °C, o kelvin, K. En Estados Unidos, se usa aún la escala Fahrenheit, °F.

3.4 Energía

Energía es la capacidad para realizar un trabajo. La energía potencial es energía almacenada; la energía cinética es la energía de movimiento. Las unidades comunes de energía son: caloría (cal), kilocaloría (kcal), joule (J) y kilojoule (kJ).

3.5 Calor específico

El calor específico es la cantidad de energía requerida para elevar la temperatura de exactamente 1 g de una sustancia exactamente 1°C. La pérdida o ganancia de calor por una sustancia se determina al multiplicar su masa (m), el cambio de temperatura (ΔT) y su calor específico (J/g °C). La Caloría nutricional es lo mismo que 1 kcal o 1000 calorías. El contenido energético de un alimento es la suma de los joules de carbohidratos, grasa y proteína.

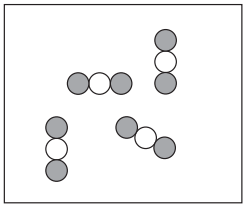
Términos clave

calor La energía que fluye de un objeto más caliente a uno más frío.
calor específico Cantidad de calor que cambia la temperatura de exactamente 1 g de una sustancia en exactamente 1°C.
caloría (cal) Cantidad de energía térmica que eleva la temperatura de exactamente 1 g de agua exactamente 1°C.
cambio físico Cambio que ocurre en una sustancia sin modificar su identidad.
cambio químico Cambio durante el cual la sustancia original se convierte en una nueva que tiene una composición diferente y nuevas propiedades químicas y físicas.
compuesto Sustancia pura que consiste de dos o más elementos, con una composición definida, que se descompone en sustancias más simples mediante métodos químicos.
elemento Sustancia pura que contiene sólo un tipo de materia, que no se descompone mediante métodos químicos.
energía La capacidad para realizar un trabajo.
energía cinética Energía que se requiere para realizar un trabajo de manera activa; energía de movimiento.
energía potencial Tipo inactivo de energía que se almacena para usarse en el futuro.
estados de la materia Tres formas de materia: sólida, líquida y gas.
gas Estado de la materia que llena toda la forma y volumen de su contenedor.
joule (J) Unidad SI de energía térmica; 4.184 J = 1 cal.
líquido Estado de la materia que tiene su propio volumen, pero toma la forma del contenedor.
materia El material que conforma una sustancia y tiene masa y ocupa espacio.
mezcla Combinación física de dos o más sustancias que no cambia las identidades de las sustancias mezcladas.
mezcla heterogénea Mezcla de dos o más sustancias que no se mezclan de manera uniforme.
mezcla homogénea Mezcla de dos o más sustancias que se mezclan uniformemente.
propiedades Características que son únicas a una sustancia.
propiedades físicas Propiedades que se pueden observar o medir sin afectar la identidad de una sustancia.
propiedades químicas Propiedades que caracterizan la habilidad de una sustancia para convertirse en otra.
sólido Estado de la materia que tiene su propia forma y volumen.
sustancia pura Tipo de materia con una composición fija: elementos y compuestos.

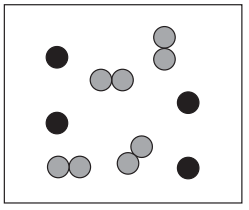
Comprensión de conceptos

3.43 Identifica lo siguiente como elemento, compuesto o mezcla.

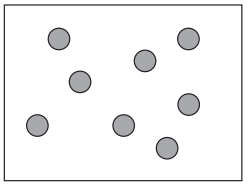
a)



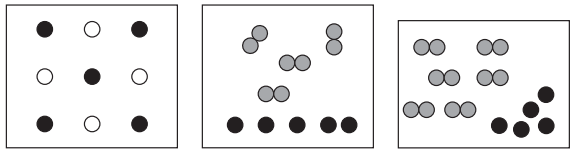
b)



c)



Para los problemas 3.44 y 3.45, considera las mezclas en los siguientes diagramas.



a) *b)* *c)*

3.44 ¿Cuál(es) diagrama(s) ilustra(n) una mezcla homogénea? Explica tu elección.

3.45 ¿Cuál(es) diagrama(s) ilustra(n) una mezcla heterogénea? Explica tu elección.

3.46 Clasifica cada uno de los siguientes casos como una mezcla homogénea o heterogénea.
a) agua con sabor a limón
b) hongos embutidos
c) sopa instantánea de pollo
d) salsa catsup
e) huevo duro
f) lágrimas







3.47 Determina la energía para calentar tres cubos (oro, aluminio y plata), cada uno con un volumen de 10.0 cm^3, de 15 a 25°C. Consulta las tablas 2.9 y 3.7. ¿Qué notas acerca de la energía necesaria para cada uno?



3.48 Una persona de 70.0 kg acaba de comer una hamburguesa de un cuarto de libra con queso, papas fritas y una malteada de chocolate. De acuerdo con la tabla 3.11, determina lo siguiente.



a) El número de horas de sueño necesarias para "quemar" las kilocalorías de esta comida.
b) El número de horas de carrera necesarias para "quemar" las kilocalorías de la comida.

Artículo	Proteína (g)	Grasa (g)	Carbohidratos (g)
Hamburguesa con queso	31	29	34
Papas fritas	3	11	26
Malteada de chocolate	11	9	60

Preguntas y problemas adicionales

3.49 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como elemento, compuesto o mezcla.
a) carbono en lápices.
b) dióxido de carbono (CO_2) que exhalas.
c) jugo de naranja.
d) gas neón en luces.
e) un aderezo de aceite y vinagre para ensaladas.

3.50 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como una mezcla homogénea o heterogénea.
a) pastel con helado.
b) té de hierbas.
c) aceite vegetal.
d) agua y arena.
e) mostaza.

3.51 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como una propiedad física o química.
a) el oro es brillante.
b) el oro se funde a 1064°C.
c) el oro es buen conductor de electricidad.
d) cuando el oro reacciona con azufre amarillo se forma un compuesto sulfuroso negro.

3.52 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como una propiedad física o química.
a) una vela tiene 10 pulgadas de alto y 2 pulgadas de diámetro.
b) una vela arde.
c) la cera de una vela se suaviza en un día cálido.
d) una vela es azul.

3.53 Identifica cada uno de los siguientes como un cambio físico o químico.
a) a una planta le brota una nueva hoja.
b) en el pasto se forma escarcha.
c) la madera se corta para la chimenea.
d) la madera arde en una estufa de leña.

3.54 Identifica cada uno de los siguientes casos como un cambio físico o químico.
a) el cabello corto crece hasta que está largo.
b) las zanahorias se rayan para usarse en una ensalada.
c) la malta experimenta fermentación para hacer cerveza.
d) una tubería de cobre reacciona con el aire y se vuelve verde.

3.55 Identifica cada uno de los siguientes estados como sólido, líquido o gas.
a) tabletas de vitamina en un frasco.
b) helio en un globo.
c) leche en una botella.
d) el aire que respiras.
e) carbón en una barbacoa.

3.56 Identifica cada uno de los siguientes estados como sólido, líquido o gas.
a) palomitas de maíz en una bolsa.
b) agua en una manguera de jardín.
c) un ratón de computadora.
d) aire en una llanta.
e) té caliente en una taza.

3.57 Calcula las siguientes temperaturas en grados Celsius y kelvin.
a) La temperatura más alta registrada en Estados Unidos continental fue de 134°F en el Valle de la Muerte, California, el 10 de julio de 1913.
b) La temperatura más baja registrada en Estados Unidos continental fue de −69.7°F en el Paso Rodgers, Montana, el 20 de enero de 1954.

3.58 Calcula las siguientes temperaturas en kelvin y grados Fahrenheit.
a) La temperatura más alta registrada en el mundo fue de 57.8°C en el Valle de la Muerte, California, el 10 de julio de 1913.
b) La temperatura más baja registrada en el mundo fue de −89.4°C en Vostok, Antártica, el 21 de julio de 1983.

3.59 ¿Cuánto es −15°F en grados Celsius y kelvin?

3.60 La temperatura corporal más alta registrada que una persona pudo sobrevivir fue de 46.5°C. Calcula dicha temperatura en °F y en kelvin.

3.61 Si quieres perder 1 libra de "grasa", que es 15% agua, ¿cuántas kilocalorías necesitas gastar?

3.62 Calcula las Cal (kcal) en 1 taza de leche entera: 12 g de carbohidratos, 9 g de grasa y 9 g de proteína.

3.63 En un día cálido, la arena de playa se calienta, pero el agua permanece fría. Compara el calor específico de la arena con el del agua.

3.64 Una botella grande de agua (883 g) se saca del refrigerador a 4°C. ¿Cuántos kilojoules (kJ) se absorben para calentar el agua a una temperatura ambiente de 27°C?

3.65 Una botella de agua caliente contiene 725 g de agua a 65°C. Si el agua se enfría a temperatura corporal (37°C), ¿cuántos kilojoules de calor se podrían transferir a un músculo lastimado?

3.66 El cobre a veces recubre la superficie inferior de una sartén. El cobre tiene un calor específico de 0.385 J/g °C. Una muestra de 25.0 g de cobre, calentada a 85.0°C, se suelta en agua con una temperatura inicial de 14.0°C. Si la temperatura final alcanzada por la mezcla cobre−agua es de 36.0°C, ¿cuántos gramos de agua hay?

3.67 Una muestra de 25.0 g de una aleación a 98.0°C se coloca en 50.0 g de agua a 18.0°C. Si la temperatura final de la aleación y el agua es de 27.4°C, ¿cuál es el calor específico de la aleación?

3.68 Una muestra de 0.50 g de aceite vegetal se coloca en un calorímetro. Cuando la muestra se quema, 18.9 kJ se transfieren. ¿Cuál es el valor calórico (kcal/g) del aceite?

3.69 Si usas los 8400 kJ que gastas en energía en un día para calentar 50 000 g de agua a 20°C, ¿cuál sería su nueva temperatura?

Preguntas de desafío

3.70 Cuando se quema 1.0 g de gasolina, se transfieren 11 500 calorías de energía. Si la densidad de la gasolina es 0.66 g/mL, ¿cuántas kilocalorías de energía se obtienen de 1.5 galones de gasolina?

3.71 Un trozo de cobre (calor específico 0.385 J/g °C) a 86.0°C se coloca en 50.0 g de agua a 16.0°C. El metal y el agua llegan a la misma temperatura de 24.0°C. ¿Cuál fue la masa del trozo de cobre?

3.72 Tu amigo acaba de comer pizza, un refresco de cola dietético y helado. ¿Cuál es el total de kilocalorías que obtuvo? ¿Cuántas horas necesitará nadar para "quemar" las kilocalorías de esta comida, si tu amigo tiene una masa de 70.0 kg? (Ve la tabla 3.11.)

Artículo	Proteína (g)	Grasa (g)	Carbohidratos (g)
Pizza	13	10	29
Refresco	0	0	51
Helado	8	28	44

3.73 Una dieta típica en Estados Unidos proporciona 15% de las calorías de proteína, 45% de carbohidratos y el resto de grasas. Calcula los gramos de proteína, carbohidratos y grasa a incluir cada día en las dietas que tengan los siguientes requerimientos de calorías:
a) 1200 kcal *b*) 1900 kcal
c) 2600 kcal

3.74 Una pieza de metal de 125 g se calienta a 288°C y se coloca en 85.0 g de agua a 26°C. Si la temperatura final del agua y el metal es de 58.0°C, ¿cuál es el calor específico del metal (J/g °C)?

3.75 Ordena la ecuación de calor para resolver cada uno de los siguientes casos.
a) la masa en gramos de agua que absorbe 8250 J cuando su temperatura se eleva de 18.3 a 92.6°C.
b) la masa en gramos de una muestra de oro que absorbe 225 J cuando la temperatura se eleva de 15.0 a 47.0°C.
c) el aumento en temperatura (ΔT) cuando una muestra de 20.0 g de hierro absorben 1580 J.
d) el calor específico de un metal cuando 8.50 g del metal absorben 28 cal y la temperatura se eleva de 12 a 24°C.

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

3.1 El oro de 24 quilates es una sustancia pura; el oro de 14 quilates es una mezcla.

3.2 Es una mezcla heterogénea porque no tiene una composición uniforme.

3.3 *a*) propiedad física *b*) propiedad química

3.4 b y d son cambios químicos.

3.5 12°F

3.6 39.8°C

3.7 noche, −260.°C; día, 410.°C

3.8 energía potencial

3.9 26 kcal

3.10 SH = 1.23 J/g °C

3.11 14.6 kJ

3.12 −360. J

3.13 183 g Fe

3.14 SH = 0.79 J/g °C

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

3.1 *a*) sustancia pura *b*) mezcla
c) sustancia pura *d*) sustancia pura

3.3 *a*) elemento *b*) compuesto
c) elemento *d*) compuesto

3.5 *a*) heterogénea *b*) homogénea
c) homogénea *d*) heterogénea

3.7 *a*) física *b*) química
c) física *d*) química

3.9 *a*) físico *b*) químico
c) físico *d*) físico
e) físico

3.11 *a*) química *b*) física
c) física *d*) química
e) física

3.13 En Estados Unidos todavía se usa la escala de temperatura Fahrenheit. En °F, la temperatura corporal normal es 98.6. En la escala Celsius esta temperatura sería 37.7°C, una fiebre ligera.

3.15 *a*) 98.6°F *b*) 18.5°C
c) 246 K *d*) 335 K
e) 46°C *f*) 295 K

3.17 *a*) 41°C
b) No. La temperatura es equivalente a 39°C.

3.19 Cuando el automóvil está en lo alto de la rampa tiene su máxima energía potencial. Mientras desciende, la energía potencial cambia a energía cinética. En el fondo, toda la energía es cinética.

3.21 *a*) potencial *b*) cinética
c) potencial *d*) potencial

3.23 *a*) La energía eléctrica cambia a calor y energía mecánica.
b) La energía eléctrica cambia a energía mecánica.
c) La energía química cambia a energía mecánica y calor.
d) La energía radiante cambia a calor.

3.25 *a*) (2) foco
b) (3) planta hidroeléctrica
c) (1) calentador

3.27 *a*) 3.5 kcal *b*) 99.2 cal
c) 120 J *d*) 1100 cal

3.29 Cobre, que tiene el calor específico más bajo, alcanzaría la temperatura más alta.

3.31 *a*) 0.389 J/g °C *b*) 0.313 J/g °C

3.33 *a*) 1380 J; 330. cal *b*) 1810 J; 434 cal
c) −3780 J; −904 cal *d*) −3500 J; −850 cal

3.35 *a*) 54.5 g *b*) 217 g
c) 686 g *d*) 190 g

3.37 *a*) 176°C *b*) 11.3°C
c) 700°C *d*) 351°C

3.39 *a*) 22.2 kJ; 5.30 kcal *d*) 871 kJ; 208 kcal
c) 132 kJ; 31.6 kcal

3.41 *a*) 480 kJ; 110 kcal *b*) 310 kJ; 70 kcal
c) 530 kJ; 130 kcal *d*) 3900 kJ; 930 kcal

3.43 *a*) compuesto *b*) mezcla
c) elemento

3.45 b y c no son iguales a través de la mezcla y b y c son mezclas heterogéneas.

3.47 oro, 250 J o 59 cal; aluminio, 240 J o 58 cal; plata, 250 J o 59 cal
El calor necesario para muestras de 10.0 cm^3 de metales casi es el mismo.

3.49 *a*) elemento *b*) compuesto
c) mezcla *d*) elemento
e) mezcla

3.51 *a*) La apariencia es una propiedad física.
b) El punto de fusión del oro es una propiedad física.
c) La capacidad del oro para conducir electricidad es una propiedad física.
d) La habilidad del oro para formar una nueva sustancia con el azufre es una propiedad química.

3.53 *a*) El crecimiento de la planta es un cambio químico.

b) Un cambio de estado de líquido a sólido es un cambio físico.
c) Cortar madera en piezas más pequeñas es un cambio físico.
d) Quemar madera, que forma nuevas sustancias, es un cambio químico.

3.55 *a*) Las tabletas son sólidas.
b) El helio en un globo es un gas.
c) La leche es un líquido.
d) El aire es una mezcla de gases.
e) El carbón es un sólido.

3.57 *a*) 56.7°C, 330. K *b*) −56.5°C, 216 K

3.59 −26°C, 247 K

3.61 3500 kcal

3.63 El agua tiene un calor específico más alto que la arena, lo que significa que se requiere una gran cantidad de energía para causar un cambio significativo de temperatura. En cambio, una pequeña cantidad de energía causará un cambio significativo de temperatura en la arena.

3.65 85 kJ

3.67 1.1 J/g °C

3.69 60°C

3.71 70 g de cobre

3.73 *a*) 45 g proteína, 140 g carbohidratos, 53 g grasa
b) 71 g proteína, 210 g carbohidratos, 84 g grasa
c) 98 g proteína, 290 g carbohidratos, 120 g grasa

3.75 *a*) 26.5 g
b) 54.5 g
c) 176°C
d) 0.27 cal/g °C

Combinación de ideas de los capítulos 1–3

CI 1 El oro, uno de los metales más preciados del mundo, tiene una densidad de 19.3 g/cm^3, se funde a 1064°C y tiene un calor específico de 0.129 J/g °C. En 1998, en Alaska se encontró una pepita de oro que pesaba 294.10 onzas troy.



a) ¿Cuántas cifras significativas hay en la medición de la masa de la pepita?
b) Si 1 onza troy es 31.1035 g, ¿cuál es la masa de la pepita en gramos? ¿En kilogramos?
c) Si la pepita fuese oro puro, ¿cuál es su volumen en cm^3?
d) ¿Cuál es el área en m^2 si la pepita de oro se martilla hasta convertirla en una hoja con un grosor de 0.0035 pulgadas?
e) ¿Cuál es el punto de fusión del oro en grados Fahrenheit y kelvin?
f) ¿Cuántos kilojoules se requieren para elevar la temperatura de la pepita de 72 a 85°F?

CI 2 El millaje de una motocicleta con un tanque lleno que contiene 22 L de gasolina es de 35 millas por galón.



a) ¿De cuántos kilómetros se puede hacer un viaje con un tanque de gasolina lleno?
b) Si el precio de la gasolina es de $2.67 por galón, ¿cuál sería el costo del combustible para el viaje?
c) Si la velocidad promedio durante el viaje es de 44 mi/h, ¿cuánto tardará en llegar a su destino?
d) Si la densidad de la gasolina es de 0.71 g/mL, ¿cuál es la masa en gramos del combustible en el tanque?
e) Cuando 1.00 g de gasolina se queman, se liberan 42 kJ de energía. ¿Cuántos kilojoules se producen cuando se quema el combustible en un tanque lleno?

CI 3 Una caja con clavos de hierro pesa 0.25 lb y contiene 75 clavos. La densidad del hierro es de 7.86 g/cm^3. El calor específico del hierro es 0.450 J/g °C.



a) ¿Cuál es el volumen de los clavos de hierro en la caja?
b) Si 30 clavos se colocan en un cilindro graduado que contiene 17.6 mL de agua, ¿cuál es el nuevo nivel del agua en el cilindro?
c) ¿Cuántos joules se deben aplicar a los clavos en la caja para elevar la temperatura de 15.6 a 125.2°F?
d) Si todos los clavos de hierro a 55.0°C se colocan a 325 g de agua a 4.0°C, ¿cuál es la temperatura final (°C) del agua?

CI 4 La información nutrimental en la etiqueta de una barra de dulce de limón dice que una porción (1 barra de 48 g) contiene 5 g de grasa, 25 g de carbohidratos y 10 g de proteína.



a) Con los valores calóricos de carbohidratos 4 kcal/g, grasa 9 kcal/g y proteína 4 kcal/g, ¿cuáles son las kilocalorías totales (Calorías) de la barra de limón?
b) ¿Cuál es el valor energético de la barra en kilojoules?
c) Si la barra tiene una masa de 48 g, ¿cuántos kilojoules se obtienen de comer 10 g?
d) Si caminas (840 kJ/h), ¿cuántos minutos de caminata necesitarás si comes dos barras del caramelo?

CI 5 Una tina caliente con un área de 25 ft^2 se llena con agua hasta una profundidad de 28 in.



a) ¿Cuál es el volumen, en litros, del agua en la tina?
b) ¿Cuál es la masa, en kilogramos, de agua (D_{H_2O} 1.0 g/mL)?
c) ¿Cuántos kilojoules se necesitan para calentar el agua de 62 a 105°F?
d) Si el calentador de la tina proporciona 6000 kJ por minuto, ¿cuánto tardará, en horas, en calentar el agua del inciso c?

Respuestas CI

CI 1 *a*) 5 cifras significativas *b*) 9147.5 g, 9.1475 kg *c*) 474 cm^3 *d*) 5.3 m^2 *e*) 1947°F, 1337 K *f*) 8 kJ

CI 3 *a*) 14 cm^3 *b*) 23.4 mL *c*) 3100 J *d*) 5.8°C

CI 5 *a*) 1.7×10^3 L *b*) 1.7×10^3 kg *c*) 1.7×10^5 kJ *d*) 0.47 hora

4 Átomos y elementos



"Muchos de mis pacientes tienen diabetes, úlceras, hipertensión y problemas cardiovasculares", dice Sylvia Lau, dietista registrada. "Si un paciente tiene diabetes, restrinjo los alimentos que elevan el azúcar en la sangre, como frutas, leche y almidones. Explico cómo la grasa dietética contribuye a ganar peso y a desarrollar complicaciones de la diabetes. Para los pacientes de apoplejía, sugiero dietas bajas en grasas y colesterol porque la presión arterial alta aumenta el riesgo de otra apoplejía."

Si una prueba de laboratorio muestra bajos niveles de hierro, zinc, yodo, magnesio o calcio, una dietista sugiere los alimentos que proporcionan dichos elementos esenciales. Por ejemplo, puede recomendar más carne para una deficiencia de hierro, grano entero para zinc, vegetales de hoja verde para magnesio, productos lácteos para calcio y sal de mesa yodada y mariscos para yodo.

AVANCES

4.1 Elementos y símbolos
4.2 La tabla periódica
4.3 El átomo
4.4 Número atómico y número de masa
4.5 Isótopos y masa atómica
4.6 Niveles energéticos del electrón

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Toda la materia está compuesta de *elementos*, de los que hay aproximadamente 110 tipos diferentes. De los 88 elementos que se presentan en la naturaleza, uno o más se usan para conformar todas las sustancias en el universo. Muchos elementos ya te son familiares. Tal vez uses el aluminio en forma de hojas o bebas un refresco de una lata de aluminio. Es posible que tengas un anillo o collar hecho de oro, plata o platino. Si juegas tenis o golf, tu raqueta o palos podrían ser de titanio o carbono. En el cuerpo, el calcio y el fósforo forman la estructura de huesos y dientes; el hierro y el cobre son necesarios en la formación de células sanguíneas rojas, y el yodo se requiere para el adecuado funcionamiento de la tiroides.

4.1 Elementos y símbolos

Meta de aprendizaje

Dado el nombre de un elemento, escribir su símbolo correcto; a partir del símbolo, escribir el nombre correcto.

Anteriormente aprendimos que los elementos son las sustancias de las que está hecha la materia. Muchos de los elementos recibieron nombres de planetas, figuras mitológicas, minerales, colores, ubicaciones geográficas y personas famosas. Algunas fuentes de estos nombres se citan en la tabla 4.1.

Tabla 4.1 Algunos elementos y sus nombres

Elemento	Fuente del nombre
Uranio	El planeta Urano
Titanio	Titanes (mitología)
Cloro	*Chloros*, "amarillo verdoso" (griego)
Yodo	*Ioeides*, "violeta" (griego)
Magnesio	Magnesia, un mineral
Californio	California
Curio	Marie y Pierre Curie

Símbolos químicos

Los **símbolos químicos** son las abreviaturas de una o dos letras para los nombres de los elementos. Sólo la primera letra del símbolo de un elemento es mayúscula; la segunda, si la hay, es minúscula. De esta forma sabemos cuándo se indica un elemento diferente. Si ambas letras son mayúsculas, representan el símbolo de dos diferentes elementos. Por ejemplo, el elemento cobalto tiene el símbolo Co. Sin embargo, las dos letras mayúsculas CO especifican dos elementos: carbono (C) y oxígeno (O).

Símbolos de una letra		Símbolos de dos letras	
C	carbono	Co	cobalto
S	azufre	Si	silicio
N	nitrógeno	Ne	neón
I	yodo	Ni	níquel

Aunque la mayoría de los símbolos usan letras de los nombres actuales, en algunos casos derivan de sus antiguos nombres en latín o griego. Por ejemplo, Na, el símbolo para el sodio, viene de la palabra latina *natrium*. El símbolo para el hierro, Fe, se deriva del nombre latino *ferrum*. La tabla 4.2 presenta los nombres y símbolos de algunos elementos comunes. Aprender sus nombres y símbolos te ayudará a aprender química. Una lista completa de todos los elementos y sus símbolos aparece en los primeros forros de este texto.

Problema de muestra 4.1 **Escritura de símbolos químicos**

¿Cuáles son los símbolos químicos para los siguientes elementos?

a) carbono *b*) nitrógeno *c*) cloro *d*) cobre

Solución

a) C *b*) N *c*) Cl *d*) Cu

Comprobación de estudio

¿Cuáles son los símbolos químicos para los elementos silicio, azufre y plata?

Tabla 4.2 Nombres y símbolos de algunos elementos comunes



Aluminio



Carbono



Cobre



Oro

Nombre[a]	Símbolo
Aluminio	Al
Argón	Ar
Arsénico	As
Azufre	S
Bario	Ba
Boro	B
Bromo	Br
Cadmio	Cd
Calcio	Ca
Carbono	C
Cloro	Cl
Cobalto	Co
Cobre (*cuprum*)	Cu
Cromo	Cr
Estaño	Sn
Estroncio	Sr
Flúor	F
Fósforo	P
Helio	He
Hidrógeno	H
Hierro (*ferrum*)	Fe
Litio	Li
Magnesio	Mg
Manganeso	Mn
Mercurio (*hydrargyrum*)	Hg
Neón	Ne
Níquel	Ni
Nitrógeno	N
Oro (*aurum*)	Au
Oxígeno	O
Plata (*argentum*)	Ag
Platino	Pt
Plomo (*plumbum*)	Pb
Potasio (*kalium*)	K
Radio	Ra
Silicio	Si
Sodio (*natrium*)	Na
Titanio	Ti
Uranio	U
Yodo	I
Zinc	Zn



Hierro



Plata



Azufre

[a]Los nombres entre paréntesis son palabras en latín o griego antiguo de las que se derivan los símbolos.

Problema de muestra 4.2 **Nombre de elementos químicos**

Proporciona el nombre del elemento que corresponde a cada uno de los siguientes símbolos químicos:

a) Zn *b*) K *c*) H *d*) Fe

Solución

a) zinc *b*) potasio *c*) hidrógeno *d*) hierro

Comprobación de estudio

¿Cuáles son los nombres de los elementos con los símbolos químicos Mg, Al y F?

Preguntas y problemas **Elementos y símbolos**

4.1 Escribe los símbolos para los siguientes elementos:
a) cobre *b*) silicio
c) potasio *d*) nitrógeno
e) hierro *f*) bario
g) plomo *h*) estroncio

4.2 Escribe los símbolos para los siguientes elementos:
a) oxígeno *b*) litio
c) azufre *d*) aluminio
e) hidrógeno *f*) neón
g) estaño *h*) oro

4.3 Escribe el nombre del elemento para cada símbolo.
a) C *b*) Cl
c) I *d*) Hg
e) F *f*) Ar
g) Zn *h*) Ni

4.4 Escribe el nombre del elemento para cada símbolo.
a) He *b*) P
c) Na *d*) Mg
e) Ca *f*) Br
g) Cd *h*) Si

4.5 ¿Cuáles elementos hay en las siguientes sustancias?
a) sal de mesa, NaCl
b) vendas de yeso, $CaSO_4$
c) Demerol, $C_{15}H_{22}ClNO_2$
d) antiácido, $CaCO_3$

4.6 ¿Cuáles elementos hay en las siguientes sustancias?
a) agua, H_2O
b) polvo para hornear, $NaHCO_3$
c) lejía, NaOH
d) azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$

Meta de aprendizaje

Usar la tabla periódica para identificar el grupo y el periodo de un elemento y decidir si es un metal o un no metal.

4.2 La tabla periódica

Conforme se descubrieron más y más elementos fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. Hacia finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy parecida. En 1872, un químico ruso, Dmitri Mendeleev, ordenó los 60 elementos conocidos en esa época en grupos con propiedades similares y los colocó en orden de masa atómica creciente. En la actualidad, este ordenamiento de más de 110 elementos se conoce como la **tabla periódica** (Ve la figura 4.1).

Periodos y grupos

Cada hilera horizontal en la tabla se llama **periodo**. Cada hilera se cuenta desde lo alto de la tabla como periodo 1 a periodo 7. El primer periodo contiene sólo a los elementos hidrógeno (H) y helio (He). El segundo tiene 8 elementos: litio (Li), berilio (Be), boro (B), carbono (C), nitrógeno (N), oxígeno (O), flúor (F) y neón (Ne). El tercer periodo también tiene 8 elementos, comenzando con sodio (Na) y termina con el argón (Ar). El cuarto periodo, que comienza con potasio

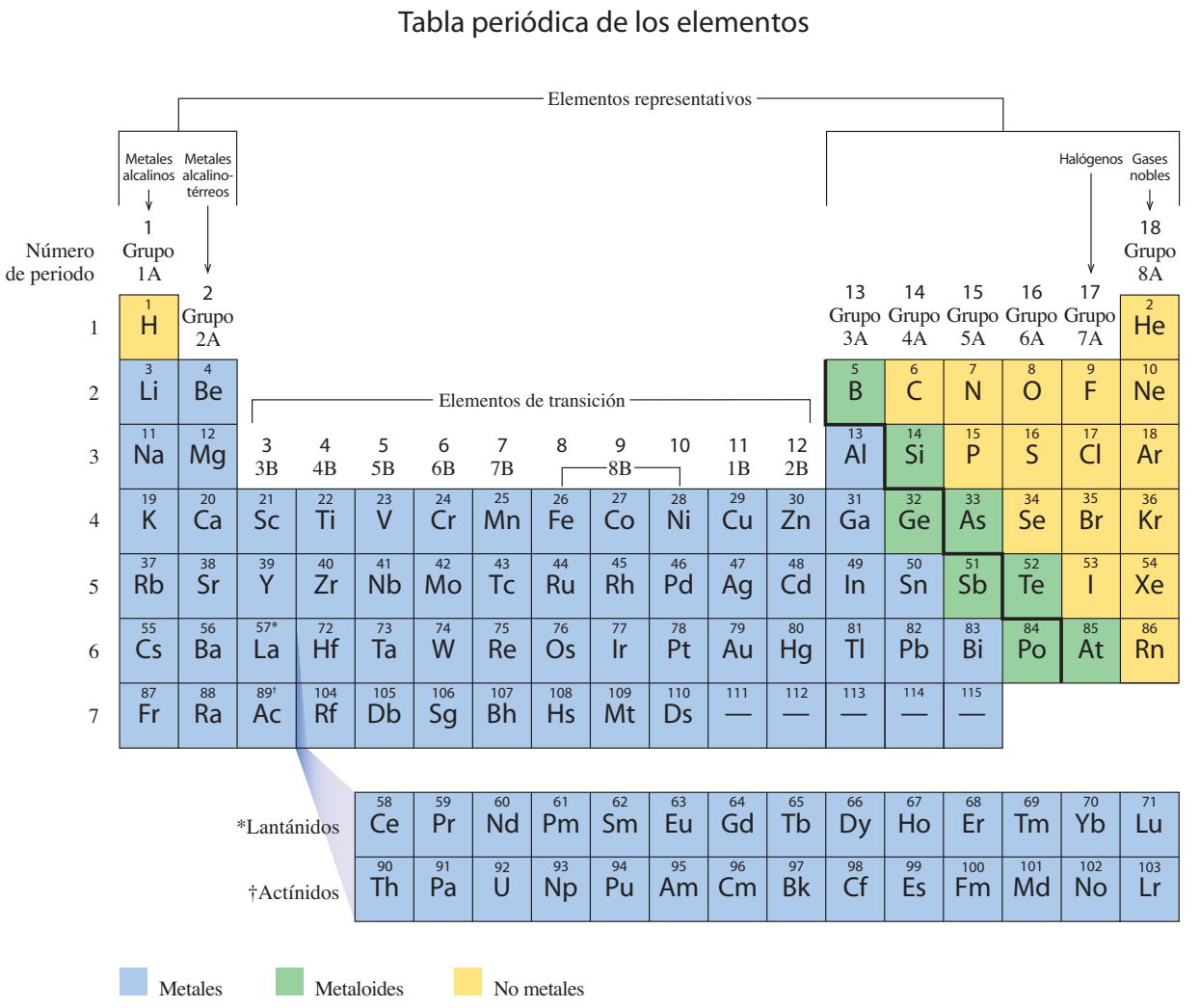


Figura 4.1 Grupos y periodos en la tabla periódica.

P *¿Cuál es el símbolo del metal alcalino en el periodo 3?*

(K), y el quinto periodo, que comienza con rubidio (Rb), tienen 18 elementos cada uno. El sexto periodo, que comienza con cesio (Cs), tiene 32 elementos. El séptimo periodo hasta la actualidad contiene los 29 elementos restantes, aunque podría subir hasta 32 (figura 4.2).

Cada columna vertical en la tabla periódica contiene un **grupo** (o familia) de elementos que tienen propiedades similares. En lo alto de cada columna hay un número que se asigna a cada grupo. Los elementos en las primeras dos columnas a la izquierda de la tabla periódica y las últimas seis columnas a la derecha se llaman **elementos representativos** o *elementos de grupo principal*. Durante muchos años se les han dado los números 1A-8A. En algunas tablas periódicas, los números de grupo se escriben con números romanos IA-VIIIA. En el centro de la tabla periódica hay un bloque de elementos conocidos como **elementos de transición** o *metales de transición*, que se designan con la letra "B". Un sistema de numeración más nuevo asigna los números de grupo 1-18 que van a través de

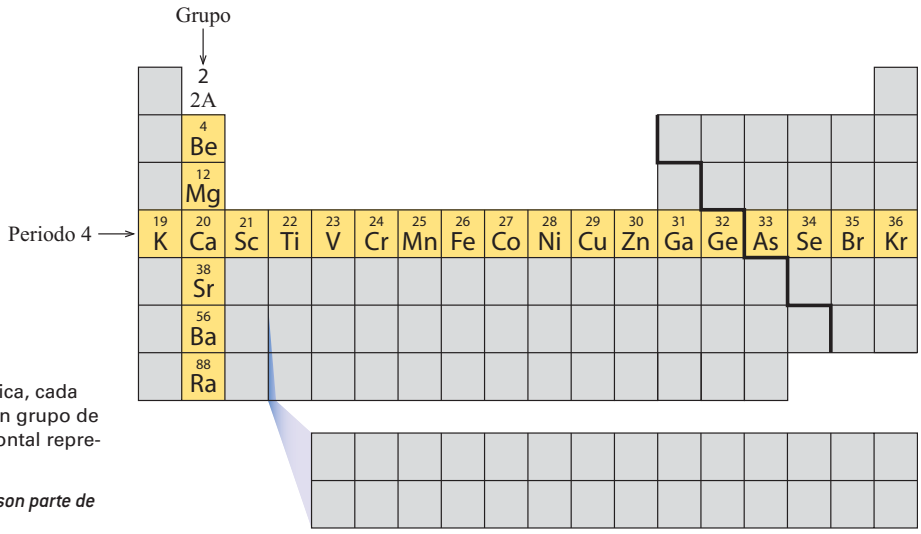


Figura 4.2 En la tabla periódica, cada columna vertical representa un grupo de elementos y cada hilera horizontal representa un periodo.

P *¿Los elementos Mg, Ca y Ba son parte de un grupo o un periodo?*

la tabla periódica. Puesto que ambos sistemas de números de grupo se usan actualmente, ambos se indican en la tabla periódica de este texto y se incluyen en las discusiones de los elementos y números de grupo.

Clasificación de grupos

Muchos grupos en la tabla periódica tienen nombres especiales (figura 4.3). El grupo de elementos 1A (1) [litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr)] son una familia de elementos conocida como **metales alcalinos** (figura 4.4). Los elementos de este grupo son metales suaves y brillantes, que son buenos conductores de calor y electricidad y tienen puntos de fusión relativamente bajos. Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con el agua y forman productos blancos cuando se combinan con oxígeno.

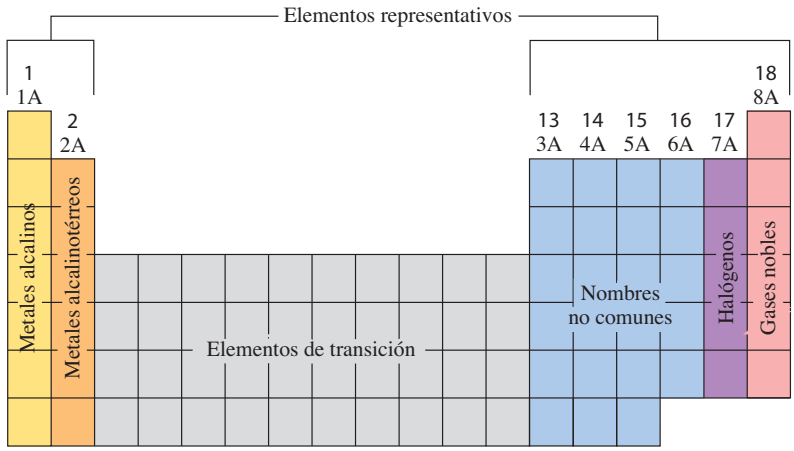


Figura 4.3 Ciertos grupos en la tabla periódica tienen nombres comunes.

P *¿Cuál es el nombre común para el grupo de elementos que incluye helio y argón?*

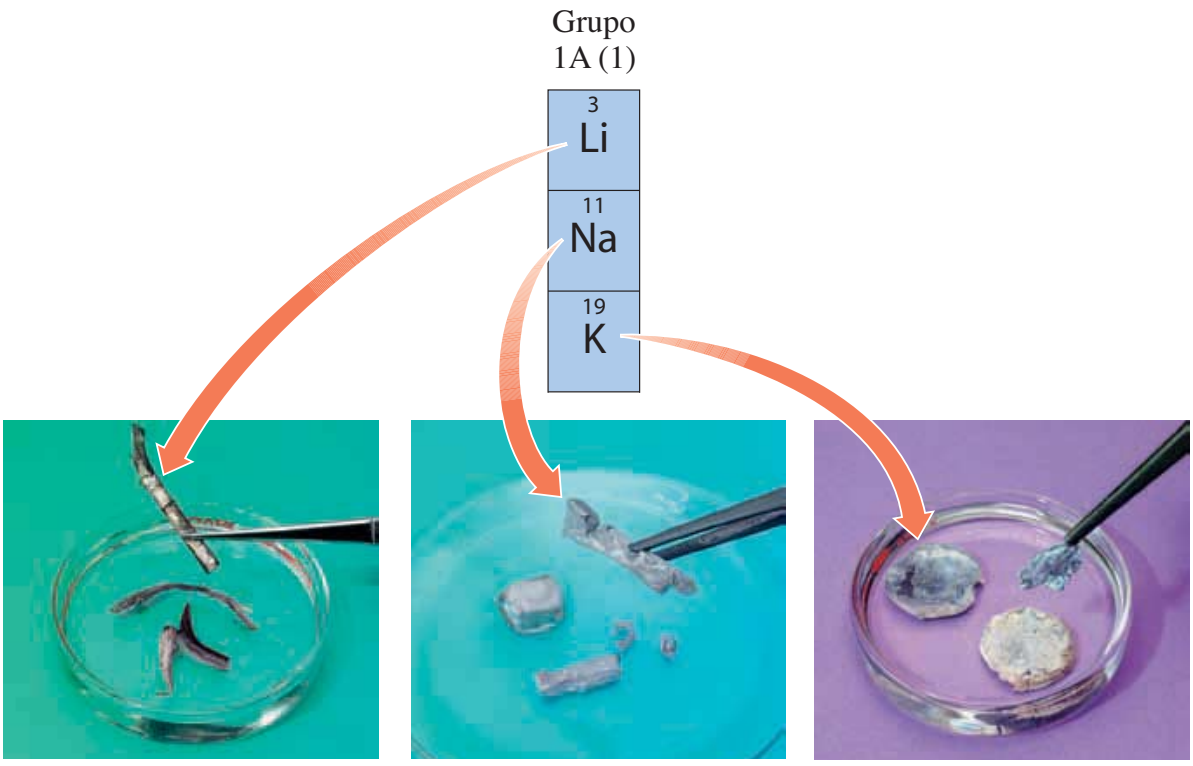


Figura 4.4 Litio (Li), sodio (Na) y potasio (K) son algunos metales alcalinos del grupo 1A (1).

P *¿Cuáles propiedades físicas tienen en común estos metales alcalinos?*

Aunque el hidrógeno (H) está en la parte superior del grupo 1A (1), no es un metal alcalino y tiene propiedades muy diferentes del resto de los elementos en este grupo. Por tanto, el hidrógeno no se incluye en la clasificación de metales alcalinos. En algunas tablas periódicas, el H a veces se pone en la parte superior del grupo 7A (17).

Los elementos del grupo 2A (2) [berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra)] se llaman **metales alcalinotérreos**. También son metales brillantes como los del grupo 1A, pero no son tan reactivos.

Los **halógenos** se encuentran en el lado derecho de la tabla periódica, en el grupo 7A (17). Incluye los elementos flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I), como se muestra en la figura 4.5. Los halógenos, en especial el flúor y el cloro, son enormemente reactivos y forman compuestos con la mayoría de los elementos.

El grupo 8A (18) contiene los **gases nobles**: helio (He), neón (Ne), argón (Ar), criptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn). Son poco reactivos y rara vez se encuentran en combinación con otros elementos.

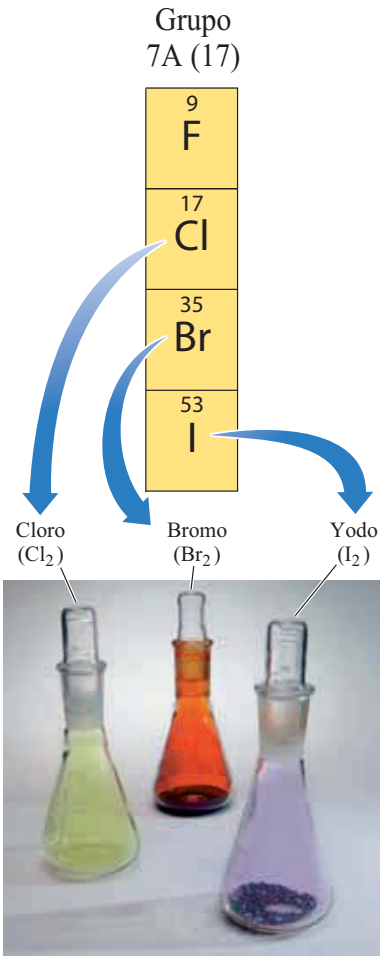


Figura 4.5 Cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2) son muestras de halógenos del grupo 7A (17).

P *¿Cuáles elementos pertenecen al grupo de los halógenos?*

Problema de muestra 4.3 **Grupos y periodos en la tabla periódica**

Establece si cada conjunto representa elementos en un grupo, un periodo o ninguno.

a) F, Cl, Br, I *b*) Na, Al, P *c*) K, Al, O

Solución

a) Los elementos F, Cl, Br e I son parte de un grupo de elementos; todos aparecen en el grupo 7A (17).

b) Los elementos Na, Al y P aparecen en la tercera hilera o tercer periodo en la tabla periódica.

c) Ninguno. Los elementos K, Al y O no son parte del mismo grupo y no pertenecen al mismo periodo.

Comprobación de estudio

a) ¿Cuáles elementos se encuentran en el periodo 2?

b) ¿Cuáles elementos se encuentran en el grupo 2A (2)?

Problema de muestra 4.4 **Números de grupo y periodo de algunos elementos**

Proporciona el periodo y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como elemento representativo o de transición:

a) yodo *b*) manganeso *c*) bario *d*) oro

Solución

a) Yodo (I), periodo 5, grupo 7A (17), es un elemento representativo.

b) Manganeso (Mn), periodo 4, grupo 7B (7), es un elemento de transición.

c) Bario (Ba), periodo 6, grupo 2A (2), es un elemento representativo.

d) Oro (Au), periodo 6, grupo 1B (11), es un elemento de transición.

Comprobación de estudio

El estroncio es un elemento que da un color rojo brillante a los fuegos artificiales.

a) ¿En cuál grupo se encuentra en estroncio?

b) ¿Cuál es el nombre de esta familia química?

c) ¿Cuál es el periodo del estroncio?

d) Para el mismo grupo, ¿cuál elemento está en el periodo 3?

e) ¿Cuál metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo periodo que el estroncio?

Metales, no metales y metaloides

Otra característica de la tabla periódica es la línea gruesa en zigzag que separa los elementos en *metales* y *no metales*. Los metales son aquellos elementos a la izquierda de la línea, *excepto el hidrógeno*, y los no metales son los elementos a la derecha.

En general, la mayoría de los **metales** son sólidos brillantes. Se les puede dar forma de alambres (dúctil) o martillar en una hoja plana (maleable). Los metales son buenos conductores de calor y electricidad. Por lo general se funden a temperaturas más elevadas que los no metales. Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg), que es un líquido. Algunos metales

NOTA QUÍMICA

TOXICIDAD DEL MERCURIO

El mercurio es un elemento brillante plateado que es líquido a temperatura ambiente. El mercurio entra al cuerpo al inhalar su vapor, al estar en contacto con la piel o por alimentos o agua contaminados con mercurio. En el cuerpo, este elemento destruye proteínas y perturba el funcionamiento celular. La exposición a largo plazo con el mercurio daña el cerebro y los riñones, causa retraso mental y reduce el desarrollo físico. Para la prueba de mercurio se usan muestras de sangre, orina y cabello.

En agua dulce y salada, bacterias convierten el mercurio en metilmercurio tóxico, que ataca principalmente el sistema nervioso central (SNC). Puesto que los peces absorben metilmercurio, estamos expuestos a mercurio al consumir pescado contaminado. Conforme los niveles de mercurio ingeridos del pescado se convierten en una preocupación, la Administración de Alimentos y Medicinas (FDA, por sus siglas en inglés) de Estados Unidos establece un nivel máximo de una parte de mercurio por millón de partes de alimento marino (1 ppm), que es lo mismo que 1 mg de mercurio en cada gramo de productos del mar. Los peces superiores en la cadena alimenticia, como el pez espada y el tiburón, pueden tener niveles de mercurio tan elevados que la Agencia de Protección Ambiental (EPA, por sus siglas en inglés) estadounidense recomienda que se consuman no más de una vez a la semana.

Uno de los peores incidentes de envenenamiento por mercurio ocurrió en Minamata y Niigata, Japón, en 1950. En aquella época, el océano estaba contaminado con altos niveles de mercurio de desechos industriales. Puesto que el pescado era un alimento básico en la dieta, más de 2000 personas resultaron afectadas por envenenamiento por mercurio y murieron o desarrollaron daño neurológico. En Estados Unidos, la industria redujo en 75% el uso del mercurio entre 1988 y 1997, al prohibir su utilización en pinturas y pesticidas, reducirlo en baterías y regularlo en otros productos.

Esta fuente de mercurio, albergada en vidrio, la diseñó Alexander Calder para la Feria Mundial de 1937 en París.



típicos son sodio (Na), magnesio (Mg), cobre (Cu), oro (Au), plata (Ag), hierro (Fe) y estaño (Sn).

Los **no metales** no son brillantes ni maleables ni dúctiles, y con frecuencia son deficientes conductores de calor y electricidad. Por lo general tienen puntos de fusión bajos y bajas densidades. Es posible que hayas escuchado de no metales como hidrógeno (H), carbono (C), nitrógeno (N), oxígeno (O), cloro (Cl) y azufre (S). Muchos no metales como H_2, O_2, N_2 y Cl_2 son gases a temperatura ambiente.

Los **metaloides** son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Son mejores conductores de calor y electricidad que los no metales, pero no tan buenos como los metales. Los metaloides se usan como semiconductores porque funcionan como conductores o aislantes. En la tabla periódica, los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) se ubican junto a la línea negra gruesa que separa los metales de los no metales (figura 4.6). La tabla 4.3 compara características de la plata, un metal, con las del antimonio, un metaloide, y el azufre, un no metal.

Figura 4.6 A lo largo de la línea zigzag gruesa que separa los metales y los no metales en la tabla periódica, se encuentran los metaloides, que muestran características tanto de metales como de no metales.

P *¿En cuál lado de la línea zigzag gruesa se ubican los no metales?*

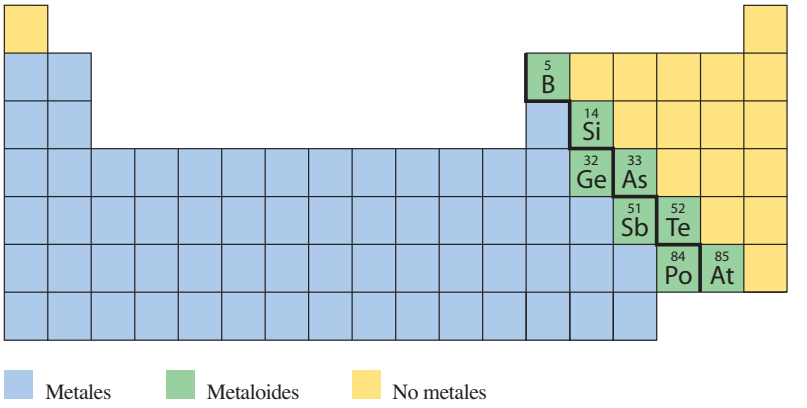


Tabla 4.3 **Algunas características de un metal, un metaloide y un no metal**

Plata (Ag)	Antimonio (Sb)	Azufre (S)
Metal	Metaloide	No metal
Brillante	Azul-grisáceo, brillante	Opaco, amarillo
Extremadamente dúctil	Quebradizo	Quebradizo
Se puede martillar en hojas (maleable)	Se despedaza cuando se martilla	Se despedaza cuando se martilla
Buen conductor de calor y electricidad	Pobre conductor de calor y electricidad	Pobre conductor, buen aislante
Se usa en monedas, joyería, cubertería	Se usa para endurecer plomo, vidrio de color y plásticos	Se usa en pólvora, caucho, fungicidas
Densidad 10.5 g/mL	Densidad 6.7 g/mL	Densidad 2.1 g/mL
Punto de fusión 962°C	Punto de fusión 630°C	Punto de fusión 113°C



Problema de muestra 4.5 **Metales, no metales y metaloides**

Usa una tabla periódica para clasificar cada uno de los siguientes elementos como metal, no metal o metaloide:

a) Na *b*) Si *c*) I *d*) Sn

Solución

a) Sodio, que se encuentra a la izquierda de la línea zigzag gruesa, es un metal.
b) Silicio, que se encuentra sobre la línea zigzag gruesa, es un metaloide.
c) Yodo, a la derecha de línea zigzag, es un no metal.
d) Estaño, que se encuentra a la izquierda de la línea gruesa, es un metal.

Comprobación de estudio

Identifica cada uno de los siguientes elementos como metal, no metal o metaloide.

a) Un elemento brillante, plateado, que se funde a 962°C.
b) Un elemento con un color rojizo lustroso brillante que se funde a 2570°C y es maleable, dúctil y un excelente conductor de calor y electricidad.
c) Una sustancia elemental negra que se rompe en pequeños trozos cuando se golpea con un martillo.

Preguntas y problemas **La tabla periódica**

4.7 Identifica el número de grupo o periodo descrito por cada uno de los siguientes enunciados:
a) Contiene los elementos C, N y O.
b) Comienza con helio.
c) Los metales alcalinos.
d) Termina con neón.

4.8 Identifica el número de grupo o periodo descrito por cada uno de los siguientes enunciados:
a) Contiene Na, K y Rb.
b) La hilera que comienza con Li.
c) Los gases nobles.
d) Contiene F, Cl, Br e I.

4.9 Clasifica los siguientes elementos como metal alcalino, metal alcalinotérreo, elemento de transición, halógeno o gas noble:
a) Ca *b*) Fe
c) Xe *d*) Na
e) Cl

4.10 Clasifica los siguientes como metal alcalino, metal alcalinotérreo, elemento de transición, halógeno o gas noble:
a) Ne *b*) Mg
c) Cu *d*) Br
e) Ba

4.11 Proporciona el símbolo del elemento descrito:
a) Grupo 4A, periodo 2.
b) Un gas noble en el periodo 1.
c) Un metal alcalino en el periodo 3.
d) Grupo 2, periodo 4.
e) Grupo 13, periodo 3.

4.12 Proporciona el símbolo del elemento descrito:
a) Un metal alcalinotérreo en el periodo 2.
b) Grupo 15, periodo 3.
c) Un gas noble en el periodo 4.
d) Un halógeno en el periodo 5.
e) Grupo 4A, periodo 4.

4.13 ¿Cada uno de los siguientes elementos es metal, no metal o metaloide?
a) calcio *b*) azufre
c) un elemento que es brillante *d*) no conduce calor
e) ubicado en el grupo 7A *f*) fósforo
g) boro *h*) plata

4.14 ¿Cada uno de los siguientes elementos es metal, no metal o metaloide?
a) Ubicado en el grupo 2A.
b) Buen conductor de electricidad.
c) cloro
d) arsénico
e) Un elemento que no es brillante.
f) oxígeno
g) nitrógeno
h) aluminio

4.3 El átomo

Meta de aprendizaje

Describir la carga eléctrica y la ubicación en un átomo de un protón, un neutrón y un electrón.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Átomos e isótopos

Todos los elementos mencionados en la tabla periódica están hechos de pequeñas partículas llamadas átomos. Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que tiene las características de éste. Probablemente has visto el elemento aluminio. Imagina que cortas una hoja de aluminio en trozos cada vez más pequeños. Ahora imagina que cortas la hoja hasta que tienes un trozo tan pequeño que ya no puedes romperlo más. Entonces tendrías un átomo de aluminio, la partícula más pequeña de un elemento que todavía conserva las características de éste.

Miles de millones de átomos se agrupan para construirte y todo lo que te rodea. El papel de este libro contiene átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. La tinta de este papel, incluso el punto sobre la letra *i*, contiene gran cantidad de átomos. Hay tantos átomos en dicho punto como segundos en 10 mil millones de años.

El concepto de átomo es relativamente reciente. Aunque los filósofos griegos en el año 500 AC razonaron que todo debía contener partículas minúsculas que también llamaban *atomos*, esta idea no se convirtió en teoría científica sino hasta 1808. John Dalton (1766-1844) desarrolló una teoría atómica que proponía que los átomos eran responsables de las combinaciones de elementos que se encontraban en los compuestos.

NOTA QUÍMICA

ELEMENTOS ESENCIALES PARA LA SALUD

Muchos elementos son esenciales para el bienestar y supervivencia del cuerpo humano. Cuatro elementos (oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno) constituyen los carbohidratos, grasas, proteínas y ADN. La mayoría del hidrógeno y el oxígeno se encuentra en el agua, que constituye el 55-60% de nuestra masa corporal. Algunos ejemplos, y las cantidades presentes en una persona de 60 kg, se mencionan en la tabla 4.4.

Tabla 4.4 Elementos esenciales para la salud

Elemento	Símbolo	Cantidad en una persona de 60 kg
Oxígeno	O	39 kg
Carbono	C	11 kg
Hidrógeno	H	6 kg
Nitrógeno	N	1.5 kg
Calcio	Ca	1 kg
Fósforo	P	600 g
Potasio	K	120 g
Azufre	S	120 g
Sodio	Na	86 g
Cloro	Cl	81 g
Magnesio	Mg	16 g
Hierro	Fe	3.6 g
Flúor	F	2.2 g
Zinc	Zn	2.0 g
Cobre	Cu	60 mg
Yodo	I	20 mg

Teoría atómica de Dalton

1. Todo elemento está conformado de pequeñas partículas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos y son diferentes de los átomos de otros elementos.
3. Los átomos de dos o más elementos diferentes se combinan para formar compuestos. Un compuesto particular siempre está hecho del mismo tipo de átomos y el mismo número de cada tipo de átomo.
4. Una reacción química implica el reordenamiento, la separación o combinación de átomos. Los átomos nunca se crean o destruyen durante una reacción química.

La teoría atómica de Dalton constituyó la base de la actual teoría atómica, aunque hemos modificado algunos de sus enunciados. Ahora sabemos que los átomos del mismo elemento no son completamente idénticos y consisten de partículas incluso más pequeñas. Sin embargo, un átomo todavía es la partícula más pequeña que conserva las propiedades de un elemento.

Los átomos son los bloques constructores de todo lo que vemos a nuestro alrededor; aunque no podemos ver un átomo o incluso mil millones de átomos a simple vista. No obstante, cuando miles y miles de millones de átomos se agrupan, las características de cada uno se suman a las del vecino hasta que podemos ver las características que asociamos con el elemento. Por ejemplo, un pequeño trozo del brillante elemento color cobre que llamamos cobre consiste de muchísimos átomos de cobre. Mediante un tipo especial de microscopio, llamado microscopio de efecto túnel, ahora podemos "ver" imágenes de átomos individuales, como los átomos del carbono en el grafito que se muestran en la figura 4.7.

Partes de un átomo

Hacia la primera parte del siglo XX, una creciente evidencia indicó que los átomos no eran esferas sólidas, como Dalton imaginó. Conforme se descubría más acerca de los átomos, se encontró que contenían partículas más pequeñas llamadas **partículas subatómicas**. Aunque hay muchas partículas subatómicas, aquí sólo nos ocuparemos de los protones, neutrones y electrones. Es el número y ordenamiento de estas partículas subatómicas lo que determina el tipo de átomo que se encuentra en un elemento.

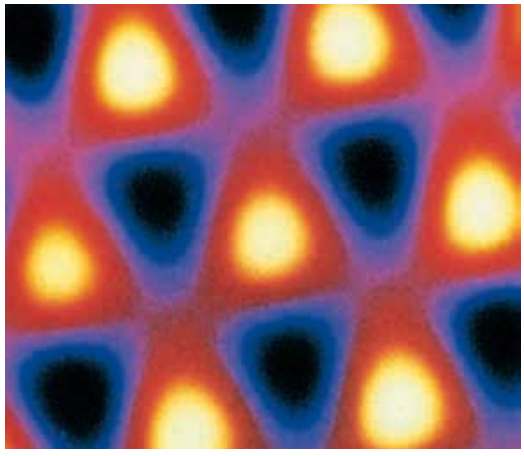


Figura 4.7 Grafito, una forma de carbono, amplificado millones de veces mediante un microscopio de efecto túnel. Este instrumento genera una imagen de la estructura atómica. Los objetos amarillos redondos son átomos.

P *¿Por qué es necesario un microscopio con amplificación extremadamente alta para ver estos átomos?*



Figura 4.8 Cargas iguales se repelen y cargas distintas se atraen.

P *¿Por qué los electrones atraen a los protones en el núcleo de un átomo?*

De las tres partículas subatómicas que nos interesan: protones, neutrones y electrones, dos portan cargas eléctricas. El **protón** tiene una carga positiva (+), y el **electrón** porta una carga negativa (−). El **neutrón** no tiene carga eléctrica, es neutro.

Cargas iguales se repelen; se empujan para alejarse una de otra. Cargas opuestas o diferentes se atraen. Cuando cepillas tu cabello en un día seco, las cargas eléctricas se acumulan en el cepillo y en tu cabello; como resultado, tu cabello es atraído hacia el cepillo. El crepitar de la ropa que se saca de la secadora indica la presencia de cargas eléctricas. La adherencia de la ropa se debe a la atracción de cargas opuestas, como se muestra en la figura 4.8.

Estructura del átomo

Hacia principios del siglo XX, los científicos sabían que los átomos contenían partículas subatómicas, pero no sabían cómo se ordenaban. En 1911, en un experimento de Ernest Rutherford, partículas positivamente cargadas se dispararon a una hoja de oro muy delgada, como se ilustra en la figura 4.9. Inesperadamente, algunas partículas cambiaban de dirección mientras pasaban a través de la hoja de oro. Algunas se desviaban tanto que parecían retroceder en la dirección de la fuente de las partículas. De acuerdo con Rutherford, era como si hubiera disparado una bala de cañón a un trozo de toalla de papel y hubiera rebotado.

Núcleo del átomo

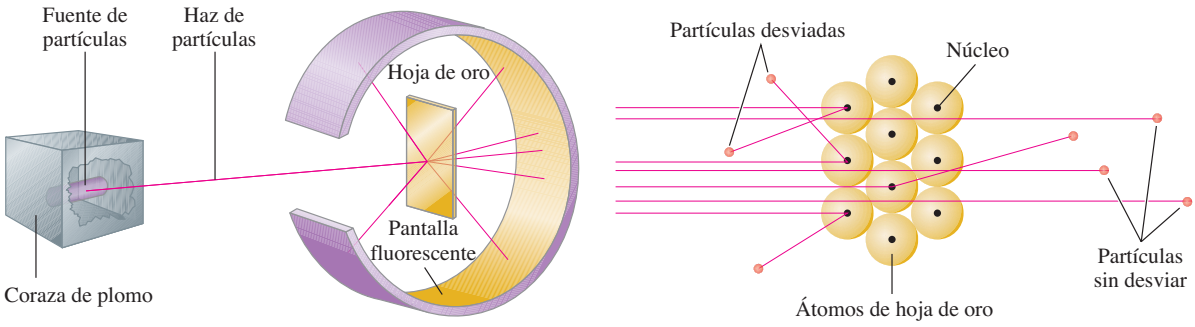
Del experimento de la hoja de oro, Rutherford concluyó que las partículas cargadas positivamente cambiarían de dirección sólo si se acercaban a algún tipo de región densa cargada positivamente en el átomo. Este corazón denso de un átomo, llamado **núcleo**, donde se localizan protones y neutrones, tiene una carga positiva y contiene la mayoría de la masa de un átomo. La mayor parte de un átomo es espacio vacío, que sólo está ocupado por electrones en rápido movimiento (figura 4.10). Si un átomo tuviese el tamaño de un estadio de futbol, el núcleo sería aproximadamente del tamaño de una pelota de golf colocada en el centro del campo.

Masa de partículas subatómicas

En un átomo neutro existe el mismo número de protones y electrones, lo que significa que un átomo tiene una carga eléctrica neta de cero (0). Un protón tiene una masa de 1.673×10^{-24} g y la masa de un neutrón casi es la misma. La masa del electrón, que es 9.110×10^{-28} g, es mucho menor. La masa de los átomos es

Figura 4.9 **a)** Partículas positivas se dirigen hacia una hoja de oro. **b)** Las partículas que se acercan a los núcleos atómicos se desvían de su trayectoria recta.

P *¿Por qué algunas partículas se desvían mientras que la mayoría pasa a través de la hoja de oro sin desviarse?*



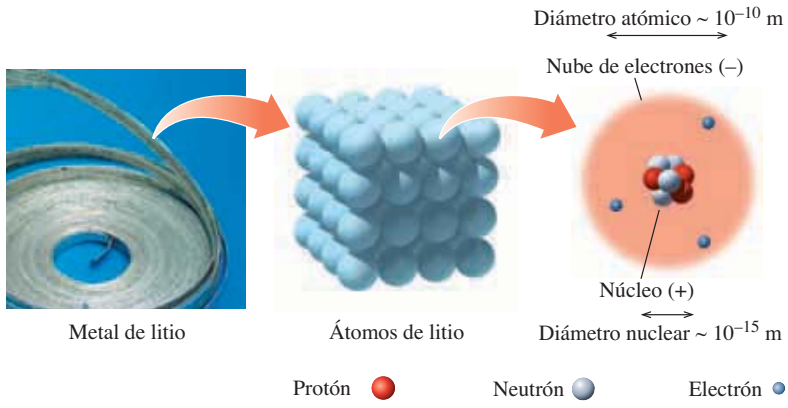


Figura 4.10 En un átomo, los protones (carga positiva) y los neutrones (neutros) que conforman casi toda la masa del átomo se empaquetan en el pequeño volumen del núcleo. Los electrones (carga negativa) en rápido movimiento rodean el núcleo y explican el gran volumen del átomo.

P *¿Por qué los científicos consideran al átomo como mayormente espacio vacío?*

tan pequeña que los químicos usan la escala de masa atómica, en la que un carbono con 6 protones y 6 neutrones tiene una masa de 12 uma. Esto hace una **unidad de masa atómica** (**uma**) igual a un doceavo (1/12) de la masa de este átomo de carbono. Al usar la escala uma, un protón y un neutrón tienen cada uno una masa de aproximadamente 1 uma. En comparación, el electrón tiene una masa mucho menor (0.000 549 uma), lo que significa que un protón o neutrón es aproximadamente 2000 veces más masa que un electrón. Puesto que la masa del electrón es tan pequeña, usualmente se ignora en los cálculos de masa atómica. La tabla 4.5 resume información acerca de las partículas en un átomo.

Tabla 4.5 Partículas subatómicas en el átomo

Partícula	Símbolo	Carga relativa	Masa (g)	Masa (uma)	Ubicación en el átomo
Protón	p o p^+	1+	1.673×10^{-24}	1.007	Núcleo
Neutrón	n o n^0	0	1.675×10^{-24}	1.008	Núcleo
Electrón	e^-	1−	9.110×10^{-28}	0.000 55	Fuera del núcleo

Problema de muestra 4.6 **Identificación de partículas subatómicas**

Identifica la partícula subatómica que tiene las siguientes características:

a) No tiene carga.
b) Se ubica fuera del núcleo.
c) Tiene una masa de 0.000 55 uma.
d) Tiene una masa aproximadamente igual a la de un neutrón.

Solución

a) neutrón *b*) electrón *c*) electrón *d*) protón

Comprobación de estudio

Proporciona el símbolo, carga eléctrica y ubicación de un protón en un átomo.

Preguntas y problemas — El átomo

4.15 ¿Lo que describe cada uno de los siguientes enunciados es protón, neutrón o electrón?
a) Tiene la masa más pequeña.
b) Porta una carga positiva.
c) Es eléctricamente neutro.
d) Se encuentra fuera del núcleo.

4.16 ¿Lo que describe cada uno de los siguientes enunciados es protón, neutrón o electrón?
a) Tiene una masa aproximadamente igual a la de un protón.
b) Se encuentra en el núcleo.
c) Se encuentra en la parte más grande del átomo.
d) Porta una carga negativa.

4.17 ¿Qué dice el experimento de la hoja de oro de Rutherford acerca de la organización de las partículas subatómicas en un átomo?

4.18 ¿Por qué el núcleo en todo átomo tiene carga positiva?

4.19 ¿Cuáles de las siguientes partículas tienen cargas opuestas?
a) Dos protones.
b) Un protón y un electrón.
c) Dos electrones.
d) Un protón y un neutrón.

4.20 ¿Cuáles de los siguientes pares de partículas tienen la misma carga?
a) Dos protones.
b) Un protón y un electrón.
c) Dos electrones.
d) Un electrón y un neutrón.

4.21 En un día seco, tu cabello es atraído hacia tu cepillo. ¿Cómo explicarías esto?

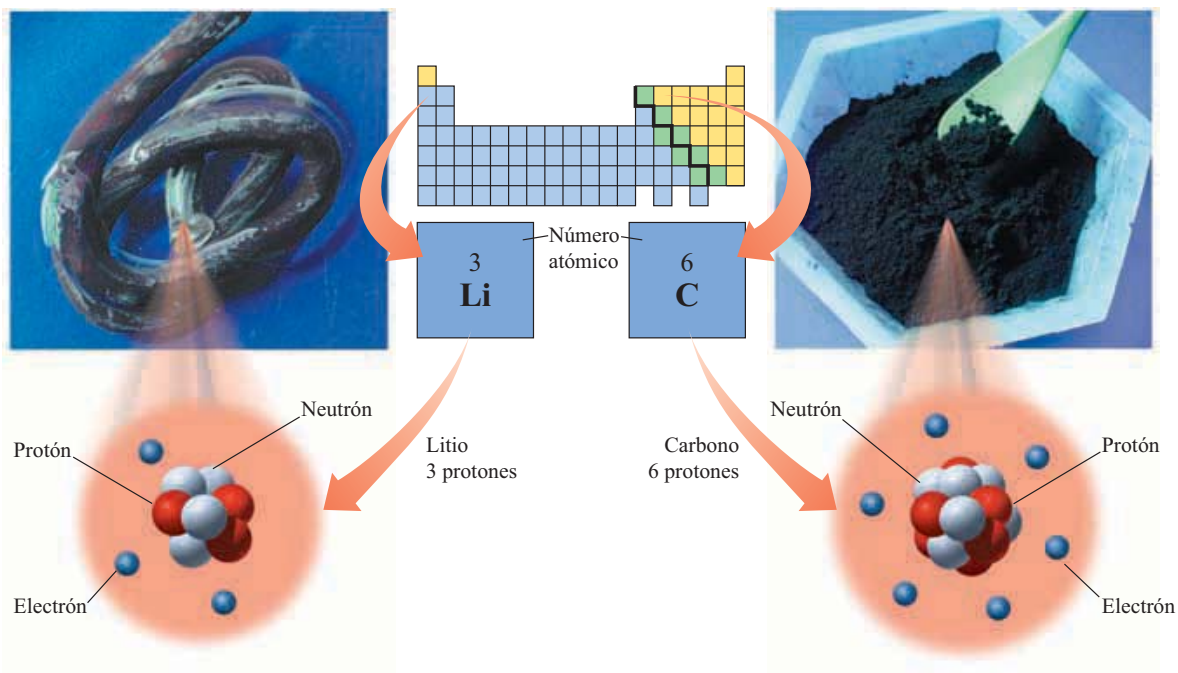
4.22 A veces la ropa que se saca de la secadora se pega entre sí. ¿Qué tipos de cargas tiene?

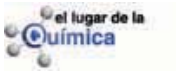
Meta de aprendizaje

Dar el número atómico y el número de masa de un átomo; establecer el número de protones, neutrones y electrones.

4.4 Número atómico y número de masa

Todos los átomos del mismo elemento siempre tienen el mismo número de protones. Esta característica distingue a los átomos de un elemento de los átomos de todos los otros elementos.





TUTORIAL WEB
Átomos e isótopos

Número atómico

Un **número atómico**, que es igual al número de protones en el núcleo de un átomo, se usa para identificar a cada elemento.

Número atómico = número de protones en un átomo

En los forros de este texto hay una tabla periódica, que menciona todos los elementos en orden de número atómico creciente. El número atómico es el número entero que aparece sobre el símbolo para cada elemento. Por ejemplo, un átomo de hidrógeno, con número atómico 1, tiene 1 protón; un átomo de litio, con número atómico 3, tiene 3 protones; un átomo de carbono, con número atómico 6, tiene 6 protones; y el oro, con número atómico 79, tiene 79 protones.

Los átomos son neutros

Un átomo es eléctricamente neutro. Esto significa que el número de protones en un átomo es igual al número de electrones. Este equilibrio eléctrico le da una carga global de cero. Por ende, en todo átomo, el número atómico también da el número de electrones.

Problema de muestra 4.7 **Uso del número atómico para encontrar el número de protones y electrones**

Con la tabla periódica, establece el número atómico, el número de protones y el número de electrones de un átomo para cada uno de los siguientes elementos:
a) nitrógeno *b*) magnesio *c*) bromo

Solución

a) número atómico 7; 7 protones y 7 electrones
b) número atómico 12; 12 protones y 12 electrones
c) número atómico 35; 35 protones y 35 electrones

Comprobación de estudio

Considera un átomo que tenga 26 electrones.
a) ¿Cuántos protones hay en su núcleo?
b) ¿Cuál es su número atómico?
c) ¿Cuál es su nombre y cuál su símbolo?

Número de masa

Se sabe que los protones y neutrones determinan la masa del núcleo. Para cualquier átomo, el **número de masa** es la suma del número de protones y neutrones en el núcleo.

Número de masa = número de protones + número de neutrones

Por ejemplo, un átomo de oxígeno que contiene 8 protones y 8 neutrones tiene número de masa 16. Un átomo de hierro que contiene 26 protones y 30 neutrones tiene número de masa 56. La tabla 4.6 ilustra la relación entre número atómico, número de masa y número de protones, neutrones y electrones en algunos átomos de diferentes elementos.

Tabla 4.6 Composición de algunos átomos de diferentes elementos

Elemento	Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
Hidrógeno	H	1	1	1	0	1
Nitrógeno	N	7	14	7	7	7
Cloro	Cl	17	37	17	20	17
Hierro	Fe	26	56	26	30	26
Oro	Au	79	197	79	118	79

Problema de muestra 4.8 **Cálculo de número de masa**

Calcula el número de masa de un átomo usando la información dada.

a) 5 protones y 6 neutrones *b*) 18 protones y 22 neutrones

c) número atómico 48 y 64 neutrones

Solución

a) número de masa = 5 + 6 = 11 *b*) número de masa = 18 + 22 = 40

c) número de masa = 48 + 64 = 112

Comprobación de estudio

¿Cuál es el número de masa de un átomo de plata que tiene 60 neutrones?

Problema de muestra 4.9 **Cálculo de números de protones y neutrones**

Para un átomo de fósforo, que tiene número de masa 31, determina lo siguiente:

a) el número de protones *b*) el número de neutrones

c) el número de electrones

Solución

a) En la tabla periódica, el número atómico del fósforo es 15. Un átomo de fósforo tiene 15 protones.

b) El número de neutrones en este átomo se encuentra al restar el número atómico del número de masa. El número de neutrones es 16.

Número de masa − número atómico = número de neutrones

31 − 15 = 16

c) Puesto que un átomo es neutro, hay un equilibrio eléctrico de protones y electrones. Dado que el número de electrones es igual al número de protones, el átomo de fósforo tiene 15 electrones.

Comprobación de estudio

¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de un átomo de bromo que tenga un número de masa 80?

Preguntas y problemas

Número atómico y número de masa

4.23 ¿Usarías número atómico, número de masa o ambos para obtener lo siguiente?
a) Número de protones en un átomo.
b) Número de neutrones en un átomo.
c) Número de partículas en el núcleo.
d) Número de electrones en un átomo neutro.

4.24 ¿Qué sabrías acerca de las partículas subatómicas a partir de los siguientes datos?
a) número atómico
b) número de masa
c) número de masa − número atómico
d) número de masa + número atómico

4.25 Escribe los nombres y símbolos de los elementos con los siguientes números atómicos:
a) 3 *b*) 9 *c*) 20 *d*) 30
e) 10 *f*) 14 *g*) 53 *h*) 8

4.26 Escribe los nombres y símbolos de los elementos con los siguientes números atómicos:
a) 1 *b*) 11 *c*) 19 *d*) 26
e) 35 *f*) 47 *g*) 15 *h*) 2

4.27 ¿Cuántos protones y electrones hay en un átomo neutro de los siguientes elementos?
a) magnesio *b*) zinc
c) yodo *d*) potasio

4.28 ¿Cuántos protones y electrones hay en un átomo neutro de los siguientes elementos?
a) carbono *b*) flúor
c) calcio *d*) azufre

4.29 Completa la siguiente tabla para átomos neutros:

Nombre de elemento	Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	Al		27			
		12			12	
Potasio					20	
				16	15	
			56			26

4.30 Completa la siguiente tabla para átomos neutros:

Nombre de elemento	Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	N		15			
Calcio			42			
				38	50	
		14			16	
		56	138			

Meta de aprendizaje

Dar el número de protones, electrones y neutrones en los isótopos de un elemento.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Átomos e isótopos

4.5 Isótopos y masa atómica

Hemos visto que todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de algún elemento no son completamente idénticos porque pueden tener diferentes números de neutrones. Los **isótopos** son átomos del mismo elemento que tienen diferente número de neutrones. Por ejemplo, todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones. No obstante, algunos átomos de magnesio tienen 12 neutrones, otros tienen 13 e incluso otros tienen 14 neutrones. Las diferencias en números de neutrones para estos átomos de magnesio hacen que sus números de masa sean diferentes, mas no su comportamiento químico. Los tres isótopos del magnesio tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa. Con frecuencia, el término *isótopo* se usa para describir átomos radiactivos. Sin embargo, la mayoría de los elementos, como el magnesio, tienen uno o más isótopos no radiactivos.

Para especificar un isótopo particular, escribimos un **símbolo nuclear**, que da el número de protones y neutrones en el núcleo. El símbolo nuclear muestra el símbolo del elemento con el número de masa como superíndice y el número atómico como subíndice.

Símbolo nuclear para un isótopo de magnesio

Número de masa → 24
Símbolo del elemento → Mg
Número atómico → 12

Se puede hacer referencia a un isótopo mediante su nombre o símbolo seguido por el número de masa, como magnesio 24 o Mg-24. El magnesio tiene tres isótopos que ocurren naturalmente, como se muestra en la tabla 4.7.

Tabla 4.7 Isótopos de magnesio

Símbolo atómico	$^{24}_{12}$Mg	$^{25}_{12}$Mg	$^{26}_{12}$Mg
Número de protones	12	12	12
Número de electrones	12	12	12
Número de neutrones	**12**	**13**	**14**
Número de masa	**24**	**25**	**26**
% de abundancia	78.9%	10.0%	11.1%

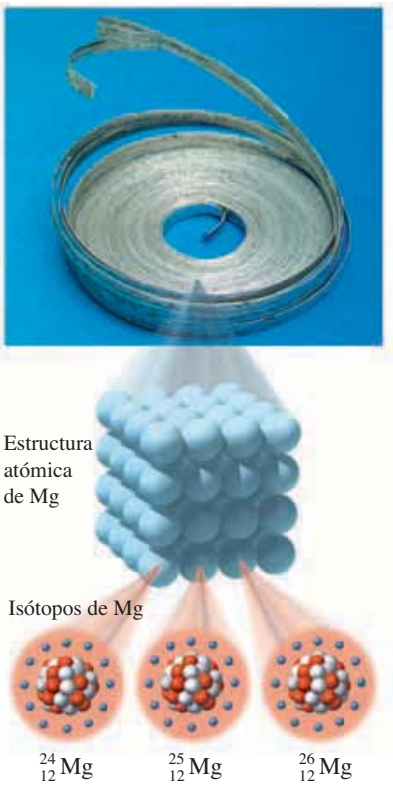


Tabla 4.8 Masa atómica de algunos elementos

Elemento	Isótopos	Masa atómica (promedio ponderado)
Litio	^{6}Li, ^{7}Li	6.941 uma
Carbono	^{12}C, ^{13}C, ^{14}C	12.01 uma
Flúor	^{19}F	19.00 uma
Oxígeno	^{16}O, ^{17}O, ^{18}O	16.00 uma
Azufre	^{32}S, ^{33}S, ^{34}S, ^{36}S	32.07 uma
Cobre	^{63}Cu, ^{65}Cu	63.55 uma

Problema de muestra 4.10 **Identificación de protones y neutrones en isótopos**

Establece el número de protones y neutrones en los siguientes isótopos de neón (Ne):

a) $^{20}_{10}$Ne *b*) $^{21}_{10}$Ne *c*) $^{22}_{10}$Ne

Solución

El número atómico del Ne es 10; cada isótopo tiene 10 protones. El número de neutrones en cada isótopo se encuentra al restar el número atómico (10) de cada número de masa.

a) 10 protones; 10 neutrones (20 – 10)
b) 10 protones; 11 neutrones (21 – 10)
c) 10 protones; 12 neutrones (22 – 10)

Comprobación de estudio

Escribe un símbolo para los siguientes isótopos:
a) Un átomo de nitrógeno con 8 neutrones.
b) Un átomo con 20 protones y 22 neutrones.
c) Un átomo con número de masa 27 y 14 neutrones.

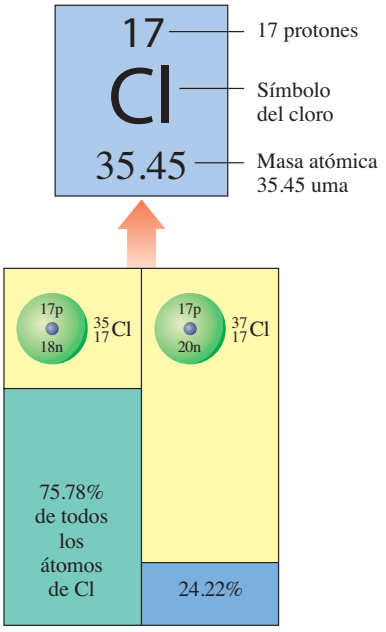
Masa atómica

Cuando trabajamos con elementos en el laboratorio, las muestras contienen todos los isótopos que ocurren naturalmente en dicho elemento. Aunque la masa de cada isótopo se conoce, en realidad se usa la masa "promedio de los átomos" del elemento. La **masa atómica** de un elemento es la masa promedio ponderada de todos los isótopos de dicho elemento que ocurren naturalmente, con base en la abundancia y la masa de cada isótopo. Este es el número que se muestra bajo el símbolo de cada elemento mencionado en la tabla periódica. Puesto que la mayoría de los elementos consiste de muchos isótopos, las masas atómicas en la tabla periódica por lo general no son números enteros. La tabla 4.8 muestra los isótopos de algunos elementos seleccionados y sus masas atómicas.

Cálculo de masa atómica

Para calcular una masa atómica, la contribución de cada isótopo se determina al multiplicar la masa de cada isótopo por su abundancia porcentual y sumar los resultados. Por ejemplo, en una muestra de cloro (Cl), 75.78% de los átomos de Cl tienen una masa de 34.969 uma y 24.22% de los átomos de Cl tienen una masa de 36.966.

Isótopo	Masa (uma)	×	Abundancia (%)	=	Contribución a átomos Cl promedio
^{35}Cl	34.969	×	$\frac{75.78}{100}$	=	26.50 uma
^{37}Cl	36.966	×	$\frac{24.22}{100}$	=	8.953 uma
			Masa atómica de Cl	=	35.45 amu



La masa atómica 35.45 uma es la masa promedio ponderada de una muestra de átomos de Cl, aunque en realidad ningún átomo de Cl individual tiene esta masa.

Problema de muestra 4.11 **Cálculo de masa atómica**

Calcula la masa atómica para el magnesio con los siguientes isótopos y abundancias:

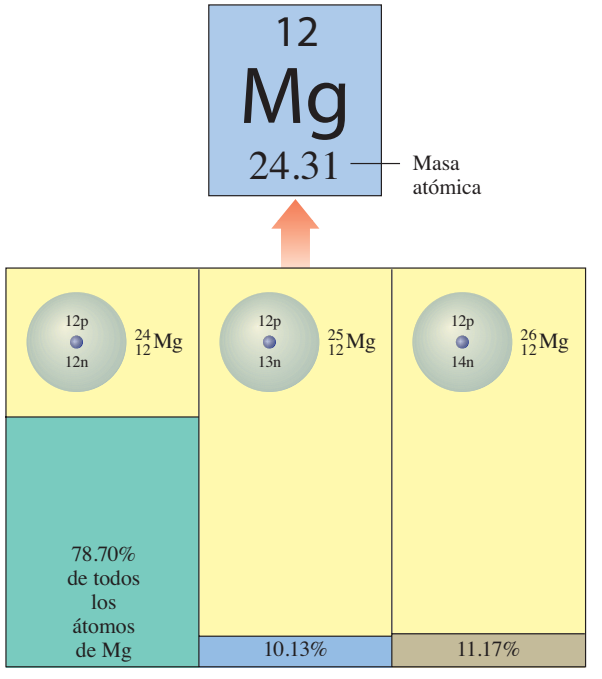
Isótopo	Masa	Abundancia (%)
^{24}Mg	23.985	78.70
^{25}Mg	24.986	10.13
^{26}Mg	25.983	11.17

Solución

^{24}Mg	23.985	×	$\frac{78.70}{100}$	=	18.88 uma
^{25}Mg	24.986	×	$\frac{10.13}{100}$	=	2.531 uma
^{26}Mg	25.983	×	$\frac{11.17}{100}$	=	2.902 uma
			Masa atómica de Mg	=	24.31 uma

Comprobación de estudio

Hay dos isótopos de boro que ocurren naturalmente. ^{10}B tiene una masa de 10.013 uma con una abundancia de 19.80% y ^{11}B tiene una masa de 11.009 uma con una abundancia de 80.20%. ¿Cuál es la masa atómica del boro?



Preguntas y problemas **Isótopos y masa atómica**

4.31 ¿Cuáles son los números de protones, neutrones y electrones en los siguientes isótopos?
a) $^{27}_{13}\text{Al}$ *b)* $^{52}_{24}\text{Cr}$ *c)* $^{34}_{16}\text{S}$ *d)* $^{56}_{26}\text{Fe}$

4.32 ¿Cuáles son los números de protones, neutrones y electrones en los siguientes isótopos?
a) $^{2}_{1}\text{H}$ *b)* $^{14}_{7}\text{N}$ *c)* $^{26}_{14}\text{Si}$ *d)* $^{70}_{30}\text{Zn}$

4.33 Escribe los símbolos atómicos para isótopos con la siguiente información:
a) 15 protones y 16 neutrones.
b) 35 protones y 45 neutrones.
c) 13 electrones y 14 neutrones.
d) Un átomo de cloro con 18 neutrones.

4.34 Escribe los símbolos atómicos para isótopos con la siguiente información:
a) Un átomo de oxígeno con 10 neutrones.
b) 4 protones y 5 neutrones.
c) 26 electrones y 30 neutrones.
d) Un número de masa 24 y 13 neutrones.

4.35 Hay cuatro isótopos de azufre, con números de masa 32, 33, 34 y 36.
a) Escribe el símbolo atómico para cada uno de estos átomos.
b) ¿En qué se parecen estos isótopos?
c) ¿En qué son diferentes?
d) ¿Por qué la masa atómica del azufre, mencionada en la tabla periódica, no es un número entero?

4.36 Hay cuatro isótopos de estroncio, con números de masa 84, 86, 87, 88.
a) Escribe el símbolo atómico para cada uno de estos átomos.
b) ¿En qué se parecen estos isótopos?
c) ¿En qué son diferentes?
d) ¿Por qué la masa del estroncio mencionada en la tabla periódica no es un número entero?

4.37 ¿Cuál es la diferencia entre la masa de un isótopo y la masa atómica de un elemento?

4.38 ¿Cuál es la diferencia entre el número de masa y la masa atómica del elemento?

4.39 El cobre consiste de dos isótopos. ^{63}Cu y ^{65}Cu. Si la masa atómica para el cobre en la tabla periódica es 63.55, ¿en una muestra de cobre hay más átomos de ^{63}Cu o de ^{65}Cu?

4.40 Una muestra de flúor consiste sólo de un tipo de átomo, ^{19}F, que tiene una masa de 19.00 uma. ¿Cómo se compara la masa de un átomo de ^{19}F con la masa atómica mencionada en la tabla periódica?

4.41 En la naturaleza ocurren cuatro isótopos del hierro: ^{54}Fe, ^{56}Fe, ^{57}Fe y ^{58}Fe. Usa la masa atómica del hierro, mencionada en la tabla periódica, para identificar el isótopo más abundante.

4.42 El zinc consiste de cinco isótopos que ocurren naturalmente: ^{64}Zn, ^{66}Zn, ^{67}Zn, ^{68}Zn y ^{70}Zn. Ninguno tiene la masa atómica 65.38 mencionada para el zinc en la tabla periódica. Explica.

4.43 Dos isótopos de galio ocurren naturalmente, con ^{69}Ga a 60.10% (68.926 uma) y ^{71}Ga a 39.90% (70.925 uma). ¿Cuál es la masa atómica del galio?

4.44 Dos isótopos de cobre ocurren naturalmente como ^{63}Cu a 69.15% (62.930 uma) y ^{65}Cu a 30.85% (64.928 uma). ¿Cuál es la masa atómica del cobre?

4.6 Niveles energéticos del electrón

Meta de aprendizaje

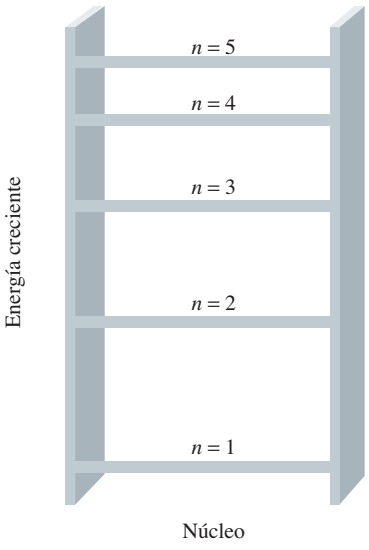
Dar el nombre o símbolo de uno de los primeros 18 elementos en la tabla periódica; escribir el ordenamiento de electrones.

Los electrones se mueven constantemente dentro del gran espacio de un átomo, lo que significa que poseen energía. Sin embargo, no todos tienen la misma energía. Los electrones de igual energía se agrupan en **niveles energéticos**. Podemos pensar en los niveles de energía de un átomo como en los peldaños de una escalera. El nivel energético inferior sería el primer peldaño; el segundo nivel energético sería el segundo. Conforme asciendes o bajas de la escalera, debes pasar de un peldaño a otro. No puedes detenerte en un nivel entre los peldaños. En los átomos sólo hay electrones en los niveles energéticos disponibles. Por lo general, los niveles de energía más cercanos al núcleo contienen electrones con las energías más bajas, mientras que los niveles energéticos más alejados contienen electrones con energías más altas. A diferencia de la escalera, los niveles energéticos menores están más separados en comparación con los niveles energéticos superiores.

El número máximo de electrones permitidos en cada nivel energético está dado por la fórmula $2n^2$, donde n es el número cuántico principal que indica el nivel de energía. Como se muestra en la tabla 4.9, el nivel 1, el nivel energético más bajo, contiene 2 electrones; el nivel 2 contiene hasta 8 electrones; el nivel 3, 18 electrones; y el nivel 4 tiene espacio para 32 electrones. En los átomos de los elementos conocidos, los electrones ocupan siete niveles energéticos.

Tabla 4.9 Capacidad de los niveles de energía 1–4

Nivel energético (n)	Máximo número de electrones ($2n^2$)
1	$2(1)^2 = 2$
2	$2(2)^2 = 8$
3	$2(3)^2 = 18$
4	$2(4)^2 = 32$



Configuración electrónica para los primeros 18 elementos

La configuración electrónica de un átomo proporciona el número de electrones en cada nivel de energía. La configuración electrónica de electrones para los primeros 18 elementos se escriben al colocar electrones en los niveles de energía más bajos. El único electrón del hidrógeno y los 2 electrones del helio se colocan en el nivel de energía 1.

Como se muestra en la tabla 4.10, los elementos del segundo periodo (litio, Li, a neón, Ne), tienen suficientes electrones para llenar el primer nivel energético y parte o todo el segundo. Por ejemplo, el litio tiene 3 electrones. Dos de los cuales completan el nivel energético 1. El electrón restante va en el segundo nivel energético. Conforme avanzamos a través del periodo 2, más y más electrones entran al segundo nivel energético. Por ejemplo, un átomo de carbono, con un total de 6 electrones, llena el nivel energético 1 con 2 electrones, y 4 electrones restantes entran al segundo. El último elemento en el periodo 2 es el neón. Los 10 electrones en un átomo de neón llenan por completo el primer y segundo nivel energético.

En un átomo de sodio, número atómico 11, se llenan el primero y segundo niveles energéticos, y el último electrón entra al tercer nivel energético. El resto de los elementos en el tercer periodo continúa agregándose al tercer nivel. Por ejemplo, un átomo de azufre con 16 electrones tiene 2 electrones en el primer nivel, 8 electrones en el segundo y 6 en el tercero. Al final del periodo 3, encontramos que el argón tiene 8 electrones en el tercer nivel.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

Modelo planetario del átomo de Bohr

Tabla 4.10 Distribución en los niveles de energía para los primeros 18 elementos

Elemento	Símbolo	Número atómico	Número de electrones en los niveles de energía		
			1	2	3
hidrógeno	H	1	1		
helio	He	2	2		
litio	Li	3	2	1	
berilio	Be	4	2	2	
boro	B	5	2	3	
carbono	C	6	2	4	
nitrógeno	N	7	2	5	
oxígeno	O	8	2	6	
flúor	F	9	2	7	
neón	Ne	10	2	8	
sodio	Na	11	2	8	1
magnesio	Mg	12	2	8	2
aluminio	Al	13	2	8	3
silicio	Si	14	2	8	4
fósforo	P	15	2	8	5
azufre	S	16	2	8	6
cloro	Cl	17	2	8	7
argón	Ar	18	2	8	8

Problema de muestra 4.12 **Escritura de la configuración electrónica**

Escribe la configuración electrónica para cada uno de los siguientes elementos:
a) oxígeno *b*) cloro

Solución

a) El oxígeno tiene un número atómico 8. Hay 8 electrones ordenados como $2e^-, 6e^-$.
b) Un átomo de cloro tiene número atómico 17. Los 17 electrones se ordenan como $2e^-, 8e^-, 7e^-$.

Comprobación de estudio

¿Cuál elemento tiene un ordenamiento electrónico de $2e^-, 8e^-, 2e^-$?

Número de grupo y electrones de valencia

Las propiedades químicas de los elementos representativos se deben, principalmente, a los **electrones de valencia**, que son los electrones en los niveles energéticos externos. Los **números de grupo** indican el número de electrones de valencia (externos) para los elementos en cada columna vertical. Por ejemplo, los elementos en el grupo 1A (1), como litio, sodio y potasio, tienen un electrón en el nivel de energía más externo. Los elementos en el grupo 2A (2), los metales alcalinotérreos, tienen dos (2) electrones de valencia. Los halógenos en el grupo 7A (17) tienen siete (7) electrones de valencia. (Tabla 4.11.)

Tabla 4.11 **Comparación de la distribución de electrones en los niveles de energía, por grupo, para algunos elementos representativos**

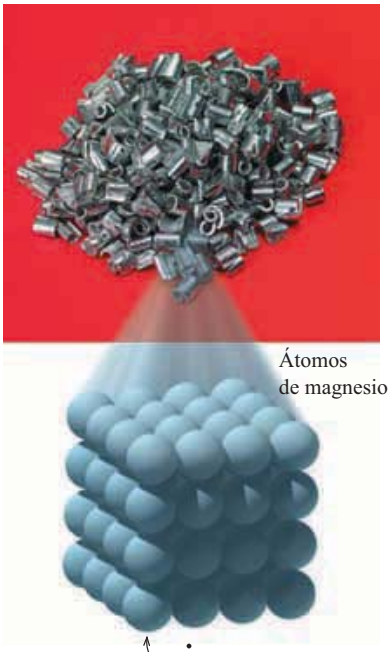
		Número de electrones en el nivel de energía			
Número de grupo	Elemento	1	2	3	4
2A (2)	berilio	2	2		
	magnesio	2	8	2	
	calcio	2	8	8	2
7A (17)	flúor	2	7		
	cloro	2	8	7	
	bromo	2	8	18	7

Problema de muestra 4.13 **Uso de números de grupo**

Con la tabla periódica, escribe el número de grupo y el número de electrones en el nivel de energía más externo de los siguientes elementos:
a) sodio *b*) azufre *c*) aluminio

Solución

a) El sodio está en el grupo 1A (1); el sodio tiene 1 electrón en el nivel de energía más externo.
b) El azufre está en el grupo 6A (16); el azufre tiene 6 electrones en el nivel de energía más externo.



c. El aluminio está en el grupo 3A (13), el aluminio tiene 3 electrones en el nivel de energía más externo.

Comprobación de estudio

¿Cuál es el número de grupo y nombre del elemento con átomos que tienen 5 electrones en el tercer nivel de energía?

Símbolos punto electrón

Un **símbolo punto electrón** es una forma conveniente de representar los electrones de valencia. Los electrones de valencia se muestran como puntos colocados a los lados, arriba o abajo del símbolo del elemento. No importa en cuál de los cuatro lados coloques los puntos. Sin embargo, 1 a 4 electrones de valencia se ordenan como puntos solos. Cuando hay más de 4 electrones, éstos comienzan a aparearse. Cualquiera de los siguientes sería un símbolo punto electrón aceptable para el magnesio, que tiene 2 electrones de valencia:

Posibles símbolos punto electrón para los 2 electrones de valencia en el magnesio

$\dot{M}g\cdot$ $\dot{M}g$ $\cdot\dot{M}g$ $\cdot Mg\cdot$ $Mg\cdot$ $\cdot Mg$

En la tabla 4.12 se proporcionan símbolos punto electrón para elementos seleccionados.

Problema de muestra 4.14 Escritura de símbolos punto electrón

Escribe el símbolo punto electrón para cada uno de los siguientes elementos:
a) bromo *b*) aluminio

Solución

a) Puesto que el número de grupo para el bromo es 7A (17), el bromo tiene 7 electrones de valencia.

$\cdot\ddot{B}r:$

b) El aluminio, en el grupo 3A (3), tiene 3 electrones de valencia.

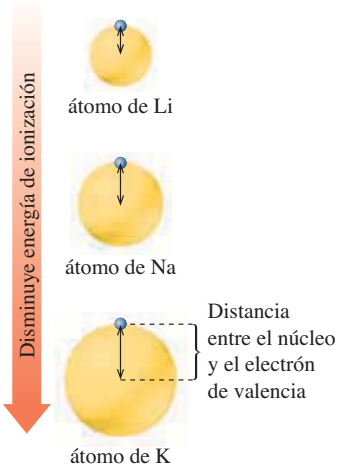
$\cdot\dot{A}l\cdot$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el símbolo punto electrón para el fósforo?

Tabla 4.12 Símbolos punto electrón para elementos seleccionados en los Periodos 1–4

Número de grupo	1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Símbolos punto electrón	$H\cdot$							$He:$
	$Li\cdot$	$Be\cdot$	$\cdot B\cdot$	$\cdot C\cdot$	$\cdot N\cdot$	$\cdot O:$	$\cdot F:$	$:Ne:$
	$Na\cdot$	$Mg\cdot$	$\cdot Al\cdot$	$\cdot Si\cdot$	$\cdot P\cdot$	$\cdot S:$	$\cdot Cl:$	$:Ar:$
	$K\cdot$	$Ca\cdot$	$\cdot Ga\cdot$	$\cdot Ge\cdot$	$\cdot As\cdot$	$\cdot Se:$	$\cdot Br:$	$:Kr:$



Energía de ionización

Los electrones se mantienen en los átomos mediante su atracción al núcleo. Por tanto, se requiere energía para remover un electrón de un átomo. La **energía de ionización** es la energía necesaria para remover el electrón más débilmente unido a un átomo en el estado gaseoso (*g*). Cuando un electrón se remueve de un átomo neutro, se forma una partícula llamada catión, con una carga 1+.

$$Na(g) + \text{energía (ionización)} \longrightarrow Na^+(g) + e^-$$

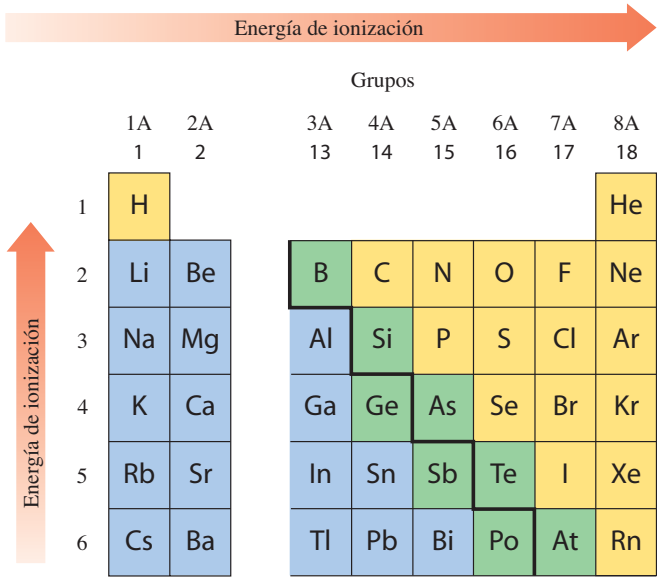
La energía de ionización, por lo general, disminuye al bajar por un grupo. Conforme la atracción nuclear para electrones disminuye al alejarse del núcleo, se requiere menos energía para remover un electrón. *Al avanzar a través de un periodo de izquierda a derecha, la energía de ionización generalmente aumenta.* Conforme el número de protones en el núcleo aumenta a través de un periodo, se requiere más energía para remover un electrón. En general, la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales.

En el periodo 1, los electrones de valencia están cerca del núcleo y fuertemente unidos. H y He tienen altas energías de ionización porque se requiere una gran cantidad de energía para remover un electrón. La energía de ionización para el He es la más alta de cualquier elemento, porque He tiene un nivel energético lleno, estable, que es perturbado por la remoción de un electrón. Las altas energías de ionización de los gases nobles indican que sus configuraciones electrónicas son especialmente estables.

Problema de muestra 4.15 **Energía de ionización**

Indica el elemento en cada caso que tenga la mayor energía de ionización y explica tu elección.

a) K o Na *b*) Mg o Cl *c*) F o N



Solución

a) Na. En Na el electrón de valencia está más cerca del núcleo.
b) Cl. La atracción para los electrones de valencia aumenta a través de un periodo, de izquierda a derecha.
c) F. Con más protones, el núcleo de F tiene una atracción más fuerte para los electrones de valencia en el segundo nivel energético que N.

Comprobación de estudio

Ordena Cl, Br e I en orden de energía de ionización creciente.

Preguntas y problemas — Niveles energéticos del electrón

4.45 Los electrones existen en niveles energéticos específicos. Explica.

4.46 ¿En qué orden los electrones llenan los niveles energéticos 1−3 para los primeros 18 elementos en la tabla periódica?

4.47 ¿Cuántos electrones hay en el nivel energético 2 de los siguientes elementos?
a) sodio *b*) nitrógeno *c*) azufre
d) helio *e*) cloro

4.48 ¿Cuántos electrones hay en el nivel energético 3 de los siguientes elementos?
a) oxígeno *b*) azufre *c*) fósforo
d) argón *e*) flúor

4.49 Escribe la distribución electrónica para cada uno de los siguientes elementos.
Ejemplo: sodio 2, 8, 1
a) carbono *b*) argón
c) azufre *d*) silicio
e) un átomo con 13 protones y 14 neutrones
f) nitrógeno

4.50 Escribe la distribución electrónica para cada uno de los siguientes átomos.
Ejemplo: sodio 2, 8, 1
a) fósforo *b*) neón
c) oxígeno *d*) un átomo con número atómico 18
e) aluminio *f*) silicio

4.51 Identifica los elementos que tengan las siguientes configuraciones electrónicas:

Nivel energético:	**1**	**2**	**3**
a)	$2e^-$	$1e^-$	
b)	$2e^-$	$8e^-$	$2e^-$
c)	$1e^-$		
d)	$2e^-$	$8e^-$	$7e^-$
e)	$2e^-$	$6e^-$	

4.52 Identifica los elementos que tengan las siguientes configuraciones electrónicas:

Nivel energético:	**1**	**2**	**3**
a)	$2e^-$	$5e^-$	
b)	$2e^-$	$8e^-$	$6e^-$
c)	$2e^-$	$4e^-$	
d)	$2e^-$	$8e^-$	$8e^-$
e)	$2e^-$	$8e^-$	$3e^-$

4.53 Los elementos boro y aluminio están en el mismo grupo en la tabla periódica.
a) Escribe las distribuciones electrónicas para B y Al.
b) ¿Cuántos electrones de valencia hay en el nivel de energía más externo o último nivel de energía de cada átomo?
c) ¿Cuál es su número de grupo?

4.54 Los elementos flúor y cloro están en el mismo grupo en la tabla periódica.
a) Escribe la distribución de electrones para F y Cl.
b) ¿Cuántos electrones de valencia hay en cada uno de sus niveles de energía más externos?
c) ¿Cuál es su número de grupo?

4.55 ¿Cuál es el número de electrones en su nivel de energía más externo y el número de grupo para cada uno de los siguientes elementos?
Ejemplo: flúor $7e^-$; grupo 7A (17)
a) magnesio *b*) cloro *c*) oxígeno
d) nitrógeno *e*) bario *f*) bromo

4.56 ¿Cuál es el número de electrones en el nivel de energía más externo o último nivel de energía y el número de grupo para cada uno de los siguientes elementos?
Ejemplo: flúor $7e^-$; grupo 7A (17)
a) litio *b*) silicio *c*) neón
d) argón *e*) estaño *f*) cesio

4.57 Escribe el número de grupo y símbolo punto electrón para cada elemento:
a) azufre *b*) nitrógeno *c*) calcio
d) sodio *d*) potasio

4.58 Escribe el número de grupo y símbolo punto electrón para cada elemento:
a) carbono *b*) oxígeno *c*) flúor
d) litio *e*) cloro

4.59 Con el símbolo M para un átomo metálico, dibuja el símbolo punto electrón para un átomo de un metal en los siguientes grupos:
a) Grupo 1A (1) *b*) Grupo 2A (2)

4.60 Con el símbolo Nm para un átomo no metálico, dibuja el símbolo punto electrón para un átomo de un no metal en los siguientes grupos:
a) Grupo 5A (15) *b*) Grupo 7A (17)

4.61 Los metales alcalinos están en la misma familia en la tabla periódica. ¿Cuál es su número de grupo y cuántos electrones de valencia tiene cada uno?

4.62 Los halógenos están en la misma familia en la tabla periódica. ¿Cuál es su número de grupo y cuántos electrones de valencia tiene cada uno?

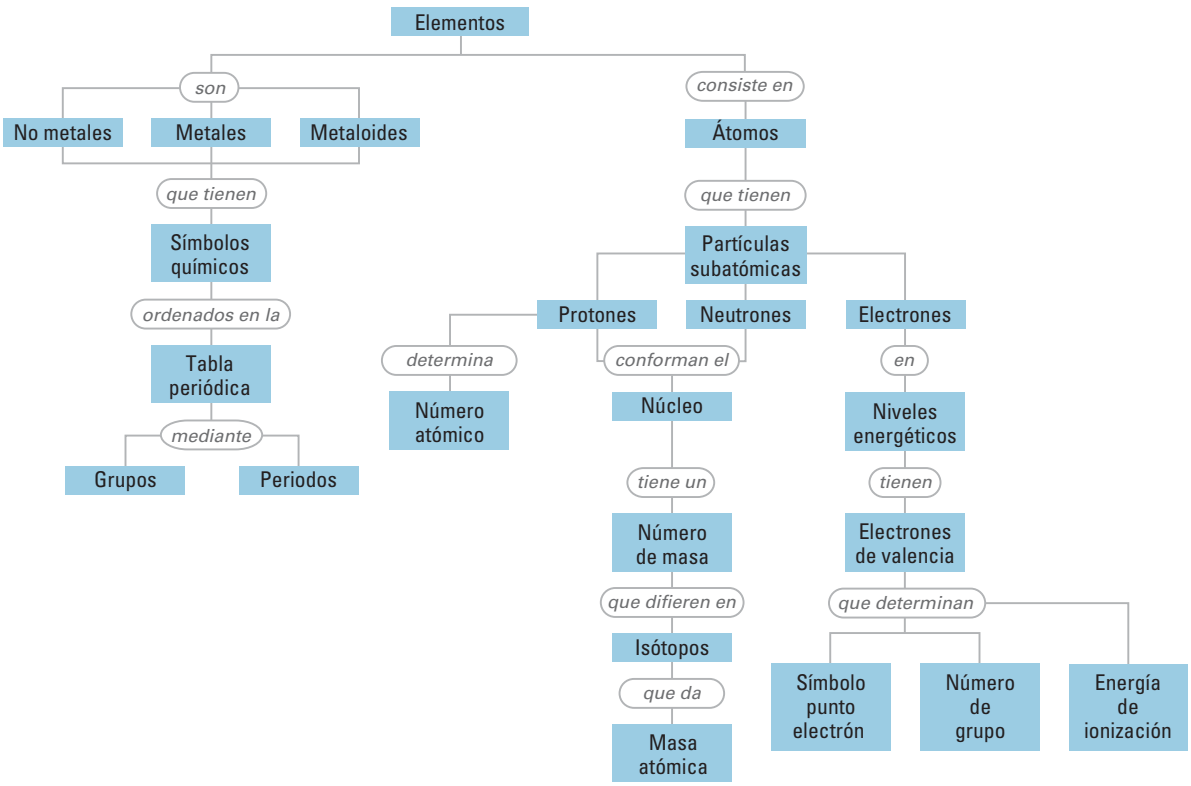
4.63 Jerarquiza cada conjunto de elementos en orden de energía de ionización creciente.
a) F, Cl, Br *b*) Na, Cl, Al *c*) Na, K, Cs

4.64 Jerarquiza cada conjunto de elementos en orden de energía de ionización creciente.
a) C, N, O *b*) P, S, Cl *c*) As, P, N

4.65 Selecciona el elemento en cada par con la mayor energía de ionización.
a) Br o I *b*) K o Al *c*) Si o P

4.66 Selecciona el elemento en cada par con la mayor energía de ionización.
a) O o Ne *b*) K o Br *c*) Ca o Ba

Mapa conceptual — Átomos y elementos



Repaso del capítulo

4.1 Elementos y símbolos

Los elementos son las sustancias primarias de la materia. Los símbolos químicos son abreviaturas de una o dos letras de los nombres de los elementos.

4.2 La tabla periódica

La tabla periódica es un ordenamiento de los elementos de acuerdo al número atómico de forma creciente. Una columna vertical en la tabla periódica que contiene elementos con propiedades similares se llama grupo. Una fila horizontal se llama periodo. Los elementos en el grupo 1A (1) se llaman metales alcalinos; el grupo 2A (2), metales alcalinotérreos; el grupo 7A (17), halógenos; y el grupo 8A (18), gases nobles. En la tabla periódica, los metales se ubican a la izquierda de la línea zigzag gruesa y los no metales a la derecha de dicha línea. Los elementos ubicados sobre la línea se llaman metaloides.

4.3 El átomo

Un átomo es la partícula más pequeña que conserva las características de un elemento. Los átomos están compuestos de tres partículas subatómicas. Los protones tienen carga positiva (+), los electrones portan carga negativa (−) y los neutrones son eléctricamente neutros. Los protones y neutrones se encuentran en el pequeño núcleo denso. Los electrones se ubican afuera del núcleo.

4.4 Número atómico y número de masa

El número atómico da el número de protones en todos los átomos del mismo elemento. En un átomo neutro hay un número igual de protones y electrones. El número de masa es el número total de protones y neutrones en un átomo.

4.5 Isótopos y masa atómica

Los átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferentes números de neutrones, se llaman isótopos. La masa atómica de un elemento es la masa promedio ponderada de todos los isótopos en una muestra de dicho elemento que ocurre naturalmente.

4.6 Niveles energéticos del electrón

Todo electrón tiene una cantidad específica de energía. En un átomo, los electrones de igual energía se agrupan en niveles energéticos específicos. El primer nivel más cercano al núcleo contiene como máximo 2 electrones, el segundo nivel, 8 electrones, el tercer nivel tendrá hasta 18 electrones. Las propiedades de los elementos se relacionan con los electrones de valencia de los átomos. La configuración electrónica o distribución de electrones se escribe al colocar el número de electrones en dicho átomo comenzando por los los niveles menor de energía, hasta los niveles superiores. La similitud del comportamiento para los elementos en un grupo se relaciona con tener el mismo número de electrones en su último nivel de energía o nivel más externo, nivel de valencia. El número de grupo para un elemento da el número de electrones en su nivel energético más externo. La energía requerida para remover un electrón de valencia es la energía de ionización, que por lo general disminuye al bajar por un grupo y generalmente aumenta al atravesar un periodo.

Términos clave

átomo La partícula más pequeña de un elemento que conserva las características de éste.

electrón Una partícula subatómica cargada negativamente que tiene una masa muy pequeña, que por lo general se ignora en los cálculos; su símbolo es e^-.

electrones de valencia Electrones en el nivel energético más externo de un átomo.

elemento de transición Elemento ubicado entre los grupos 2A (2) y 3A (13) en la tabla periódica.

elemento representativo Elemento que se encuentra en los grupos del 1A (1) al 8A (18), excluyendo los grupos B (3-12) de la tabla periódica.

energía de ionización Energía necesaria para remover el electrón menos fuertemente enlazado del nivel energético más externo de un átomo.

gas noble Elemento del grupo 8A (18) de la tabla periódica, generalmente no reactivo y rara vez se encuentra en combinación con otros elementos.

grupo Columna vertical en la tabla periódica que contiene elementos que poseen propiedades físicas y químicas similares.

halógenos Elementos del grupo 7A (17): flúor, cloro, bromo, yodo y astato.

isótopo Un átomo que sólo difiere en número de masa de otro átomo del mismo elemento. Los isótopos tienen el mismo número atómico (número de protones), pero diferentes números de neutrones.

masa atómica La masa promedio ponderada de todos los isótopos de un elemento que ocurren naturalmente.

metal Un elemento que es brillante, maleable, dúctil y buen conductor de calor y electricidad. Los metales se ubican a la izquierda de la línea zigzag en la tabla periódica.

metales alcalinos Elementos del grupo 1A (1), excepto el hidrógeno; son metales blandos y brillantes.

metales alcalinotérreos Elementos del grupo 2A (2).
metaloide Elementos con propiedades tanto de metales como de no metales, ubicados a lo largo de la línea zigzag gruesa en la tabla periódica.
neutrón Partícula subatómica neutra que tiene una masa de 1 uma y se encuentra en el núcleo de un átomo; su símbolo es n o n^0.
nivel energético Nivel dentro del átomo que contiene electrones de energía similar.
no metal Elemento con poco o ningún brillo, que es pobre conductor de calor y electricidad. Los no metales se ubican a la derecha de la línea zigzag en la tabla periódica.
núcleo El centro compacto y muy denso de un átomo, que contiene los protones y neutrones del átomo.
número atómico Un número que es igual al número de protones en un átomo.
número de grupo Número que aparece en lo alto de cada columna vertical (grupo) en la tabla periódica e indica el número de electrones de valencia.
número de masa Número total de neutrones y protones en el núcleo de un átomo.
partícula subatómica Partícula dentro de un átomo; protones, neutrones y electrones son partículas subatómicas.
periodo Hilera horizontal de elementos en la tabla periódica.
protón Partícula subatómica cargada positivamente que tiene una masa de 1 uma y se encuentra en el núcleo de un átomo; su símbolo es p o p^+.
símbolo punto electrón La representación de un átomo que muestra los electrones de valencia como puntos alrededor del símbolo del elemento.
símbolo nuclear Abreviatura que se usa para indicar el número de masa y número atómico de un isótopo.
símbolo químico Una abreviatura que representa el nombre de un elemento.
tabla periódica Ordenamiento de elementos mediante número atómico creciente, de modo tal que los elementos que tienen comportamiento químico similar se agrupan en columnas verticales.
unidad de masa atómica (uma) Pequeña unidad de masa utilizada para describir la masa de partículas muy pequeñas, como los átomos y partículas subatómicas; 1 uma es igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12.

Comprensión de conceptos

4.67 De acuerdo con la teoría atómica de Dalton, ¿cuál de los siguientes enunciados es cierto?
a) Los átomos de un elemento son idénticos a los átomos de otros elementos.
b) Todo elemento está hecho de átomos.
c) Los átomos de dos elementos diferentes se combinan para formar compuestos.
d) En una reacción química, algunos átomos desaparecen y aparecen nuevos átomos.

4.68 Para cada uno de los siguientes casos, escribe el símbolo y el nombre para X y el número de protones y neutrones. ¿Cuáles son isótopos de cada uno?
a) $^{37}_{17}\mathrm{X}$
b) $^{56}_{26}\mathrm{X}$
c) $^{116}_{50}\mathrm{X}$
d) $^{124}_{50}\mathrm{X}$
e) $^{116}_{48}\mathrm{X}$

4.69 Indica si los átomos en cada par tienen el mismo número de protones, de neutrones y de electrones.
a) $^{37}\mathrm{Cl}$, $^{36}\mathrm{S}$
b) $^{36}\mathrm{S}$, $^{35}\mathrm{S}$
c) $^{79}\mathrm{Se}$, $^{81}\mathrm{Br}$
d) $^{40}\mathrm{Ar}$, $^{39}\mathrm{Cl}$

4.70 Completa la siguiente tabla para los tres isótopos de silicio que ocurren naturalmente, el principal componente en los chips de computadora.

	Isótopo		
	$^{28}\mathrm{Si}$	$^{29}\mathrm{Si}$	$^{30}\mathrm{Si}$
Número de protones			
Número de neutrones			
Número de electrones			
Número atómico			
Número de masa			



4.71 Para cada núcleo, escribe el símbolo nuclear y determina cuáles son isótopos.

protón neutrón



a) **b)** **c)** **d)** **e)**

4.72 Identifica el elemento representado por cada núcleo, en el problema 4.71, como metal, no metal o metaloide.

4.73 Proporciona la siguiente información:
a) El número atómico y símbolo del metal alcalino más ligero.
b) El número atómico y símbolo del gas noble más pesado.
c) La masa atómica y símbolo del metal alcalinotérreo en el periodo 3.
d) La masa atómica y símbolo del halógeno con el menor número de electrones.

4.74 Proporciona la siguiente información:
a) El número atómico y símbolo del metaloide más pesado en el grupo 4A (14).
b) El número atómico y símbolo del único metal en el grupo 5A (15).
c) La masa atómica y símbolo del metal alcalino en el periodo 4.
d) La masa atómica y símbolo del halógeno más pesado.

Preguntas y problemas adicionales

4.75 ¿Por qué Co es el símbolo del cobalto, y no CO?

4.76 ¿Cuál de los siguientes es correcto? Escribe el símbolo correcto si es necesario.
a) cobre, Co
b) silicio, Si
c) hierro, Fe
d) flúor, Fl
e) potasio, P
f) sodio, Na
g) oro, Au
h) plomo, Pb

4.77 Proporciona el símbolo y nombre del elemento que se encuentra en los siguientes grupos y periodos en la tabla periódica:
a) Grupo 2A, periodo 3
b) Grupo 7A, periodo 4
c) Grupo 13, periodo 3
d) Grupo 16, periodo 2

4.78 Proporciona el número de grupo y periodo para los siguientes elementos:
a) potasio *b*) fósforo *c*) carbono *d*) neón

4.79 Escribe los nombres de dos elementos que estén en los siguientes grupos:
a) halógenos
b) gases nobles
c) metales alcalinos
d) metales alcalinotérreos

4.80 Los siguientes son elementos traza que son cruciales en procesos bioquímicos y fisiológicos en el cuerpo. Indica si cada uno es un metal o un no metal.
a) zinc
b) cobalto
c) manganeso (Mn)
d) yodo
e) cobre
f) selenio (Se)

4.81 Indica si cada uno de los siguientes enunciados es *verdadero* o *falso*:
a) El protón es una partícula cargada negativamente.
b) El neutrón es 2000 veces tan pesado como un protón.
c) La unidad de masa atómica se basa en un átomo de carbono con 6 protones y 6 neutrones.
d) El núcleo es la parte más grande del átomo.
e) Los electrones se ubican afuera del núcleo.

4.82 Indica si cada uno de los siguientes enunciados es *verdadero* o *falso*:
a) El neutrón es eléctricamente neutro.
b) La mayor parte de la masa de un átomo se debe a los protones y neutrones.
c) La carga de un electrón es igual, pero opuesta, a la carga de un neutrón.
d) El protón y el electrón tienen aproximadamente la misma masa.
e) El número de masa es el número de protones.

4.83 Completa los siguientes enunciados:
a) El número atómico da el número de _____ en el núcleo.
b) En un átomo, el número de electrones es igual al número de _____.
c) Sodio y potasio son ejemplos de elementos llamados _____.

4.84 Completa los siguientes enunciados:
a) El número de protones y neutrones en un átomo también es el número de _____.
b) Los elementos en el grupo 7A (17) se llaman _____.
c) Los elementos que son brillantes y conducen calor se llaman _____.

4.85 Escribe los nombres y símbolos de los elementos con los siguientes números atómicos:
a) 3
b) 9
c) 20
d) 33
e) 50
f) 55
g) 79
h) 8

4.86 Escribe los nombres y símbolos de los elementos con los siguientes números atómicos:
a) 1
b) 11
c) 20
d) 26
e) 35
f) 47
g) 83
h) 92

4.87 Indica el número de protones y electrones en átomos de los siguientes elementos:
a) Mn *b*) zinc *c*) yodo
d) Mg *e*) potasio

4.88 Indica el número de protones y electrones en átomos de los siguientes elementos:
a) carbono *b*) Ca *c*) cobre
d) cloro *e*) Cd

4.89 Para los siguientes átomos, determina el número de protones, neutrones y electrones:
a) $^{27}_{13}\text{Al}$ *b*) $^{52}_{24}\text{Cr}$ *c*) $^{34}_{16}\text{S}$
d) $^{56}_{26}\text{Fe}$ *e*) $^{136}_{54}\text{Xe}$

4.90 Para los siguientes átomos, proporciona el número de protones, neutrones y electrones:
a) $^{22}_{10}\text{Ne}$ *b*) $^{127}_{53}\text{I}$ *c*) $^{75}_{35}\text{Br}$
d) $^{133}_{55}\text{Cs}$ *e*) $^{195}_{78}\text{Pt}$

4.91 Escribe el símbolo y número de masa para cada uno de los siguientes casos:
a) Un átomo con 4 protones y 5 neutrones.
b) Un átomo con 12 protones y 14 neutrones.
c) Un átomo de calcio con un número de masa 46.
d) Un átomo con 30 electrones y 40 neutrones.
e) Un átomo de cobre con 34 neutrones.

4.92 Escribe el símbolo y número de masa para cada uno de los siguientes casos:
a) Un átomo de aluminio con 14 neutrones.
b) Un átomo con número atómico 26 y 32 neutrones.
c) Un átomo de estroncio con 50 neutrones.
d) Un átomo con número de masa 72 y número atómico 33.

4.93 Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo nuclear	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
	$^{34}_{16}\text{S}$			
		30	40	
magnesio			14	
	$^{220}_{86}\text{Rn}$			

4.94 Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo nuclear	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
potasio			22	
	$^{51}_{23}\text{V}$			
		48	64	
bario			82	

4.95 El isótopo más abundante del hierro es Fe-56.
a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en este isótopo?
b) ¿Cuál es el símbolo de otro isótopo del hierro con 25 neutrones?
c) ¿Cuál es el símbolo de un átomo con número de masa 51 y 27 neutrones?

4.96 El cadmio, número atómico 48, consiste de ocho isótopos que ocurren naturalmente. ¿Crees que alguno de los isótopos tiene la masa atómica mencionada en la tabla periódica para el cadmio? Explica.

4.97 Considera los siguientes átomos en los que el símbolo químico del elemento se representa mediante X:

$^{16}_{8}\text{X}$ $^{16}_{9}\text{X}$ $^{18}_{10}\text{X}$ $^{17}_{8}\text{X}$ $^{18}_{8}\text{X}$

a) ¿Cuáles átomos tienen el mismo número de protones?
b) ¿Cuáles átomos son isótopos? ¿De cuál elemento?
c) ¿Cuáles átomos tienen el mismo número de masa?
d) ¿Cuáles átomos tienen el mismo número de neutrones?

4.98 Cinco isótopos de zinc son zinc-64, zinc-66, zinc-67, zinc-68 y zinc-70.
a) Escribe el símbolo atómico, incluido número atómico y número de masa, para cada uno de estos átomos.
b) Proporciona el número de protones, electrones y neutrones para cada uno de los isótopos de zinc.

4.99 El isótopo más abundante del plomo es ^{208}Pb.
a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en el átomo?
b) ¿Cuál es el símbolo de un isótopo de plomo con 132 neutrones?
c) ¿Cuál es el nombre y símbolo de un isótopo con el mismo número de masa del inciso b y 131 neutrones?

4.100 El isótopo más abundante de la plata es ^{107}Ag.
a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en el átomo?
b) ¿Cuál es el símbolo de un isótopo de plata con 62 neutrones?
c) ¿Cuál es el nombre y símbolo de un isótopo con el mismo número de masa del inciso b y 61 neutrones?

4.101 Escribe la distribución de electrones, el número de grupo y símbolo punto electrón para un átomo de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) nitrógeno *b*) sodio
c) azufre *d*) boro

4.102 Escribe la distribución de electrones, el número de grupo y símbolo punto electrón para un átomo de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) carbono *b*) silicio
c) fósforo *d*) argón

4.103 ¿Por qué la energía de ionización del Ca es mayor que la de K, pero menor que la de Mg?

4.104 ¿Por qué la energía de ionización del Cl es menor que la del F, pero mayor que la del S?

4.105 De los elementos Na, P, Cl y F, ¿cuál
a) es un metal?
b) tiene la mayor energía de ionización?
c) pierde un electrón más fácilmente?
d) se encuentra en el grupo 7A (17), periodo 3?

4.106 De los elementos Mg, Ca, Br, Kr, ¿cuál
a) es un gas noble?
b) tiene la menor energía de ionización?
c) requiere más energía para remover un electrón?
d) se encuentra en el grupo 2A (2), periodo 4?

Preguntas de desafío

4.107 El plomo consiste de cuatro isótopos que ocurren naturalmente. Calcula la masa atómica del plomo.

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia (%)
^{204}Pb	203.97	1.40
^{206}Pb	205.97	24.10
^{207}Pb	206.98	22.10
^{208}Pb	207.98	52.40

4.108 El indio (In), con una masa atómica de 114.8 uma, consiste de dos isótopos que ocurren naturalmente, ^{113}In y ^{115}In. Si 4.30% del indio es ^{113}In, que tiene una masa de 112.90 uma, ¿cuál es la masa del ^{115}In?

4.109 El silicio tiene tres isótopos que ocurren en la naturaleza. ^{28}Si (27.977 uma) tiene una abundancia de 92.23%, ^{29}Si (28.976 uma) tiene una abundancia de 4.68%, y ^{30}Si (29.974 uma) tiene un 3.09% de abundancia. ¿Cuál es la masa atómica del silicio?

4.110 El antimonio (Sb), que tiene un peso atómico de 121.75 uma, tiene dos isótopos que ocurren naturalmente: Sb-121 y Sb-123. Si una muestra de antimonio es 42.70% Sb-123, que tiene una masa de 122.90 uma, ¿cuál es la masa de Sb-121?

4.111 Si el diámetro de un átomo de sodio es 3.14×10^{-8} cm, ¿cuántos átomos de sodio cabrían a lo largo de una línea de exactamente una pulgada de largo?

4.112 Un átomo de plomo tiene una masa de 3.4×10^{-22} g. ¿Cuántos átomos de plomo hay en un cubo de plomo que tiene un volumen de 2.00 cm^3, si la densidad del plomo es 11.3 g/cm^3?

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

4.1 Si, S y Ag

4.2 magnesio, aluminio y flúor

4.3 *a*) Periodo 2: LI, Be, B, C, N, O, F, Ne
b) Grupo 2A (2): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

4.4 *a*) El estroncio está en el grupo 2A (2).
b) Este es metales alcalinotérreos.
c) El estroncio está en el periodo 5.
d) Magnesio, Mg
e) Metal alcalino: Rb; halógeno: I; gas noble: Xe

4.5 *a*) metal *b*) metal *c*) no metal

4.6 Un protón, símbolo p o p^+ con una carga de 1+, se encuentra en el núcleo de un átomo.

4.7 *a*) 26 *b*) 26 *c*) hierro, Fe

4.8 Puesto que el número atómico de la plata es 47, tiene 47 protones. El número de masa es 107, que es la suma de 47 protones y 60 neutrones.

4.9 45 neutrones

4.10 *a*) $^{15}_{7}$N *b*) $^{42}_{20}$Ca *c*) $^{27}_{13}$Al

4.11 10.81 uma

4.12 magnesio

4.13 5A (15); fósforo

4.14 $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\mathrm{P}}}\cdot$

4.15 I < Br < Cl

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

4.1 *a*) Cu *b*) Si *c*) K
b) N *e*) Fe *f*) Ba
g) Pb *h*) Sr

4.3 *a*) carbono *b*) cloro *c*) yodo
d) mercurio *e*) flúor *f*) argón
g) zinc *h*) níquel

4.5 *a*) sodio, cloro
b) calcio, azufre, oxígeno
c) carbono, hidrógeno, cloro, nitrógeno, oxígeno
d) calcio, carbono, oxígeno

4.7 *a*) Periodo 2 *b*) Grupo 8A (18)
c) Grupo 1A (1) *d*) Periodo 2

4.9 *a*) metal alcalinotérreo
b) elemento de transición
c) gas noble
d) metal alcalino
e) halógeno

4.11 *a*) C *b*) He c) Na *d*) Ca *e*) Al

4.13 *a*) metal *b*) no metal
c) metal *d*) no metal
e) no metal *f*) no metal
g) metaloide *h*) metal

4.15 *a*) electrón *b*) protón
c) electrón *d*) neutrón

4.17 Rutherford determinó que un átomo contiene un pequeño núcleo compacto que está positivamente cargado.

4.19 *b*)

4.21 En el proceso de cepillar tu cabello, cargas distintas en el cabello y el cepillo se atraen mutuamente.

4.23 *a*) número atómico *b*) ambos
c) número de masa *d*) número atómico

4.25 *a*) litio, Li *b*) flúor, F
c) calcio, Ca *d*) zinc, Zn
e) neón, Ne *f*) silicio, Si
g) yodo, I *h*) oxígeno, O

4.27 *a*) 12 *b*) 30 *c*) 53 *d*) 19

4.29 Ve la tabla 4.13.

4.31 *a*) 13 protones, 14 neutrones, 13 electrones
b) 24 protones, 28 neutrones, 24 electrones
c) 16 protones, 18 neutrones, 16 electrones
d) 26 protones, 30 neutrones, 26 electrones

4.33 *a*) $^{31}_{15}$P *b*) $^{80}_{35}$Br
c) $^{27}_{13}$Al *d*) $^{35}_{17}$Cl

4.35 *a*) $^{32}_{16}$S $^{33}_{16}$S $^{34}_{16}$S $^{36}_{16}$S
b) Todos tienen el mismo número de protones y electrones.
c) Tienen diferentes números de neutrones, lo que les da diferentes números de masa.
d) La masa atómica de S mencionada en la tabla periódica es la masa atómica promedio de todos los isótopos.

4.37 La masa de un isótopo es la masa de un átomo individual. La masa atómica es el promedio ponderado de todos los isótopos de dicho elemento que ocurren naturalmente.

4.39. Dado que la masa atómica del cobre está cerca de 63 uma, hay más átomos de ^{63}Cu.

4.41. Dado que la masa atómica del hierro es 55.85 uma, el isótopo más abundante es ^{56}Fe.

4.43. 69.72 uma

4.45. La energía de los electrones es de una cantidad específica para cada nivel energético. Los electrones no pueden tener energías que estén entre los niveles de energía.

4.47 *a*) 8 *b*) 5 *c*) 8
d) 0 *e*) 8

4.49 *a*) 2, 4 *b*) 2, 8, 8 *c*) 2, 8, 6
d) 2, 8, 4 *e*) 2, 8, 3 *f*) 2, 5

4.51 *a*) Li *b*) Mg *c*) H
d) Cl *e*) O

4.53 *a*) B 2, 3 Al 2, 8, 3 *b*) 3
c) Grupo 3A (13)

4.55 *a*) $2e^-$, Grupo 2A (2)
b) $7e^-$, Grupo 7A (17)
c) $6e^-$, Grupo 6A (16)
d) $5e^-$, Grupo 5A (15)
e) $2e^-$, Grupo 2A (2)
f) $7e^-$, Grupo 7A (17)

4.57 *a*) Grupo 6A (16) $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{S}}}\cdot$
b) Grupo 5A (15) $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{N}}}}\cdot$
c) Grupo 2A (2) $\cdot Ca\cdot$
d) Grupo 1A (1) $Na\cdot$
e) Grupo 1A (1) $K\cdot$

4.59 *a*) $M\cdot$ *b*) $\cdot M\cdot$

4.61 Todos están en el grupo 1A (1); cada uno tiene 1 electrón de valencia.

4.63 *a*) Br, Cl, F *b*) Na, Al, Cl *c*) Cs, K, Na

4.65 *a*) Br *b*) Al *c*) P

4.67 *a*) falso *b*) verdadero
c) verdadero *d*) falso

Tabla 4.13

Nombre de elemento	Símbolo	Número atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
aluminio	Al	13	27	13	14	13
magnesio	Mg	12	24	12	12	12
potasio	K	19	39	19	20	19
azufre	S	16	31	16	15	16
hierro	Fe	26	56	26	30	26

4.69 *a*) Ambos tienen 20 neutrones.
b) Ambos tienen 16 protones.
c) No es el mismo.
d) Ambos tienen 22 neutrones.

4.71 *a*) $^{9}_{4}\text{Be}$ *b*) $^{11}_{5}\text{B}$ *c*) $^{13}_{6}\text{C}$
d) $^{10}_{5}\text{B}$ *e*) $^{12}_{6}\text{C}$
b y d son isótopos de boro; c y e son isótopos de carbono.

4.73 *a*) 3, Li *b*) 86, Rn
c) 24.31 uma, Mg *d*) 19.00 uma, F

4.75 La primera letra de un símbolo es mayúscula, pero una segunda es minúscula. El símbolo Co es para cobalto, pero los símbolos CO son para carbono y oxígeno.

4.77 *a*) Mg, magnesio *b*) Br, bromo
c) Al, aluminio *d*) O, oxígeno

4.79 *a*) Cualesquier dos elementos en el grupo 7A (17), como flúor, cloro, bromo o yodo.
b) Cualesquier dos elementos en el grupo 8A (18), como helio, neón, argón, criptón, xenón o radón.
c) Cualesquier dos elementos en el grupo 1A (1), como litio, sodio y potasio, excepto hidrógeno.
d) Cualesquier dos elementos en el grupo 2A (2), como magnesio, calcio y bario.

4.81 *a*) falso *b*) falso *c*) verdadero
d) falso *e*) verdadero

4.83 *a*) protones *b*) protones
c) metales alcalinos

4.85 *a*) litio, Li *b*) flúor, F
c) calcio, Ca *d*) arsénico, As
e) estaño, Sn *f*) cesio, Cs
g) oro, Au *h*) oxígeno, O

4.87 *a*) 25 protones, 25 electrones
b) 30 protones, 30 electrones
c) 53 protones, 53 electrones
d) 12 protones, 12 electrones
e) 19 protones, 19 electrones

4.89 *a*) 13 protones, 14 neutrones, 13 electrones
b) 24 protones, 28 neutrones, 24 electrones
c) 16 protones, 18 neutrones, 16 electrones
d) 26 protones, 30 neutrones, 26 electrones
e) 54 protones, 82 neutrones, 54 electrones

4.91 *a*) ^{9}Be *b*) ^{26}Mg *c*) ^{46}Ca
d) ^{70}Zn *e*) ^{63}Cu

4.93

Nombre	Símbolo nuclear	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
azufre	$^{34}_{16}\text{S}$	16	18	16
zinc	$^{70}_{30}\text{Zn}$	30	40	30
magnesio	$^{26}_{12}\text{Mg}$	12	14	12
radón	$^{220}_{86}\text{Rn}$	86	134	86

4.95 *a*) 26 protones, 30 neutrones, 26 electrones
b) $^{51}_{26}\text{Fe}$ *c*) $^{51}_{24}\text{Cr}$

4.97 *a*) $^{16}_{8}\text{X}$, $^{17}_{8}\text{X}$, $^{18}_{8}\text{X}$ todos tienen 8 protones.
b) $^{16}_{8}\text{X}$, $^{17}_{8}\text{X}$, $^{18}_{8}\text{X}$ todos son isótopos de O.
c) $^{16}_{8}\text{X}$ y $^{16}_{9}\text{X}$ tienen número de masa 16, y $^{18}_{10}\text{X}$ y $^{18}_{8}\text{X}$ tienen número de masa 18.
d) $^{16}_{8}\text{X}$ y $^{18}_{10}\text{X}$ ambos tienen 8 neutrones.

4.99 *a*) 82 protones, 126 neutrones, 82 electrones
b) ^{214}Pb
c) ^{214}Bi, bismuto

4.101 *a*) N Grupo 5A (15), 2, 5, $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$
b) Na Grupo 1A (1), 2, 8, 1, $\text{Na}\cdot$
c) S Grupo 6A (16), 2, 8, 6, $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}\cdot$
d) B Grupo 3A (13), 2, 3, $\cdot\dot{\text{B}}\cdot$

4.103 El calcio tiene mayor número de protones que K. El electrón menos fuertemente enlazado en Ca está más lejos del núcleo que en Mg y necesita menos energía para removerse.

4.105 *a*) Na *b*) F
c) Na *d*) Cl

4.107 $0.0140(203.97) + 0.2410(205.97) + 0.2210(206.98) + 0.5240(207.98) = 207.22$ amu

4.109 28.09 uma

4.111 8.09×10^{7} átomos de sodio

Nombres y fórmulas de compuestos

5



"Las dentaduras postizas sustituyen los dientes naturales que se han extraído por caries, encías enfermas o traumas", dice la Dra. Irene Hilton, dentista de la clínica de La Raza. "Yo hago una impresión de los dientes usando alginato, que es un polisacárido extraído de las algas marinas. Mezclo el compuesto con agua y coloco un material parecido a gel en la boca del paciente, donde se convierte en una sustancia dura similar al cemento. Este molde lo lleno con yeso ($CaSO_4$) y agua, que forma un sólido, donde pongo los dientes hechos de plástico o porcelana. Cuando obtengo una exacta correspondencia con los dientes propios del paciente, preparo una dentadura preliminar de cera, que se le coloca en la boca para comprobar la mordida y ajustar la posición del diente de reemplazo. Luego se hace una dentadura permanente usando un polímero plástico duro (metacrilato de metilo)."

AVANCES

5.1 Regla del octeto y los iones
5.2 Compuestos iónicos
5.3 Nomenclatura y escritura de fórmulas iónicas
5.4 Iones poliatómicos
5.5 Compuestos covalentes y sus nombres

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.



En la naturaleza, los átomos de casi todos los elementos en la tabla periódica se encuentran en combinación con otros átomos. Sólo los átomos de los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) se encuentran como átomos individuales. Algunos elementos consisten de moléculas de dos o más átomos del mismo elemento. Cuando los átomos de un elemento se combinan con átomos de un elemento diferente forman un compuesto. En un compuesto iónico, uno o más electrones se transfieren de los átomos de metales a átomos de no metales. Cuando los átomos de metales pierden electrones, se convierten en iones positivamente cargados, mientras que los átomos de los no metales ganan electrones y se convierten en iones negativos. La atracción que resulta entre las partículas cargadas de manera opuesta se llama enlace iónico.

En la vida diaria usamos muchos compuestos iónicos. Cuando cocinas u horneas usas compuestos iónicos como sal (NaCl), y polvo de hornear ($NaHCO_3$). Las sales de Epson, $MgSO_4$, se usan para secar pies ulcerados. La leche de magnesia, $Mg(OH)_2$, o el carbonato de calcio, $CaCO_3$, se toman para asentar el estómago descompuesto. En un complemento mineral, el hierro se presenta como sulfato de hierro (II), $FeSO_4$. Ciertos protectores solares contienen óxido de zinc, ZnO, y el fluoruro de estaño (II), SnF_2, en los dentífricos proporciona flúor para ayudar a evitar la caída de los dientes.

Las estructuras de los cristales iónicos lucen en las hermosas facetas que se ven en las gemas. Los zafiros y rubíes están hechos de óxido de aluminio, Al_2O_3: las impurezas del cromo hacen a los rubíes rojos, y el hierro y el titanio hacen azules a los zafiros.

En los compuestos de no metales, el enlace covalente ocurre mediante átomos que comparten uno o más electrones de valencia. Hay muchos más compuestos covalentes que iónicos y muchos compuestos covalentes simples están presentes en nuestra vida diaria. Por ejemplo, el agua (H_2O), el oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2) son compuestos covalentes.

Los compuestos covalentes consisten de moléculas, que son grupos discretos de átomos. Una molécula de gas oxígeno (O_2) consiste de dos átomos de oxígeno; una molécula de agua (H_2O) consiste de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Tu comida contiene muchas moléculas más grandes, como almidón, que tiene muchos enlaces covalentes entre átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Los carbohidratos se descomponen en la digestión para proporcionarte glucosa ($C_6H_{12}O_6$) para energía. Cuando tomas té helado, acaso agregues moléculas de azúcar (sacarosa), que es un compuesto covalente ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Hay otros compuestos covalentes como el propano C_3H_8, el alcohol C_2H_6O, el antibiótico amoxicilina ($C_{16}H_{19}N_3O_5S$) y el antidepresivo Prozac ($C_{17}H_{18}F_3NO$).

5.1 Regla del octeto y los iones

Meta de aprendizaje

Con la regla del octeto, escribir los símbolos de los iones simples para los elementos representativos.

La mayoría de los elementos en la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los **compuestos** resultan de la formación de enlaces químicos entre dos o más elementos diferentes. En los enlaces iónicos, los electrones se transfieren de átomos de metales a átomos de no metales. En los enlaces covalentes, que por lo general se forman entre átomos de no metales, se comparten los electrones de valencia. En los compuestos iónicos y covalentes los átomos tienden a adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano. Esto se conoce como **regla del octeto** porque los átomos forman compuestos al perder, ganar o compartir electrones para adquirir un octeto de 8 electrones de valencia. Algunos elementos logran la estabilidad del helio con 2 electrones de valencia.

NOTA QUÍMICA

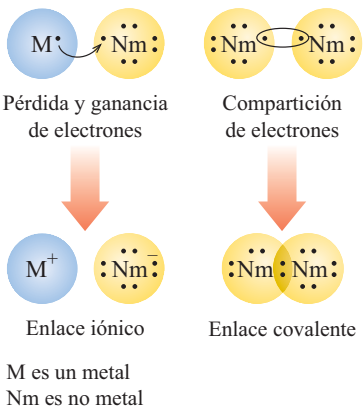
ALGUNOS USOS DE LOS GASES NOBLES

Los gases nobles se usan cuando es necesario tener una sustancia que no sea reactiva. Los buzos, por lo general, usan una mezcla presurizada de nitrógeno y oxígeno gaseosos para respirar bajo el agua. Sin embargo, cuando la mezcla de aire se usa a profundidades donde la presión es alta, el gas nitrógeno se absorbe en la sangre y puede causar desorientación mental. Para evitar este problema, se sustituye por una mezcla respiratoria de oxígeno y helio. El buzo obtiene así el oxígeno necesario, y el helio no reactivo que se disuelve en la sangre no causa desorientación mental. No obstante, su menor densidad cambia las vibraciones de las cuerdas vocales y la voz del buzo sonará como la del pato Donald.

El helio también se usa para inflar dirigibles y globos. Cuando el dirigible se diseñó por primera vez, se infló con hidrógeno, un gas muy ligero. Sin embargo, el contacto con una chispa o fuente de calor podía causar una violenta explosión debido a la extrema reactividad del gas hidrógeno con el oxígeno presente en el aire. Los dirigibles actuales se inflan con helio no reactivo, que no presenta peligro de explosión.

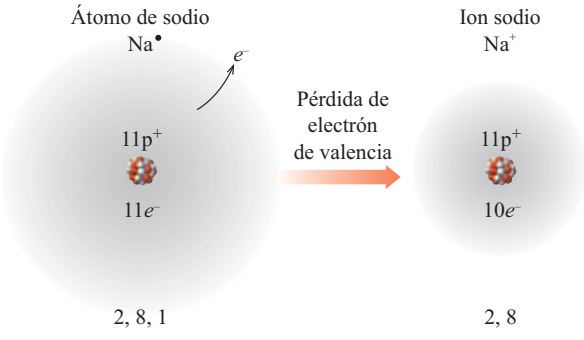


Los focos, por lo general, se llenan con un gas noble como el argón. Aunque los filamentos que producen la luz se calientan eléctricamente, los gases nobles circundantes no reaccionan con éstos. Si se calentara en el aire, el filamento se quemaría pronto.

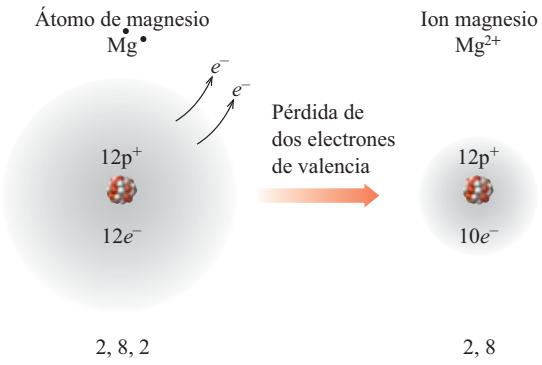


Iones positivos

En los enlaces iónicos, los electrones de valencia de un metal se transfieren a un no metal. Puesto que las energías de ionización de los metales de los grupos 1A (1), 2A (2) y 3A (3) son bajas, estos átomos metálicos ceden fácilmente sus electrones de valencia a los no metales. Al hacerlo, adquieren la configuración electrónica de un gas noble (por lo general, 8 electrones de valencia) y forman **iones** con cargas positivas. Por ejemplo, cuando un átomo de sodio pierde su único electrón de valencia, los electrones restantes tienen la configuración del gas noble neón. Al perder un electrón, el sodio tiene 10 electrones en lugar de 11. Puesto que todavía hay 11 protones en su núcleo, el átomo ya no es neutro. Se convirtió en un ion de sodio y tiene una carga eléctrica, llamada **carga iónica**, de 1+. En el símbolo para el ion sodio, la carga iónica se escribe en la esquina superior derecha como Na^+.

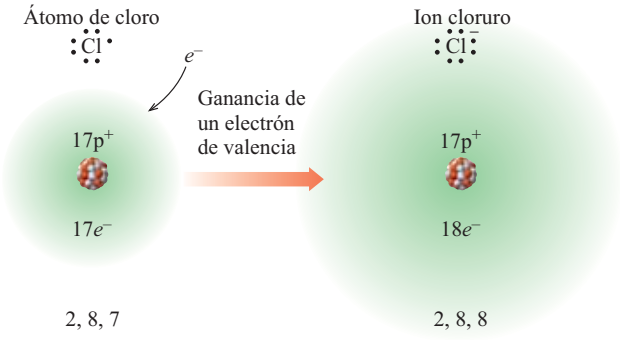


Los iones positivos también se llaman **cationes**. El magnesio, un metal del grupo 2A (2), logra un octeto al perder 2 electrones de valencia y formar un ion con una carga iónica de 2+, Mg^{2+}. Un ion metálico recibe su nombre del nombre del elemento. Por tanto, Mg^{2+} se llama ion magnesio.



Iones negativos

Puesto que las energías de ionización de los no metales de los grupos 5A (15), 6A (16) y 7A (17) son altas, los átomos de los no metales ganan electrones de los metales. La mayoría de los no metales ganan 1 o más electrones para convertirse en iones con cargas negativas. Por ejemplo, cuando un átomo de cloro en el grupo 7A (17) con 7 electrones de valencia gana un electrón, logra la configuración del argón. El ion cloro resultante tiene una carga negativa 1− (Cl^-). El nombre de un ion de no metal resulta de cambiar la terminación de su nombre por *uro*. Los iones cargados negativamente también se llaman **aniones**.



Cargas iónicas de números de grupo

Los números de grupo se usan para determinar las cargas iónicas para iones de los elementos representativos. Los elementos en los grupos 1A (1), 2A (2) y 3A (13) pierden 1, 2 y 3 electrones, respectivamente, para formar iones positivos. Los metales del grupo 1A (1) forman iones con cargas 1+, los metales del grupo 2A (2) forman iones con cargas 2+ y los metales del grupo 3A (13) forman iones con cargas 3+.

Los no metales de los grupos 5A (15), 6A (16) y 7A (17) ganan 3, 2 o 1 electrones, respectivamente, para formar iones negativos en compuestos iónicos. Los no metales del grupo 5A (15) forman iones con cargas 3−, los no metales del grupo 6A (16) forman iones con cargas 2−, y los no metales del grupo 7A (17) forman iones con cargas 1−. Los elementos del grupo 4A (14), por lo general, no forman iones. En la tabla 5.1 se mencionan las cargas iónicas para iones típicos de estos elementos representativos.

Tabla 5.1 **Iones positivos y negativos que tienen la misma configuración electrónica que el gas noble más cercano**

		Metales pierden electrones de valencia			No metales ganan electrones de valencia				
Gases nobles	Configuración electrónica	1A (1)	2A (2)	3A (13)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	Configuración electrónica	Gases nobles
He	←	Li^+							
Ne	←	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	N^{3-}	O^{2-}	F^-	→	Ne
Ar	←	K^+	Ca^{2+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	→	Ar
Kr	←	Rb^+	Sr^{2+}				Br^-	→	Kr
Xe	←	Cs^+	Ba^{2+}				I^-	→	Xe

Problema de muestra 5.1 **Escritura de iones**

Considera los elementos aluminio y oxígeno.

a) Identifica cada uno como metal o no metal.
b) Establece el número de electrones de valencia para cada uno.
c) Establece el número de electrones que debe perder o ganar cada uno.
d) Escribe el símbolo para cada ion resultante, incluida su carga iónica.

Solución

Aluminio	**Oxígeno**
a) metal	no metal
b) tres	seis
c) pierde $3e^-$	gana $2e^-$
d) Al^{3+}	O^{2-}

Comprobación de estudio

¿Cuáles son los símbolos para los iones formados por potasio y azufre?

Preguntas y problemas Regla del octeto y los iones

5.1 *a*) ¿Cómo explica la regla del octeto la formación de un ion sodio?
b) ¿Por qué crees que los elementos de los grupos 1A (1) y 2A (2) se encuentran en muchos compuestos, pero no los elementos del grupo 8A (18)?

5.2 *a*) ¿Cómo explica la regla del octeto la formación de un ion cloro?
b) ¿Por qué crees que los elementos del grupo 7A (17) se encuentran en muchos compuestos, pero no los elementos del grupo 8A (18)?

5.3 Establece el número de electrones que deben perder los átomos de cada uno de los siguientes elementos para adquirir una configuración electrónica de gas noble:
a) Li *b*) Mg *c*) Al *d*) Cs *e*) Ba

5.4 Determina el número de electrones que debe ganar por átomo cada uno de los siguientes elementos para adquirir una configuración electrónica de gas noble:
a) Cl *b*) O *c*) N *d*) I *e*) P

5.5 ¿Cuál gas noble tiene la misma configuración electrónica que cada uno de los siguientes iones?
a) Na^+ *b*) Mg^{2+} *c*) K^+ *d*) O^{2-} *e*) F^-

5.6 ¿Cuál gas noble tiene la misma configuración electrónica que cada uno de los siguientes iones?
a) Li^+ *b*) Sr^{2+} *c*) S^{2-} *d*) Al^{3+} *e*) Br^-

5.7 Establece el número de electrones perdidos o ganados cuando los siguientes elementos forman iones:
a) Mg *b*) P *c*) Grupo 7A *d*) Na *e*) Al

5.8 Determina el número de electrones perdidos o ganados cuando los siguientes elementos forman iones:
a) O *b*) Grupo 2A *c*) F *d*) Li *e*) N

5.9 Escribe los símbolos de los iones con el siguiente número de protones y electrones:
a) 3 protones, 2 electrones
b) 9 protones, 10 electrones
c) 12 protones, 10 electrones
d) 26 protones, 23 electrones
e) 30 protones, 28 electrones

5.10 ¿Cuántos protones y electrones hay en los siguientes iones?
a) O^{2-} *b*) K^+ *c*) Br^- *d*) S^{2-} *e*) Sr^{2+}

NOTA QUÍMICA

ALGUNOS IONES IMPORTANTES EN EL CUERPO

Varios iones en los fluidos corporales tienen importantes funciones fisiológicas y metabólicas. Algunos de ellos se mencionan en la tabla 5.2.



Tabla 5.2 Iones en el cuerpo

Ion	Ocurrencia	Función	Fuente	Resultado de muy poco	Resultado de exceso
Na^+	Principal catión extracelular	Regulación y control de fluidos corporales	Sal	Hiponatremia, ansiedad, diarrea, falla circulatoria, disminución en fluido corporal	Hipernatremia, poca orina, sed, edema
K^+	Principal catión intracelular	Regulación de fluidos corporales y funciones celulares	Plátanos, jugo de naranja, leche, ciruela pasa, papas	Hipocalemia (hipopotasemia), letargia, debilidad muscular, falla de impulsos neurológicos	Hipercalemia (hiperpotasemia), irritabilidad, náusea, poca orina, ataque cardiaco
Ca^{2+}	Catión extracelular; 90% del calcio en el cuerpo está en los huesos como $Ca_3(PO_4)_2$ o $CaCO_3$	Principal catión del hueso y del músculo liso	Leche, yogurt, queso, verduras y espinacas	Hipocalcemia, hormigueo de dedos, calambres musculares y osteoporosis	Hipercalcemia, relajamiento muscular, cálculos renales, dolor intenso de huesos
Mg^{2+}	Catión extracelular: 70% del magnesio en el cuerpo está formando parte de la estructura ósea	Esencial para ciertas enzimas, músculos y control nervioso	Ampliamente distribuido (parte de la clorofila de las plantas verdes), nueces, granos enteros	Desorientación, hipertensión, temblores, pulso lento	Somnolencia
Cl^-	Principal anión extracelular	Jugo gástrico, regulación de fluidos corporales	Sal	Igual que para Na^+	Igual que para Na^+

Meta de aprendizaje

Con el balance de carga, escribir la fórmula correcta para un compuesto iónico.

5.2 Compuestos iónicos

Los **compuestos iónicos** consisten de iones positivos y negativos. Los iones se mantienen juntos mediante fuertes atracciones electrostáticas entre las cargas opuestas llamadas **enlaces iónicos**.

Propiedades de los compuestos iónicos

Las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico, como el NaCl, son muy diferentes de las de los elementos originales. Por ejemplo, los elementos originales del NaCl fueron sodio, un metal suave y brillante, y el cloro, un gas venenoso amarillo-verdoso. Sin embargo, como iones positivos y negativos, forman sal de mesa, NaCl, una sustancia blanca cristalina común en nuestra dieta. En los compuestos iónicos, la atracción entre los iones es muy fuerte, lo que hace que los puntos de fusión de los compuestos iónicos sean altos, con frecuencia más de 300°C. Por ejemplo, el punto de fusión de NaCl es 800°C. A temperatura ambiente, los compuestos iónicos son sólidos.

La estructura de un sólido iónico depende de la configuración de los iones. En un cristal de NaCl, que tiene una forma cúbica, los iones Cl^- más grandes están empaquetados muy juntos en una estructura reticular, como se muestra en la figura 5.1. Los iones Na^+ más pequeños ocupan los huecos entre los iones Cl^-.

Equilibrio de carga en compuestos iónicos

La **fórmula** de un compuesto iónico indica el número y tipos de iones que lo conforman. La suma de las cargas iónicas en la fórmula siempre es cero. Por ejemplo, la fórmula NaCl indica que hay un ion sodio, Na^+, por cada ion cloro, Cl^-, en el compuesto. Nota que las cargas iónicas no aparecen en la fórmula del compuesto.

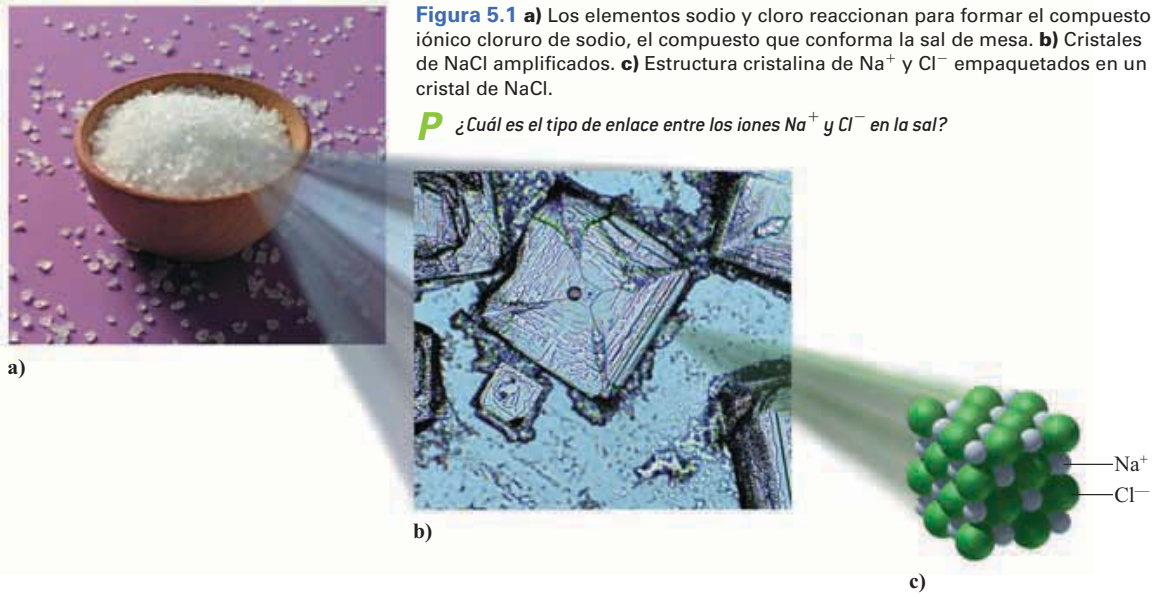


Figura 5.1 **a)** Los elementos sodio y cloro reaccionan para formar el compuesto iónico cloruro de sodio, el compuesto que conforma la sal de mesa. **b)** Cristales de NaCl amplificados. **c)** Estructura cristalina de Na^+ y Cl^- empaquetados en un cristal de NaCl.

P *¿Cuál es el tipo de enlace entre los iones Na^+ y Cl^- en la sal?*



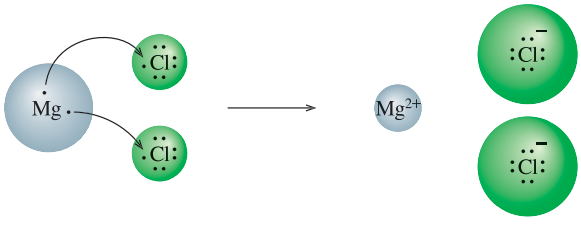
Pierde $1e^-$ Gana $1e^-$ = Un ion sodio Na^+ Un ion cloro Cl^-

$[1^+ + 1^- = 0]$

NaCl, cloruro de sodio

Subíndices en fórmulas

La fórmula de cualquier compuesto iónico tiene una carga global cero. Esto significa que la cantidad total de carga positiva es igual a la cantidad total de carga negativa. Considera un compuesto de magnesio y cloro. Para lograr un octeto, un átomo de Mg pierde sus dos electrones de valencia para formar Mg^{2+}. Cada átomo de Cl gana 1 electrón para completar el octeto y formar Cl^-. En este ejemplo se necesitan dos iones Cl^- para equilibrar la carga positiva de Mg^{2+}. Esto da la fórmula $MgCl_2$, cloruro de magnesio, en la que el subíndice 2 muestra que se necesitaron dos Cl^- para equilibrar la carga.



Pierde $2e^-$ Cada uno gana $1e^-$ Un ion magnesio Mg^{2+} Dos iones cloruro $2Cl^-$

$[(2^+) + 2(1^-) = 0]$

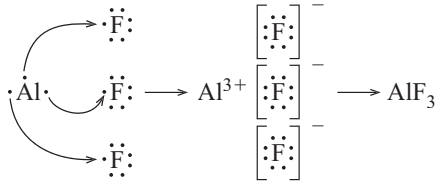
$MgCl_2$, cloruro de magnesio

Problema de muestra 5.2 Esquema de formación de un compuesto iónico

Diagrama de la formación del compuesto iónico fluoruro de aluminio, AlF_3.

Solución

De acuerdo con los símbolos punto electrón, el aluminio tiene 3 electrones de valencia y el flúor tiene 7. El aluminio pierde sus 3 electrones de valencia y cada átomo de flúor gana un electrón, para dar iones con configuraciones de gas noble en el compuesto iónico AlF_3.



Pierde $3e^-$ Gana $3e^-$ Al^{3+} Tres F^-

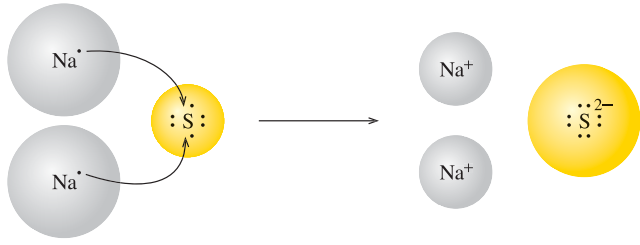
$[(3^+) + 3(1^-) = 0]$

Comprobación de estudio

Diagrama de la formación del sulfuro de litio, Li_2S.

Cómo escribir fórmulas iónicas a partir de cargas iónicas

Los subíndices en la fórmula de un compuesto iónico representan el número de iones positivos y negativos que dan una carga global de cero. Por tanto, ahora podemos escribir una fórmula directamente a partir de las cargas iónicas de los iones positivos y negativos. Supón que queremos escribir la fórmula del compuesto iónico que tiene iones Na^+ y S^{2-}. Para equilibrar la carga iónica del ion S^{2-}, necesitaremos colocar dos iones Na^+ en la fórmula. Esto da la fórmula Na_2S, que tiene una carga global de cero. En una fórmula iónica, el ion positivo se escribe primero, seguido por el ion negativo.



Cada uno pierde $1e^-$ Gana $2e^-$

Dos iones sodio Un ion sulfuro

$[2(1^+) + (2^-) = 0]$

Na_2S, sulfuro de sodio

Problema de muestra 5.3 **Escritura de fórmulas a partir de cargas iónicas**

Mediante equilibrio de la carga iónica, escribe la fórmula para el compuesto iónico que contenga K^+ y N^{3-}.

Solución

Determina el número de cada ion necesario para equilibrio de carga. La carga para el nitrógeno (3−) se equilibra mediante tres iones K^+ (3+). Escribir primero el ion positivo da la fórmula K_3N.

Comprobación de estudio

Usa cargas iónicas para determinar la fórmula del compuesto que se formaría cuando reaccionan calcio y cloro.

Preguntas y problemas Compuestos iónicos

5.11 ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos es probable que formen un compuesto iónico?
a) litio y cloro
b) oxígeno y cloro
c) potasio y oxígeno
d) sodio y neón
e) sodio y magnesio

5.12 ¿Cuáles de los siguientes pares de elementos es probable que formen un compuesto iónico?
a) helio y oxígeno
b) magnesio y cloro
c) cloro y bromo
d) potasio y azufre
e) sodio y potasio

5.13 Mediante el uso de los símbolos punto electrón, realiza el diagrama de la formación de los siguientes compuestos iónicos:
a) KCl *b*) $CaCl_2$ *c*) Na_3N

5.14 Mediante el uso de los símbolos punto electrón, realiza el diagrama de la formación de los siguientes compuestos iónicos:
a) MgS *b*) $AlCl_3$ *c*) Li_2O

5.15 Escribe la fórmula iónica correcta para los compuestos formados entre los siguientes iones:
a) Na^+ y O^{2-}
b) Al^{3+} y Br^-
c) Ba^{2+} y O^{2-}
d) Mg^{2+} y Cl^-
e) Al^{3+} y S^{2-}

5.16 Escribe la fórmula iónica correcta para los compuestos formados entre los siguientes iones:
a) Al^{3+} y Cl^-
b) Ca^{2+} y S^{2-}
c) Li^+ y S^{2-}
d) K^+ y N^{3-}
e) K^+ y I^-

5.17 Escribe la fórmula correcta para los compuestos iónicos formados por lo siguiente:
a) sodio y azufre
b) potasio y nitrógeno
c) aluminio y yodo
d) litio y oxígeno

5.18 Escribe la fórmula correcta para los compuestos iónicos formados por lo siguiente:
a) calcio y cloro
b) bario y bromo
c) sodio y fósforo
d) magnesio y oxígeno

Meta de aprendizaje

Dada la fórmula de un compuesto iónico, escribir el nombre correcto.

5.3 Nomenclatura y escritura de fórmulas iónicas

Como se mencionó en la sección 5.1, el nombre de un ion metálico es el mismo que su nombre elemental. El nombre de un ion de un no metal se obtiene al sustituir el final de su nombre elemental con *uro*. La tabla 5.3 menciona los nombres de algunos iones metálicos y no metálicos importantes.

Nombrar compuestos iónicos que contengan dos elementos

En el nombre de un compuesto iónico de dos elementos, el ion metálico se nombra seguido por el nombre del ion de no metal. Los subíndices nunca se mencionan; se entienden como resultado del equilibrio de carga de los iones en el compuesto.

Guía para nombrar compuestos iónicos con metales que forman un solo ion

PASO 1
Identifica el catión y el anión.

PASO 2
Nombra al catión por su nombre elemental.

PASO 3
Nombra al anión mediante el cambio de la última parte de su nombre elemental por *uro*. Para el oxígeno es óxido.

PASO 4
Escribe primero el nombre del anión, después la palabra de y al final el nombre del catión.

Compuesto	Ion metálico	Ion de no metal	Nombre
NaF	Na^+ sodio	F^- fluoruro	fluoruro de sodio
$MgBr_2$	Mg^{2+} magnesio	Br^- bromuro	bromuro de magnesio
Al_2O_3	Al^{3+} aluminio	O^{2-} óxido	óxido de aluminio

Tabla 5.3 Fórmulas y nombres de algunos iones comunes

Número de grupo	Fórmula del ion	Nombre del ion	Número de grupo	Fórmula del ion	Nombre del ion
	Metales			No metales	
1A (1)	Li^+	litio	5A (15)	N^{3-}	nitruro
	Na^+	sodio		P^{3-}	fosfuro
	K^+	potasio	6A (16)	O^{2-}	óxido
2A (2)	Mg^{2+}	magnesio		S^{2-}	sulfuro
	Ca^{2+}	calcio	7A (17)	F^-	fluoruro
	Ba^{2+}	bario		Cl^-	cloruro
3A (13)	Al^{3+}	aluminio		Br^-	bromuro
				I^-	yoduro

Problema de muestra 5.4 **Nomenclatura de compuestos iónicos**

Escribe el nombre de cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) Na_2O *b*) Mg_3N_2

Solución

Compuesto	Iones y nombres	Nombre de compuesto	
a) Na_2O	Na^+	O^{2-}	
	sodio	óxido	óxido de sodio
b) Mg_3N_2	Mg^{2+}	N^{3-}	
	magnesio	nitruro	nitruro de magnesio

Comprobación de estudio

Nombra el compuesto $CaCl_2$.

Tabla 5.4 Algunos metales que forman más de un ion positivo

Elemento	Posibles iones	Nombre del ion
cromo	Cr^{2+} Cr^{3+}	cromo (II) cromo (III)
cobalto	Co^{2+} Co^{3+}	cobalto (II) cobalto (III)
cobre	Cu^{+} Cu^{2+}	cobre (I) cobre (II)
oro	Au^{+} Au^{3+}	oro (I) oro (III)
hierro	Fe^{2+} Fe^{3+}	hierro (II) hierro (III)
plomo	Pb^{2+} Pb^{4+}	plomo (II) plomo (IV)
manganeso	Mn^{2+} Mn^{3+}	manganeso (II) manganeso (III)
mercurio	Hg_2^{2+} Hg^{2+}	mercurio (I)* mercurio (II)
níquel	Ni^{2+} Ni^{3+}	níquel (II) níquel (III)
estaño	Sn^{2+} Sn^{4+}	estaño (II) estaño (IV)

*Los iones mercurio (I) forman pares con carga 2^+.

Tabla 5.5 Algunos compuestos iónicos metálicos que forman dos tipos de iones positivos

Compuesto	Nombre sistemático
$FeCl_2$	cloruro de hierro (II)
$FeCl_3$	cloruro de hierro (III)
Cu_2S	sulfuro de cobre (I)
$CuCl_2$	cloruro de cobre (II)
$SnCl_2$	cloruro de estaño (II)
$PbBr_4$	bromuro de plomo (IV)

Metales que forman más de un ion positivo

Los metales de transición del grupo B (3−12) y los metales de los grupos 4A (14) y 5A (15) también forman iones positivos. Sin embargo, estos metales, por lo general, forman más de un ion positivo. Por ejemplo, en algunos compuestos iónicos, el hierro está en la forma de Fe^{2+}, pero en diferentes compuestos toma la forma Fe^{3+}. El cobre también forma dos iones diferentes: Cu^+ está presente en algunos compuestos y Cu^{2+} en otros. Cuando un metal forma más de un ion no es posible predecir la carga iónica a partir del número de grupo. Decimos que tiene una carga variable.

Cuando son posibles diferentes iones, se necesita un sistema de nomenclatura para identificar el catión particular en un compuesto. Para hacer esto, después del nombre elemental del metal se coloca entre paréntesis un número romano que coincide con la carga iónica. Por ejemplo, Fe^{2+} se nombra hierro (II), y Fe^{3+} se nombra hierro (III): la tabla 5.4 enlista los iones de algunos metales comunes que forman más de un ion.

La figura 5.2 muestra algunos iones comunes y su ubicación en la tabla periódica. Por lo general, los metales de transición forman más de un ion positivo. Sin embargo, zinc, cadmio y plata forman sólo un ion. Las cargas iónicas de la plata, cadmio y zinc son fijas, como los metales de los grupos 1A (1), 2A (2) y 3A (13), de modo que sus nombres elementales son suficientes cuando se nombran sus compuestos iónicos.

Cuando debas incluir un número romano entre paréntesis, la selección del correcto depende del cálculo de la carga iónica del metal en la fórmula de un compuesto iónico específico. Por ejemplo, sabemos que en la fórmula $CuCl_2$ la carga positiva del ion cobre debe equilibrar la carga negativa de dos iones cloruro. Puesto que sabemos que los iones cloruro tienen cada uno una carga 1−, debe haber una carga negativa total de 2−. Al equilibrar el 2− por la carga positiva da una carga de 2+ para Cu (un ion Cu^{2+}):

$$\begin{aligned} \text{Carga Cu} &+ \text{Carga Cl}^- &&= 0 \\ (?) &+ 2(1-) &&= 0 \\ (2+) &+ 2- &&= 0 \end{aligned}$$

Puesto que el cobre forma iones, Cu^+ y Cu^-, necesitamos usar el sistema de números romanos y colocar (II) después de *cobre* cuando se nombre el compuesto:

cloruro de cobre (II)

La tabla 5.5 menciona los nombres de algunos compuestos iónicos en los que los metales forman más de un ion positivo.

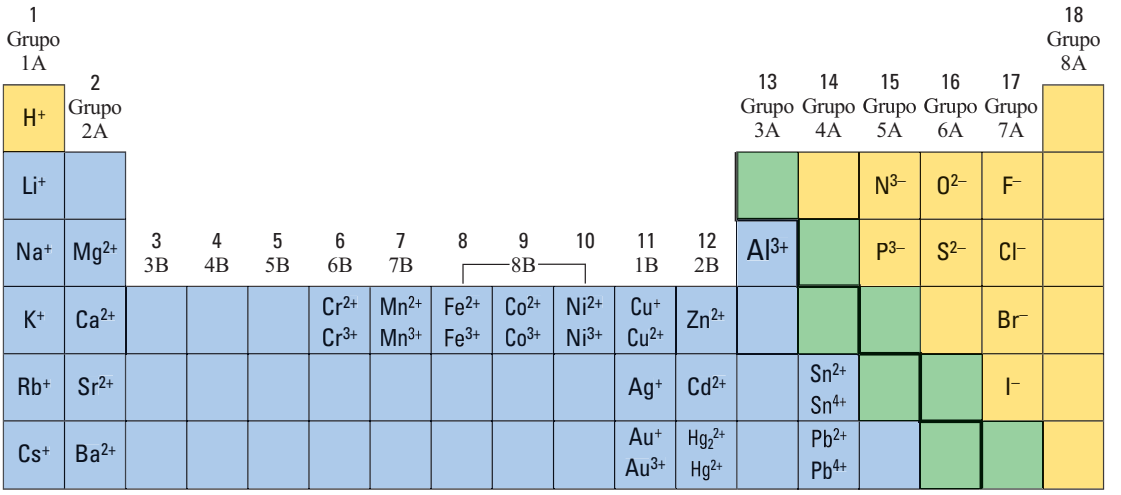


Figura 5.2 En la tabla periódica, los iones positivos se forman a partir de metales y los iones negativos a partir de los no metales.

P *¿Cuáles son los iones comunes que se forman de calcio, cobre y oxígeno?*

Guía para nombrar compuestos iónicos con metales de carga variable

PASO 1
Determina la carga del catión y del anión.

PASO 2
Nombra al catión mediante el nombre de su elemento e indica la carga mediante un número romano escrito entre paréntesis.

PASO 3
Nombra el anión al cambiar la última parte de su nombre de elemento con *uro*. Para el oxígeno es óxido.

PASO 4
Escribe el nombre del anión, después la palabra de y al final el nombre del catión.

Problema de muestra 5.5. **Nomenclatura de compuestos iónicos con iones metálicos con carga variable**

Escribe el nombre del Cu_2S.

Solución

PASO 1 **Determina la carga del catión a partir del anión.** El no metal S en el grupo 6A (16) forma el ion S^{2-}. Puesto que hay dos iones Cu para equilibrar el S^{2-}, la carga de cada ion Cu es 1+.

	Catión		Anión
Iones	Cu?		S^{2-}
Grupos	transición		6A (16)
Equilibrio de carga	2(+1)	+	(2−) = 0
Símbolos	Cu^{+}		S^{2-}

PASO 2 **Nombra al catión con el nombre de su elemento y usa un número romano entre paréntesis para la carga.**

Cobre (I)

PASO 3 **Nombra al anión al cambiar la última parte del nombre de su elemento por *uro*.**

sulfuro

PASO 4 **Escribe el nombre del anión, después la palabra *de* y al último el nombre del catión.**

sulfuro de cobre (I)

Comprobación de estudio

Escribe el nombre del compuesto cuya fórmula es $AuCl_3$.

Escribir fórmulas a partir del nombre de un compuesto iónico

La fórmula de un compuesto iónico se escribe a partir de la primera parte del nombre del ion metal y la segunda parte que especifica al no metal. Los subíndices se agregan cuando se necesiten para equilibrar la carga. Los pasos para escribir una fórmula a partir del nombre de un compuesto iónico se indican en el problema de muestra 5.6.

Guía para escribir fórmulas a partir del nombre de un compuesto iónico

PASO 1
Identifica el catión y el anión.

PASO 2
Equilibra las cargas.

PASO 3
Escribe la fórmula, primero el anión, y usa los subíndices del equilibrio de carga.

Problema de muestra 5.6 **Escritura de fórmulas de compuestos iónicos**

Escribe la fórmula de cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) nitruro de sodio *b*) sulfuro de aluminio

Solución

a) nitruro de sodio

PASO 1 **Identifica el catión y el anión.** El metal Na en el grupo 1A (1) forma el ion Na^+. El no metal N en el grupo 5A (15) forma el ion N^{3-}.

	Catión	Anión
Iones	sodio	nitruro
Grupos	1A (1)	5A (15)
Símbolos	Na^+	N^{3-}

PASO 2 **Equilibra las cargas.**

Na^+ N^{3-}
Na^+
Na^+
$\mathbf{3}(1+) + \mathbf{1}(3^-) = 0$

Se convierte en subíndice en la fórmula

PASO 3 **Escribe la fórmula, primero el anión, y usa los subíndices del equilibrio de carga.**

Na_3N

b) sulfuro de aluminio

PASO 1 **Identifica el catión y el anión.** El metal Al en el grupo 3A (13) forma el ion Al^{3+}. El no metal S en el grupo 6A (16) forma el ion S^{2-}.

	Catión	Anión
Iones	Aluminio	sulfuro
Grupos	3A (13)	6A (16)
Símbolos	Al^{3+}	S^{2-}

PASO 2 **Equilibra las cargas.**
Se necesitan dos iones Al^{3+} (6+) para equilibrar las cargas de tres iones S^{2-} (6−).

Al^{3+} S^{2-}
Al^{3+} S^{2-}
S^{2-}
$\mathbf{2}(3+) + \mathbf{3}(2-) = 0$

Usa como subíndices en la fórmula

PASO 3 **Escribe la fórmula, primero el anión, y usa los subíndices del equilibrio de carga.**

Al_2S_3

Comprobación de estudio

Escribe los iones y fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) bromuro de magnesio *b*) óxido de litio

Problema de muestra 5.7 Escritura de fórmulas de compuestos iónicos

Escribe la fórmula para el cloruro de hierro (III).

Solución

PASO 1 **Identifica el catión y el anión.** El número romano (III) indica que la carga del ion hierro es 3+, Fe^{3+}.

	Catión	Anión
Iones	hierro (III)	cloruro
Grupos	transición	7A (17)
Símbolos	Fe^{3+}	Cl^-

PASO 2 **Equilibra las cargas.**

$$\begin{array}{ll} Fe^{3+} & Cl^- \\ & Cl^- \\ & Cl^- \\ \hline \mathbf{1}(3+) \quad + & \mathbf{3}(1-) = 0 \end{array}$$

Se convierte en subíndice en la fórmula

PASO 3 **Escribe la fórmula, primero el anión, y usa los subíndices del equilibrio de carga.**

$FeCl_3$

Comprobación de estudio

Escribe la fórmula correcta para el óxido de cromo (III).

Preguntas y problemas Nomenclatura y escritura de fórmulas iónicas

5.19 Escribe el símbolo para el ion de cada uno de los siguientes:
a) cloruro *b*) potasio
c) óxido *d*) aluminio

5.20 Escribe el símbolo para el ion de cada uno de los siguientes:
a) fluoruro *b*) calcio
c) sodio *d*) litio

5.21 ¿Cuál es el nombre de cada uno de los siguientes iones?
a) K^+ *b*) S^{2-} *c*) Ca^{2+} *d*) N^{3-}

5.22 ¿Cuál es el nombre de cada uno de los siguientes iones?
a) Mg^{2+} *b*) Ba^{2+} *c*) I^- *d*) Cl^-

5.23 Escribe los nombres para los siguientes compuestos iónicos:
a) Al_2O_3 *b*) $CaCl_2$ *c*) Na_2O *d*) Mg_3N_2
e) KI *f*) BaF_2

5.24 Escribe los nombres para los siguientes compuestos iónicos:
a) $MgCl_2$ *b*) K_3P *c*) Li_2S *d*) LiBr
e) MgO *f*) $SrBr_2$

5.25 ¿Por qué se coloca un número romano después del nombre de la mayoría de los iones de los metales de transición?

5.26. El compuesto $CaCl_2$ se nombra cloruro de calcio; el compuesto $CuCl_2$ se nombra cloruro de cobre (II). Explica por qué se usó un número romano en un nombre, pero no en el otro.

5.27. Escribe los nombres de los siguientes iones del grupo 4A (14) y metales de transición (incluye el número romano cuando sea necesario):
a) Fe^{2+} *b*) Cu^{2+} *c*) Zn^{2+} *d*) Pb^{4+}
e) Cr^{3+} *f*) Mn^{2+}

5.28. Escribe los nombres de los siguientes iones del grupo 4A (14) y metales de transición (incluye el número romano cuando sea necesario):
a) Ag^{+} *b*) Cu^{+} *c*) Fe^{3+} *d*) Sn^{2+}
e) Au^{3+} *f*) Ni^{2+}

5.29. Escribe los nombres para los siguientes compuestos iónicos:
a) $SnCl_2$ *b*) FeO *c*) Cu_2S *d*) CuS
e) $CdBr_2$ *f*) $HgCl_2$

5.30. Escribe los nombres para los siguientes compuestos iónicos:
a) Ag_3P *b*) PbS *c*) SnO_2 *d*) $AuCl_3$
e) Cr_2O_3 *f*) CoS

5.31. Indica la carga en el ion metal en cada uno de los siguientes casos:
a) $AuCl_3$ *b*) Fe_2O_3 *c*) PbI_4 *d*) $SnCl_2$

5.32. Indica la carga en el ion metal en cada uno de los siguientes casos:
a) $FeCl_2$ *b*) CuO *c*) Fe_2S_3 *d*) AlP

5.33. Escribe las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) cloruro de magnesio *b*) sulfuro de sodio
c) óxido de cobre (I) *d*) fosfuro de zinc
e) nitruro de oro (III)

5.34. Escribe las fórmulas para cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) óxido de hierro (III) *b*) fluoruro de bario
c) cloruro de estaño (IV) *d*) sulfuro de plata
e) cloruro de cobre (II)

5.35. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos iónicos:
a) cloruro de cobalto (III) *b*) óxido de plomo (IV)
c) cloruro de plata *d*) nitruro de calcio
e) fosfuro de cobre (I) *f*) cloruro de cromo (II)

5.36. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos:
a) óxido de estaño (IV) *b*) sulfuro de hierro (III)
c) óxido de manganeso (IV) *d*) yoduro de cromo (III)
e) nitruro de litio *f*) óxido de oro (I)

Meta de aprendizaje

Escribir una fórmula de un compuesto que contenga un ion poliatómico.

5.4 Iones poliatómicos

En un **ion poliatómico**, un grupo de átomos tiene una carga eléctrica. La carga se comparte entre los átomos que forman el ion poliatómico. La mayoría de los iones poliatómicos consiste de un no metal, como fósforo, azufre, carbono o nitrógeno, unido de manera covalente con átomos de oxígeno. Estos iones poliatómicos que contienen oxígeno tienen una carga iónica de 1−, 2− o 3−. Sólo uno de los iones poliatómicos comunes, NH_4^+, está cargado positivamente. En la figura 5.3 se muestran algunos iones poliatómicos.



Figura 5.3 Muchos productos tienen iones poliatómicos, que son grupos de átomos que tienen una carga iónica.

P *¿Cuál es la carga de un ion sulfato?*

Nomenclatura de iones poliatómicos

Los nombres de la mayoría de los aniones poliatómicos comunes terminan en *ato*. La terminación *ito* se usa para los nombres de iones relacionados que tienen un átomo de oxígeno menos. Reconocer estas terminaciones te ayudará a identificar los aniones poliatómicos en el nombre de un compuesto. El ion hidróxido (OH^-) y el ion cianuro (CN^-) son excepciones a este patrón de nomenclatura. No hay una forma sencilla de aprender los iones poliatómicos. Necesitarás memorizar el número de átomos de oxígeno y la carga asociada con cada ion, como se muestra en la tabla 5.6. Al memorizar las fórmulas y los nombres de los iones que se muestran en los recuadros, puedes derivar los iones relacionados. Por ejemplo, el ion sulfato es SO_4^{2-}. Escribimos la fórmula del ion sulfito, que tiene un átomo de oxígeno menos, como SO_3^{2-}. La fórmula del carbonato de hidrógeno, o *bicarbonato*, se escribe al colocar un catión hidrógeno ($H+$) enfrente de la fórmula para carbonato (CO_3^{2-}) y reducir la carga de $2-$ a $1-$ para obtener HCO_3^-.

Los elementos en el grupo 7A (17) pueden formar más de dos tipos de aniones poliatómicos. Los prefijos se agregan a los nombres y la terminación se cambia para distinguir entre estos iones. El prefijo *per* se usa para el ion poliatómico que tiene un átomo de oxígeno más que la forma *ato* del ion poliatómico. La terminación *ato* se cambia a *ito* para el ion con un oxígeno menos. El prefijo *hipo* se usa para el ion poliatómico que tiene un oxígeno menos que en la forma *ito*.

Tabla 5.6 Nombres y fórmulas de algunos iones poliatómicos comunes

No metal	Fórmula del ion[a]	Nombre de ion
hidrógeno	OH^-	hidróxido
nitrógeno	NH_4^+	amonio
	$\boxed{NO_3^-}$	**nitrato**
	NO_2^-	nitrito
cloro	ClO_4^-	perclorato
	$\boxed{ClO_3^-}$	**clorato**
	ClO_2^-	clorito
	ClO^-	hipoclorito
carbono	$\boxed{CO_3^{2-}}$	**carbonato**
	HCO_3^-	carbonato de hidrógeno (o bicarbonato)
	CN^-	cianuro
	$C_2H_3O_2^-(CH_3COO^-)$	acetato
	SCN^-	tiocianato
azufre	$\boxed{SO_4^{2-}}$	**sulfato**
	HSO_4^-	sulfato de hidrógeno(o bisulfato)
	SO_3^{2-}	sulfito
	HSO_3^-	sulfito de hidrógeno(o bisulfito)
fósforo	$\boxed{PO_4^{3-}}$	**fosfato**
	HPO_4^{2-}	fosfato de hidrógeno
	$H_2PO_4^-$	fosfato dihidrógeno
	PO_3^{3-}	fosfito
cromo	$\boxed{CrO_4^{2-}}$	**cromato**
	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
manganeso	MnO_4^-	permanganato

[a]Las fórmulas en recuadros son el ion poliatómico más común para dicho elemento.

Podemos ver esto en los iones poliatómicos de cloro combinados con oxígeno. Nota que todos los iones poliatómicos de cloro tienen la misma carga iónica.

ClO_4^-	ion *per*clorato	un O más que el ion común (*ato*)
ClO_3^-	ion clorato	ion más común
ClO_2^-	ion clor*ito*	un O menos que el ion común (*ato*)
ClO^-	ion *hipo*clorito	un O menos que el ion *ito*

ENFOQUE PROFESIONAL

GEÓLOGO



"La química apuntala a la geología", dice Vic Abadie, geólogo consultor. "Soy un geólogo independiente a quien consultan en exploración para petróleo y gas natural. Predecir la presencia de un yacimiento de petróleo depende en parte de comprender las reacciones químicas de los minerales. Esto es porque durante el tiempo geológico, tales reacciones crean o destruyen espacios porosos que albergan petróleo crudo y gas en una formación rocosa que sirve como yacimiento. El análisis químico puede equiparar al petróleo de las formaciones de los depósitos conocidos con formaciones lejanas que generaron al petróleo y de las que emigró el petróleo de los yacimientos en el pasado geológico. Esto ayuda a identificar áreas blanco a explorar para nuevos yacimientos.

"Yo evalúo las propuestas para excavar en busca de petróleo y gas no descubierto. Recomiendo que mis clientes inviertan en los pozos propuestos, que mi análisis sugiere tienen importante mérito geológico y económico. Esta es una aplicación comercial del método científico: la propuesta para perforar es la hipótesis, y la excavación la pone a prueba. Un pozo exitoso valida la hipótesis y genera producción de petróleo o gas, e ingresos para mis clientes y para mí. Yo hago esta y otras consultorías para clientes privados y corporativos. El riesgo es alto, el trabajo excitante y mi tiempo es flexible."

Escritura de fórmulas para compuestos que tienen iones poliatómicos

Ningún ion poliatómico existe por sí solo. Como cualquier ion, un ion poliatómico debe asociarse con iones de carga opuesta. El enlace entre iones poliatómicos y otros iones es de atracciones electrostáticas. Por ejemplo, el compuesto sulfato de sodio consiste de iones sodio (Na^+) más iones sulfato (SO_4^{2-}) unidos mediante enlaces iónicos.

Para escribir las fórmulas correctas para compuestos que contengan iones poliatómicos seguimos las mismas reglas de equilibrio de carga que usamos para escribir las fórmulas de compuestos iónicos simples. Las cargas negativa y positiva totales deben ser iguales a cero. Por ejemplo, considera la fórmula para un compuesto que tiene iones calcio e iones carbonato. Los iones se escriben como

Ca^{2+} CO_3^{2-}
ion calcio ion carbonato

Carga iónica: $(2+) + (2-) = 0$

Puesto que un ion de cada uno equilibra la carga, la fórmula se escribe como

$CaCO_3$
carbonato de calcio

Cuando más de un ion poliatómico se necesita para equilibrio de carga, se usan paréntesis para encerrar la fórmula del ion. Afuera de los paréntesis se escribe un subíndice para indicar el número de iones poliatómicos. Considera la fórmula para el nitrato de magnesio. Los iones en este compuesto son el ion magnesio y el ion nitrato, un ion poliatómico.

Mg^{2+} NO_3^-
ion magnesio ion nitrato

Para equilibrar la carga positiva de 2+ se necesitan dos iones nitrato. La fórmula, incluidos los paréntesis alrededor del ion nitrato, es como sigue:

NO_3^-
Mg^{2+}
NO_3^-
$(2+) + 2(1-) = 0$

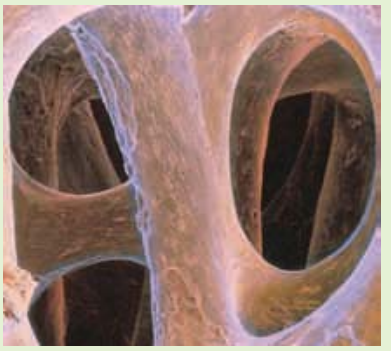
nitrato de magnesio
$Mg(NO_3)_2$

Paréntesis encierran la fórmula de los iones nitrato

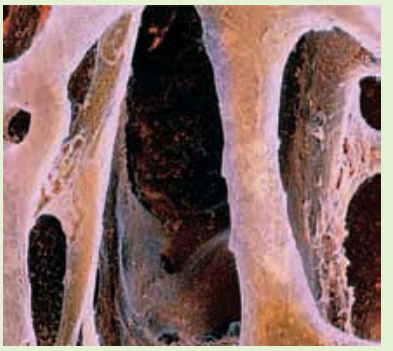
Subíndice afuera de los paréntesis para indicar el uso de dos iones nitrato

NOTA QUÍMICA

IONES EN HUESO Y DIENTES



a)



b)

La estructura ósea consiste de dos partes: un material mineral sólido y una segunda fase hecha principalmente de proteína colágeno. La sustancia mineral es un compuesto llamado hidroxiapatita, un sólido formado de iones calcio, iones fosfato e iones hidróxido. Este material se deposita en la red de colágeno para formar un material óseo muy durable.

$Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$
Hidroxiapatita de calcio

En la mayoría de los individuos, el material óseo se absorbe y se reforma de manera continua. Después de los 40 años, se pierde más material óseo del que se forma, una condición llamada osteoporosis. La reducción de masa ósea ocurre a una velocidad más rápida en las mujeres que en los hombres y a diferentes velocidades en distintas partes del esqueleto. La reducción en masa ósea puede ser hasta de 50% durante un periodo de 30 a 40 años. Las micrografías de exploración electrónica (SEM, por sus siglas en inglés), muestran *a*) hueso normal y *b*) hueso con osteoporosis debida a la pérdida de calcio. Se recomienda que las personas mayores de 35, especialmente mujeres, incluyan en su dieta diaria un complemento de calcio.

Problema de muestra 5.8 **Escritura de fórmulas que tengan iones poliatómicos**

Escribe la fórmula del bicarbonato de aluminio.

Solución

PASO 1 **Identifica el catión y el anión.** El catión es del aluminio, Al^{3+}, y el anión es bicarbonato, que es un anión poliatómico, HCO_3^-.

	Catión	Anión
Iones	Al^{3+}	HCO_3^-

PASO 2 **Equilibra las cargas.**

$$Al^{3+} \quad HCO_3^- \; HCO_3^- \; HCO_3^-$$

$$\mathbf{1}(3+) + \mathbf{3}(1-) = 0$$

Se convierte en subíndice en la fórmula

PASO 3 **Escribe la fórmula, primero el anión, y usa los subíndices del equilibrio de carga.** La fórmula para el compuesto se escribe al encerrar la fórmula del ion bicarbonato, HCO_3^-, entre paréntesis, y se escribe el subíndice 3 afuera del último paréntesis.

$Al(HCO_3)_3$

Comprobación de estudio

Escribe la fórmula para un compuesto que contenga ion amonio más iones fosfato.

Nomenclatura de compuestos que contengan iones poliatómicos

Cuando se nombran compuestos iónicos que tienen iones poliatómicos escribimos el nombre del ion poliatómico, primero, y luego el ion positivo, usualmente un metal. Es importante que aprendas a reconocer el ion poliatómico en la fórmula y nombrarlo correctamente. Como con otros compuestos iónicos, no se usan prefijos.

Na_2SO_4	$FePO_4$	$Al_2(CO_3)_3$
$Na_2\boxed{SO_4}$	$Fe\boxed{PO_4}$	$Al_2(\boxed{CO_3})_3$
sulfato de sodio	fosfato de hierro (III)	carbonato de aluminio

La tabla 5.7 menciona las fórmulas y nombres de algunos compuestos iónicos que incluyen iones poliatómicos y también da sus usos.

Tabla 5.7 Algunos compuestos que tienen iones poliatómicos

Fórmula	Nombre	Uso
$BaSO_4$	sulfato de bario	medio de contraste para rayos X
$CaCO_3$	carbonato de calcio	antiácido, complemento de calcio
$Ca_3(PO_4)_2$	fosfato de calcio	reabastecedor de calcio
$CaSO_3$	sulfito de calcio	conservador en sidras y jugos de fruta
$CaSO_4$	sulfato de calcio	yeso para moldear
$AgNO_3$	nitrato de plata	antiinfeccioso tópico
$NaHCO_3$	bicarbonato de sodio	antiácido
$Zn_3(PO_4)_2$	fosfato de zinc	cemento dental
$FePO_4$	fosfato de hierro (III)	enriquecedor de alimentos y pan
K_2CO_3	carbonato de potasio	alcalizador, diurético
$Al_2(SO_4)_3$	sulfato de aluminio	antitranspirante, antiinfeccioso
$AlPO_4$	fosfato de aluminio	antiácido
$MgSO_4$	sulfato de magnesio	catártico, sales de Epson

Problema de muestra 5.9 Nomenclatura de compuestos que tienen iones poliatómicos

Nombra los siguientes compuestos iónicos:

a) $CaSO_4$ *b*) $Cu(NO_2)_2$ *c*) $KClO_3$
d) $Mn(OH)_2$ *e*) Na_3PO_4

Solución

Podemos nombrar los compuestos con iones poliatómicos al separar el compuesto en un catión y un anión, que por lo general es el ion poliatómico.

Guía para nombrar compuestos iónicos con iones poliatómicos

PASO 1
Identifica el catión y el ion poliatómico (anión)

PASO 2
Nombra al catión usando un número romano si es necesario.

PASO 3
Nombra al ion poliatómico, usualmente con la terminación ito o ato.

PASO 4
Escribe el nombre del compuesto, primero el ion poliatómico y después el catión.

		PASO 1		PASO 2	PASO 3	PASO 4
	Fórmula	**Catión**	**Anión**	**Nombre del catión**	**Nombre del anión**	**Nombre del compuesto**
a)	$CaSO_4$	Ca^{2+}	SO_4^{2-}	ion calcio	ion sulfato	sulfato de calcio
b)	$Cu(NO_2)_2$	Cu^{2+}	NO_2^-	ion cobre (II)	ion nitrito	nitrito de cobre (II)
c)	$KClO_3$	K^+	ClO_3^-	ion potasio	ion clorato	clorato de potasio
d)	$Mn(OH)_2$	Mn^{2+}	OH^-	ion manganeso (II)	ion hidróxido	hidróxido de manganeso (II)
e)	Na_3PO_4	Na^+	PO_4^{3-}	ion sodio	ion fosfato	fosfato de sodio

Comprobación de estudio

¿Cuál es el nombre de $Ca_3(PO_4)_2$?

Resumen de nomenclatura de compuestos iónicos

A lo largo de este capítulo examinamos estrategias para nombrar compuestos iónicos. Ahora podemos resumir las reglas, como se ilustra en la figura 5.4. En general, los compuestos iónicos que tienen dos elementos se nombran al establecer el segundo elemento con una terminación *uro*, seguido por el primer elemento. Para compuestos iónicos es necesario determinar si el metal forma más de un ion positivo; si es así, un número romano después del nombre del metal indica la carga iónica particular. Los compuestos iónicos que tienen tres o más elementos incluyen algún tipo de ion poliatómico. Se nombran mediante reglas iónicas, pero usualmente tienen una terminación *ato* o *ito* cuando el ion poliatómico tiene una carga negativa. La tabla 5.8 resume algunas reglas de nomenclatura.

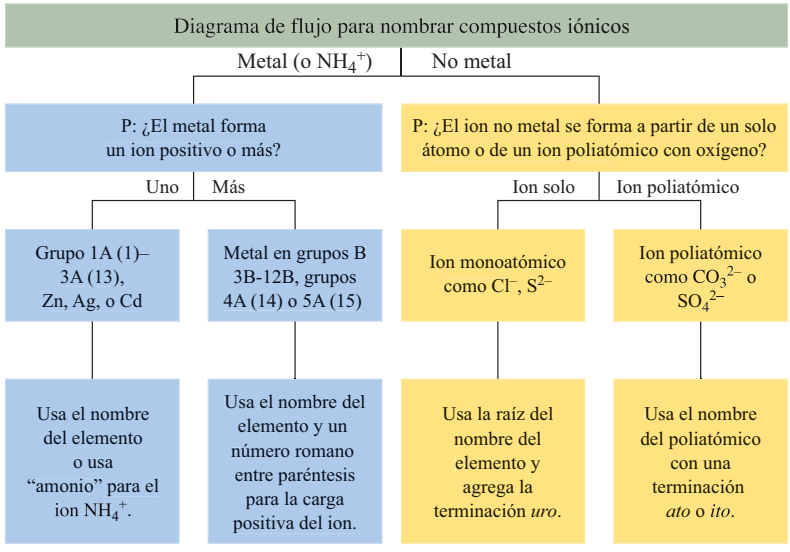


Figura 5.4 Diagrama de flujo para nombrar compuestos iónicos.

P *¿Por qué después de los nombres de algunos iones metálicos va un número romano en el nombre de un compuesto?*

Tabla 5.8 Reglas para nombrar compuestos iónicos

Tipo	Fórmula característica	Procedimiento para asignar el nombre
Compuestos iónico (dos elementos)	Símbolo del metal seguido por el símbolo del no metal; se usan subíndices para equilibrio de carga..	Usa el nombre del elemento para el metal; se requiere número romano si es posible más de un ion positivo. Para el no metalusa el nombre del elemento con la terminación *uro*. Para el oxígeno es *óxido*.
	Ejemplos: Na_2O Fe_2S_3	*Ejemplos:* óxido de sodio sulfuro de hierro (III)
Compuestos iónico (más de dos elementos)	Por lo general, el símbolo de metal seguido por un ion poliatómico compuesto de no metales; los paréntesis pueden encerrar al ion poliatómico para equilibrio de carga.	Usa el nombre del ion poliatómico, seguido del nombre del elemento para el metal, con número romano si es necesario
	Examples: $Mg(NO_3)_2$ $CuSO_4$ $(NH_4)_2CO_3$	*Ejemplos:* nitrato de magnesio sulfato de cobre (II) carbonato de amonio

Problema de muestra 5.10 **Nomenclatura de compuestos iónicos**

Nombra los siguientes compuestos:
a) Na_3P *b*) $CuSO_4$ *c*) $Cr(ClO)_3$

Solución

Compuesto iónico	Iones	Característica	Nombre
a) Na_3P	Na^+ sodio	forma un ion	fosfuro de sodio
	P^{3-} fosfuro	ion de un solo átomo	
b) $CuSO_4$	Cu^{2+} cobre (II)	dos iones posibles	sulfato de cobre (II)
	SO_4^{2-} sulfato	ion poliatómico	
c) $Cr(ClO)_3$	Cr^{3+} cromo (III)	dos iones posibles	hipoclorito de cromo (III)
	ClO^- hipoclorito	ion poliatómico con un O menos que el clorito	

Comprobación de estudio

¿Cuál es el nombre de $Fe(NO_3)_2$?

Preguntas y problemas — Iones poliatómicos

5.37 Escribe las fórmulas que incluyan la carga para los siguientes iones poliatómicos:
a) bicarbonato *b*) amonio
c) fosfato *d*) sulfato de hidrógeno
e) hipoclorito

5.38 Escribe las fórmulas que incluyan la carga para los siguientes iones poliatómicos:
a) nitrito *b*) sulfito *c*) hidróxido
d) fosfito *e*) acetato

5.39 Nombra los siguientes iones poliatómicos:
a) SO_4^{2-} *b*) CO_3^{2-} *c*) PO_4^{3-}
d) NO_3^- *e*) ClO_4^-

5.40 Nombra los siguientes iones poliatómicos:
a) OH^- *b*) HSO_3^- *c*) CN^-
d) NO_2^- *e*) CrO_4^{2-}

5.41 Completa la siguiente tabla con la fórmula y el nombre del compuesto:

	NO_2^-	CO_3^{2-}	HSO_4^-	PO_4^{3-}
Li^+				
Cu^{2+}				
Ba^{2+}				

5.42 Completa la siguiente tabla con la fórmula y el nombre del compuesto:

	NO_3^-	HCO_3^-	SO_3^{2-}	HPO_4^{2-}
NH_4^+				
Al^{3+}				
Pb^{4+}				

5.43 Escribe la fórmula para el ion poliatómico en cada uno de los siguientes ejemplos y nombra cada compuesto:
a) Na_2CO_3 *b*) NH_4Cl *c*.) Li_3PO_4
d) $Cu(NO_2)_2$ *e*) $FeSO_3$ *f*) $KC_2H_3O_2$

5.44 Escribe la fórmula para el ion poliatómico en cada uno de los siguientes ejemplos y nombra cada compuesto:
a) KOH *b*) $NaNO_3$ *c*) $CuCO_3$
d) $NaHCO_3$ *e*) $BaSO_4$ *f*) $Ca(ClO)_2$

5.45 Escribe la fórmula correcta para los siguientes compuestos:
a) hidróxido de bario *b*) sulfato de sodio
c) nitrato de hierro (II) *d*) fosfato de zinc
e) carbonato de hierro (III)

5.46 Escribe la fórmula correcta para los siguientes compuestos:
a) clorato de aluminio *b*) óxido de amonio
c) bicarbonato de magnesio *d*) nitrito de sodio
e) sulfato de cobre (I)

5.47 Nombra los compuestos que se encuentran en las siguientes fuentes:
a) $Al_2(SO_4)_3$ antitranspirante
b) $CaCO_3$ antiácido
c) Cr_2O_3 pigmento verde
d) Na_3PO_4 laxante
e) $(NH_4)_2SO_4$ fertilizante
f) Fe_2O_3 pigmento

5.48 Nombra los compuestos que se encuentran en las siguientes fuentes:
a) $Co_3(PO_4)_2$ pigmento violeta
b) $Mg_3(PO_4)_2$ antiácido
c) $FeSO_4$ complemento de hierro en vitaminas
d) $MgSO_4$ sales de Epson
e) Cu_2O fungicida
f) SnF_2 evita la caída dental

Meta de aprendizaje

Dada la fórmula de un compuesto covalente, escribir su nombre correcto; dado el nombre de un compuesto covalente, escribir su fórmula.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Enlaces covalentes

5.5 Compuestos covalentes y sus nombres

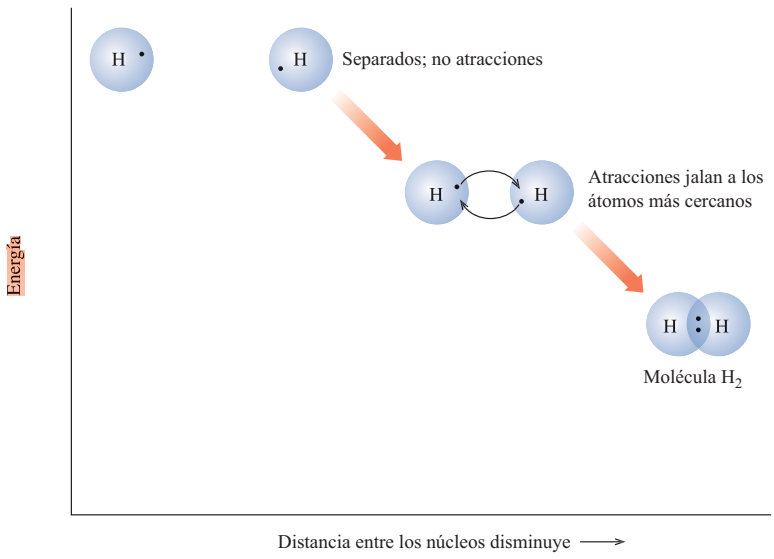
Cuando se forman compuestos iónicos, los metales pierden sus electrones de valencia y los no metales ganan electrones. Sin embargo, cuando dos no metales se combinan para formar **compuestos covalentes**, los electrones de valencia no se transfieren de un átomo a otro. Los átomos en los compuestos covalentes logran estabilidad al compartir sus electrones de valencia. Cuando los átomos comparten electrones, el enlace resultante es un **enlace covalente**.

Formación de una molécula de hidrógeno

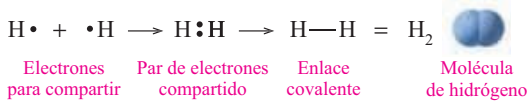
La molécula covalente más simple es el gas hidrógeno, H_2. Cuando dos átomos de hidrógeno están separados, no se atraen mutuamente. Conforme los átomos se acercan, la carga positiva de cada núcleo atrae al electrón del otro átomo. Esta atracción jala a los átomos más cerca hasta que comparten un par de electrones de valencia y forman un enlace covalente (figura 5.5). En el enlace covalente en H_2, los electrones compartidos dan la configuración de gas noble de He a cada uno de los átomos H. Por ende, los átomos unidos en H_2 son más estables que dos átomos H individuales.

Figura 5.5 Un enlace covalente se forma conforme los átomos H se acercan más para compartir electrones.

P *¿Qué determina la atracción entre dos átomos H?*

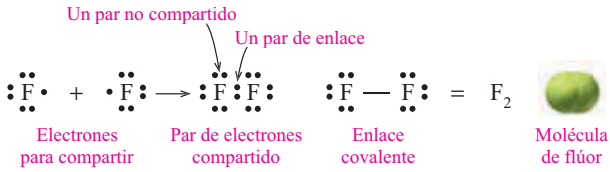


En los compuestos covalentes, los electrones de valencia y los pares de electrones compartidos se muestran usando fórmulas punto electrón. En una fórmula punto electrón, un par de electrones compartidos se escribe como dos puntos o una sola línea entre los símbolos atómicos. Esta notación se muestra en la formación del enlace covalente en la fórmula punto electrón para la molécula H_2.



Formación de octetos en moléculas covalentes

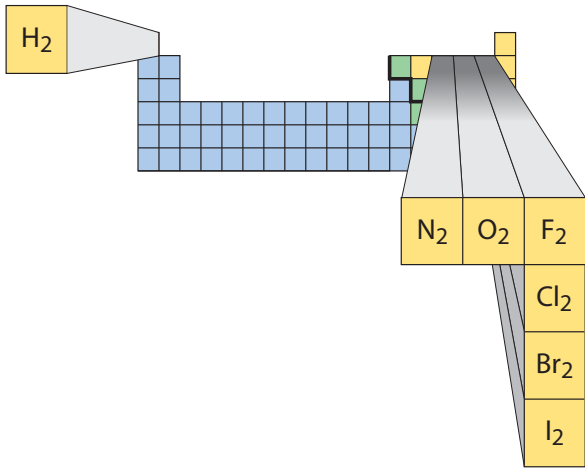
En la mayoría de los compuestos covalentes, los átomos comparten electrones para lograr octetos para los electrones de valencia. Por ejemplo, una molécula de flúor, F_2, consiste de dos átomos de flúor. Cada átomo de flúor tiene 7 electrones de valencia. Al compartir 1 electrón de valencia, cada átomo F logra un octeto. En la fórmula punto electrón los electrones compartidos, o **par de enlace**, se escriben entre átomos con los pares de electrones de no enlace, o **pares no compartidos**, en el exterior. Esto se muestra en la formación del enlace covalente para la molécula F_2.



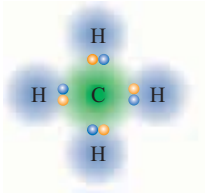
El hidrógeno (H_2) y el flúor (F_2) son ejemplos de no metales, cuyo estado natural es diatómico; esto es, tienen dos átomos. Los elementos mencionados en la tabla 5.9 existen naturalmente como moléculas diatómicas.

Tabla 5.9 Elementos que existen como moléculas covalentes diatómicas

Elemento	Molécula diatómica	Nombre
H	H_2	hidrógeno
N	N_2	nitrógeno
O	O_2	oxígeno
F	F_2	flúor
Cl	Cl_2	cloro
Br	Br_2	bromo
I	I_2	yodo



Compartición de electrones entre átomos de diferentes elementos

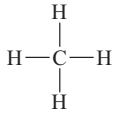
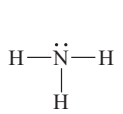
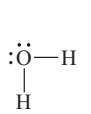


Metano, CH_4

En el periodo 2, el número de electrones que un átomo comparte y el número de enlaces covalentes que forma, por lo general, es igual al número de electrones necesarios para adquirir una configuración electrónica de gas noble. Por ejemplo, el carbono tiene 4 electrones de valencia. Puesto que el carbono necesita adquirir 4 electrones más para formar un octeto, forma 4 enlaces covalentes al compartir sus 4 electrones de valencia.

El metano, un componente del gas natural, es un compuesto hecho de carbono e hidrógeno. Para lograr un octeto, cada carbono comparte 4 electrones y cada hidrógeno comparte 1 electrón. En esta molécula, un átomo de carbono forma 4 enlaces covalentes con 4 átomos de hidrógeno. La fórmula punto electrón para la molécula se escribe con el átomo de carbono en el centro y los átomos de hidrógeno a los lados. La tabla 5.10 proporciona las fórmulas de algunas moléculas covalentes para elementos del periodo 2.

Tabla 5.10 Fórmulas punto electrón para algunos compuestos covalentes

CH_4	NH_3	H_2O
Usando solamente símbolos punto electrón		
		
Usando enlaces y punto electrón		
		
Modelos moleculares		
 Molécula de metano	 Molécula de amoniaco	 Molécula de agua

Nombres y fórmulas de compuestos covalentes

A diferencia de los compuestos iónicos, los nombres de los no metales en los compuestos covalentes necesitan prefijos porque a partir de los mismos dos no metales se pueden formar muchos compuestos diferentes. Por ejemplo, el carbono y el oxígeno forman dos compuestos diferentes: monóxido de carbono, CO, y dióxido de carbono, CO_2. El nitrógeno y el oxígeno también forman muchas moléculas covalentes diferentes. No podríamos distinguir entre ellos si usamos el nombre *óxido de nitrógeno*. Por tanto, se usan prefijos con compuestos moleculares formados por dos no metales.

En el nombre de un compuesto covalente, el primer no metal en la fórmula recibe el nombre de su elemento; el segundo no metal recibe el nombre de su elemento con la terminación *uro*, excepto el oxígeno, que se nombra *óxido*. Los subíndices que indican dos o más átomos de un elemento se expresan como prefijos colocados enfrente de cada nombre. La tabla 5.11 cita algunos prefijos usados en la nomenclatura de compuestos covalentes.

Tabla 5.11 Prefijos usados en la nomenclatura de compuestos covalentes

1 mono	6 hexa
2 di	7 hepta
3 tri	8 octa
4 tetra	9 nona
5 penta	10 deca

Algunos compuestos covalentes formados por nitrógeno y oxígeno

NO	óxido de nitrógeno
N_2O	óxido de dinitrógeno
N_2O_3	trióxido de dinitrógeno
N_2O_4	tetróxido de dinitrógeno
N_2O_5	pentóxido de dinitrógeno

En los nombres de compuestos covalentes, por lo general se omite el prefijo *mono*. Cuando aparecen juntas las vocales *o* y *o* más *a* y *o*, la primera vocal se omite. La tabla 5.12 cita las fórmulas, nombres y usos comerciales de algunos compuestos covalentes.

Tabla 5.12 Algunos compuestos covalentes comunes

Fórmula	Nombre	Uso comercial
CS_2	disulfuro de carbono	Fabricación de rayón.
CO_2	dióxido de carbono	Carbonatación de bebidas, extintores de incendios, propelente en aerosol, hielo seco
SiO_2	dióxido de silicio	Fabricación de vidrio, partes de computadoras.
NCl_3	tricloruro de nitrógeno	Blanqueador de harina en algunos países (prohibido en EU).
SO_2	dióxido de azufre	Conservación de frutas, vegetales; desinfectante en cervecerías; blanqueador de textiles.
SO_3	trióxido de azufre	Fabricación de explosivos.
SF_6	hexafluoruro de azufre	Circuitos eléctricos (aislamiento).
ClO_2	dióxido de cloro	Blanqueador de pulpa (para elaboración de papel), harina, piel.
ClF_3	trifluoruro de cloro	Propelente de cohetes.

Guía para nombrar compuestos covalentes con dos no metales

PASO 1
Nombra al primer no metal por su nombre de elemento.

PASO 2
Nombra al segundo no metal al cambiar la última parte de su nombre de elemento a uro, excepto el oxígeno, que es óxido.

PASO 3
Agrega prefijos para indicar el número de átomos (subíndices). En el nombre del compuesto, el segundo no metal se escribe primero.

Problema de muestra 5.11 **Nomenclatura de compuestos covalentes**

Nombra el compuesto covalente P_4O_6.

Solución

PASO 1 **Nombra al primer no metal con su nombre de elemento.** En P_4O_6, el primer no metal (P) es fósforo.

PASO 2 **Nombra al segundo no metal al cambiar la última parte de su nombre de elemento a *uro*, excepto el oxígeno, que es *óxido*.** El segundo no metal (O) se nombra óxido.

PASO 3 **Agrega prefijos para indicar el número de átomos de cada no metal.** Puesto que hay cuatro átomos P, usamos el prefijo *tetra* para escribir *tetrafósforo*. Los seis átomos de oxígeno usan el prefijo *hexa*, que da el nombre *hexóxido*. Cuando las vocales *a* y *o* aparecen juntas, como en *hexa* + *óxido*, se elimina la terminación (*a*) del prefijo. **En el nombre del compuesto, el segundo no metal se escribe primero.**

P_4O_6 *hex*óxido de *tetra*fósforo

Comprobación de estudio

Escribe el nombre de cada uno de los siguientes compuestos:
a) $SiBr_4$ *b*) Br_2O

Escritura de fórmulas a partir de los nombres de compuestos covalentes

En la nomenclatura de un compuesto covalente, los nombres de dos no metales se dan junto con prefijos para el número de átomos de cada uno. Para obtener una fórmula, escribimos el símbolo para cada elemento y un subíndice si un prefijo indica dos o más átomos.

Guía para escribir fórmulas para compuestos covalentes

PASO 1
Escribe los símbolos de los elementos en orden inverso a como aparecen en el nombre.

PASO 2
Escribe los prefijos como subíndices.

Problema de muestra 5.12 **Escritura de fórmulas para compuestos covalentes**

Escribe la fórmula para cada uno de los siguientes compuestos covalentes:
a) dicloruro de azufre *b*) trióxido de diboro

Solución

a) dicloruro de azufre

PASO 1 **Escribe los símbolos de los elementos en orden inverso a como aparecen en el nombre.** El primer no metal es cloro y el segundo no metal es azufre.

S Cl

PASO 2 **Escribe los prefijos como subíndices.** Dado que no hay prefijos para el azufre, sabemos que hay un átomo de azufre. El prefijo *di* en *dicloruro* indica que hay dos átomos de cloro, que se muestra como un subíndice 2 en la fórmula.

SCl_2.

b) trióxido de diboro

PASO 1 **Escribe los símbolos de los elementos en orden inverso a como aparecen en el nombre.** El primer no metal es oxígeno y el segundo no metal es boro.

B O

PASO 2 **Escribe los prefijos como subíndices.** El prefijo *di* en *diboro* indica que hay dos átomos de boro, que se muestran como un subíndice 2 en la fórmula. El prefijo *tri* en *trióxido* indica que hay tres átomos de oxígeno, que se muestran como un subíndice 3 en la fórmula.

B_2O_3

Comprobación de estudio

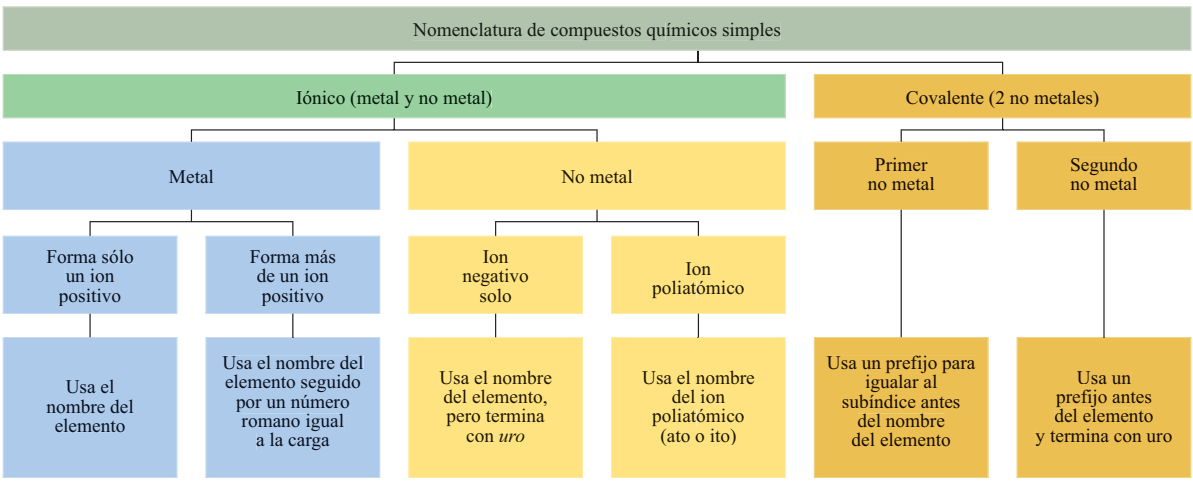
¿Cuál es la fórmula del pentafluoruro de yodo?

Resumen de nomenclatura de compuestos

A lo largo de este capítulo examinamos estrategias para nombrar compuestos iónicos y covalentes. Ahora podemos resumir las reglas, como se ilustra en la figura 5.6. En general, los compuestos que tienen dos elementos se nombran al escribir el segundo elemento con la terminación *uro*, seguido por el primer elemento. Si el primer elemento es un metal, el compuesto generalmente es iónico; si el primer elemento es un no metal, el compuesto generalmente es covalente. Para compuestos iónicos es necesario determinar si el metal forma más de un tipo de ion positivo; si es así, un número romano después del nombre del metal indica la carga iónica particular. Una excepción es el ion amonio, NH_4^+, que también se escribe primero como un ion poliatómico cargado positivamente. Al nombrar compuestos covalentes que tienen dos elementos, los prefijos son necesarios para indicar el número de átomos de cada no metal, como se muestra en dicha fórmula particular. Los compuestos iónicos que tienen tres o más elementos incluyen algún tipo de ion poliatómico. Reciben su nombre mediante reglas iónicas, pero tienen una terminación *ato* o *ito* cuando el ion poliatómico tiene carga negativa.

Figura 5.6 Diagrama de flujo de cómo se nombran los compuestos iónicos y covalentes.

P *¿Por qué el nombre dicloruro de azufre tiene un prefijo, pero el cloruro de magnesio no lo tiene?*



Problema de muestra 5.13 **Nomenclatura de compuestos iónicos y covalentes**

Nombra los siguientes compuestos:

a) Ca_3N_2 *b*) Cu_3PO_4 *c*) SO_3

Solución

a) Ca_3N_2 es un compuesto iónico. Ca es un metal que forma un solo ion, Ca^{2+}, que se nombra calcio. El ion negativo solo, N^{3-}, se llama nitruro. El compuesto se llama nitruro de calcio.

b) Cu_3PO_4 es un compuesto iónico. Cu es un metal de transición que forma más de un ion. Cada uno de los iones positivos son Cu^{+}, se llama cobre (I) porque 3(+1) equilibra la carga 3− en el ion fosfato PO_4^{3-}. El compuesto se llama fosfato de cobre (I).

c) SO_3 es un compuesto covalente de dos no metales. El primer elemento, S, se llama azufre (no se necesita prefijo). El segundo elemento, O, llamado óxido, tiene un subíndice 3, que requiere un prefijo *tri*. El compuesto se llama trióxido de azufre.

Comprobación de estudio

¿Cuál es el nombre de $CoCO_3$?

Preguntas y problemas — Compuestos covalentes y sus nombres

5.49 ¿Cuáles elementos en la tabla periódica es más probable que formen compuestos covalentes?

5.50 ¿En qué es diferente el enlace que se forma entre Na y Cl, del que se forma entre N y Cl?

5.51 Establece el número de electrones de valencia, pares de enlace y pares sin compartir en cada una de las siguientes fórmulas punto electrón:

a) H:H *b*) H:Br: *c*) :Br:Br:

5.52 Determina el número de electrones de valencia, pares de enlace y pares sin compartir en cada una de las siguientes fórmulas punto electrón:

a) H:O: (H) *b*) H:N:H (H) *c*) :Br:O:Br: (O)

5.53 Nombra los siguientes compuestos covalentes:

a) PBr_3 *b*) CBr_4 *c*) SiO_2
d) HF *e*) NI_3

5.54 Nombra los siguientes compuestos covalentes:

a) CS_2 *b*) P_2O_5 *c*) Cl_2O
d) PCl_3 *e*) N_2O_4

5.55 Nombra los siguientes compuestos covalentes:

a) N_2O_3 *b*) NCl_3 *c*) $SiBr_4$
d) PCl_5 *e*) SO_3

5.56 Nombra los siguientes compuestos covalentes:

a) SiF_4 *b*) IBr_3 *c*) CO_2
d) SO_2 *e*) N_2O

5.57 Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos covalentes:

a) tetracloruro de carbono *b*) monóxido de carbono
c) tricloruro de fósforo *d*) tetróxido de dinitrógeno

5.58 Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos covalentes:

a) dióxido de azufre *b*) tetracloruro de silicio
c) pentafluoruro de yodo *d*) óxido de dinitrógeno

5.59 Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos covalentes:

a) difluoruro de oxígeno *b*) trifluoruro de boro
c) trióxido de dinitrógeno *d*) hexafluoruro de azufre

5.60 Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos covalentes:

a) dibromuro de azufre *b*) disulfuro de carbono
c) hexóxido de tetrafósforo *d*) pentóxido de dinitrógeno

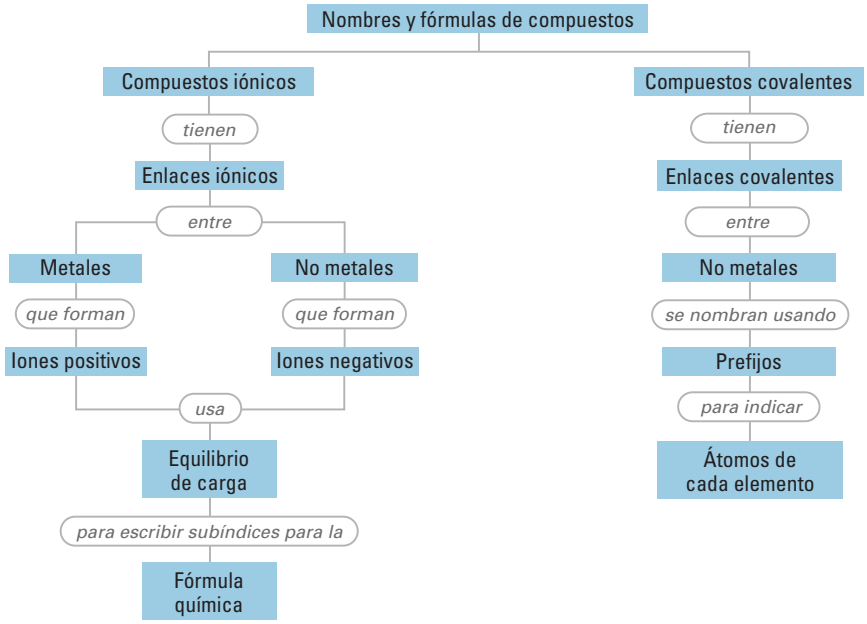
5.61 Nombra los siguientes compuestos:

a) $AlCl_3$
b) SO_3
c) N_2O
d) $Sn(NO_3)_2$
e) $Cu(ClO_2)_2$

5.62 Nombra los siguientes compuestos:

a) N_2
b) $Mg(BrO)_2$
c) SiF_4
d) $NiSO_4$
e) Fe_2S_3

Mapa conceptual **Nombres y fórmulas de compuestos**



Repaso del capítulo

5.1 Regla del octeto y los iones

Los metales, debido a sus bajas energías de ionización, pierden electrones fácilmente en comparación con los no metales. La estabilidad de los gases nobles se relaciona con que tienen 8 electrones de valencia (un octeto). El helio es estable porque el primer nivel de energía esta completo con 2 electrones. Los metales en los grupos del 1A (1) al 3A (13) forman octetos al perder electrones y formar cationes con cargas 1+, 2+ y 3+, respectivamente. Cuando reaccionan con los metales, los no metales en los grupos 5A (15), 6A (16) y 7A (17) forman octetos al ganar electrones y formar aniones con cargas 3−, 2− y 1−.

5.2 Compuestos iónicos

Un compuesto iónico tiene iones positivos y negativos. La fórmula de un compuesto iónico es neutra, lo que significa que la carga total de los iones positivos y la de los iones negativos es cero. Los subíndices se escriben después del símbolo de cada ion para equilibrar la suma de cargas positivas y negativas.

5.3 Nomenclatura y escritura de fórmulas iónicas

Al nombrar compuestos iónicos se pone primero el nombre del ion negativo, seguido por el ion positivo. Los compuestos iónicos que tienen dos elementos terminan con *uro*. Cuando el metal forma más de un ion positivo, su carga iónica se determina a partir de la carga negativa total en la fórmula. Por lo general, los metales de transición forman cationes con dos o más cargas iónicas. La carga se representa con un número romano en el nombre, tal como hierro (II) y hierro (III) para los cationes de hierro con cargas iónicas 2+ y 3+.

5.4 Iones poliatómicos

Un ion poliatómico es un grupo de átomos que tiene una carga eléctrica. La mayoría de los iones poliatómicos tienen un no metal y uno o más átomos de oxígeno. Los iones poliatómicos comunes tienen cargas de 1−, 2− o 3− que indica que 1, 2 o 3 electrones se agregaron a octetos completos. El ion amonio, NH_4^+, es un ion poliatómico positivo.

5.5 Compuestos covalentes y sus nombres

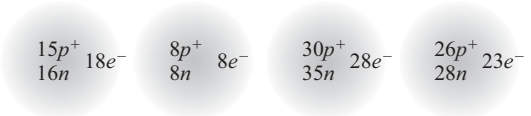
Dos no metales pueden formar dos o más compuestos covalentes diferentes. En un enlace covalente, los átomos de no metales comparten electrones de valencia. En la mayoría de los compuestos covalentes, los átomos logran una configuración de gas noble. En los nombres de compuestos covalentes, los prefijos se usan para indicar los subíndices en las fórmulas. La terminación del segundo no metal cambia a *uro*.

Términos clave

anión Ion cargado negativamente con una configuración de gas noble, como Cl^-, O^{2-} o S^{2-}.
carga iónica Diferencia entre el número de protones (positivo) y el número de electrones (negativo), que se escriben en la esquina superior derecha del símbolo del ion.
catión Ion cargado positivamente con una configuración de gas noble, como Na^+, Mg^{2+} o Al^{3+}.
compuesto covalente Combinación de átomos donde las configuraciones de gas noble se logran mediante compartición de electrones.
compuesto iónico Compuesto de iones positivos y negativos que se mantienen juntos mediante enlaces iónicos.
compuesto Combinación de átomos donde las configuraciones de gas noble se logran mediante transferencia de electrones.
enlace covalente Compartición de electrones de valencia de los átomos.
enlace iónico Atracción entre iones con carga opuesta.
fórmula Grupo de símbolos que representan los elementos en un compuesto con subíndices, que indican el número que hay de cada uno.
ion Átomo o grupo de átomos que tienen una carga eléctrica debido a una pérdida o ganancia de electrones.
ion poliatómico Grupo de átomos que tiene una carga eléctrica.
par de enlace Par de electrones que se comparten entre dos átomos.
par no compartido Electrones en una molécula que no se comparten en un enlace, sino que completan el octeto para un elemento.
regla del octeto Elementos representativos que reaccionan con otros elementos para producir una configuración de gas noble con 8 electrones de valencia.

Comprensión de conceptos

5.63 Identifica cada uno de los siguientes átomos o iones:



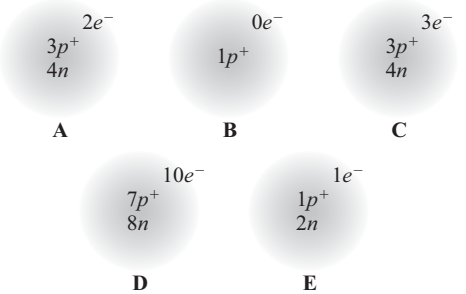
A B C D

5.64 Considera las siguientes fórmulas punto electrón para los elementos X y Y.

X· ·Ÿ·

a) ¿Cuáles son los números de grupo de X y Y?
b) Un compuesto de X y Y, ¿será iónico o covalente?
c) ¿Cuáles iones formarían X y Y?
d) ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto de X y Y?
e) ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto de X y cloro?
f) ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto de Y y cloro?

5.65 Identifica lo siguiente como un átomo o ion de
1. H *2.* Li *3.* Li^+ *4.* H^+ *5.* N^{3-}



A B C D E

5.66 Como se discutió en la nota química "Iones poliatómicos en hueso y dientes", el componente mineral de huesos y dientes está integrado por hidroxiapatita de calcio, $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$. Nombra los iones en la fórmula



5.67 Escribe las fórmulas y nombres de los compuestos iónicos para los elementos indicados por el periodo y símbolos punto electrón en la siguiente tabla:

Periodo	Símbolos punto electrón	Fórmula de compuesto	Nombre de compuesto
2	X· y ·Ÿ·		
4	Ẋ· y :Ÿ·		
3	·Ẋ· y :Ÿ·		

5.68 Escribe las fórmulas y nombres de los compuestos iónicos para los elementos indicados por el periodo y símbolos punto electrón en la siguiente tabla:

Periodo	Símbolos punto electrón	Fórmula de compuesto	Nombre de compuesto
2	$\dot{X}\cdot$ y $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}\cdot$		
3	$\cdot\dot{X}\cdot$ y $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}\cdot$		
5	$\dot{X}\cdot$ y $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}\cdot$		

5.69 Con base en la configuración electrónica de los elementos, escribe los símbolos punto electrón de los átomos, cationes y aniones que forman, y las fórmulas y nombres de sus compuestos iónicos.

Configuración electrónica		Símbolos punto electrón	Cationes	Aniones	Fórmula de compuesto	Nombre de compuesto
2, 8, 2	2, 5					
2, 8, 8, 1	2, 6					
2, 8, 3	2, 8, 18, 7					

5.70 Escribe los símbolos punto electrón, fórmulas y nombres de sus compuestos iónicos usando la configuración electrónica o distribución de electrones para los elementos.

Configuración electrónica		Símbolos punto electrón	Fórmula de compuesto	Nombre de compuesto
2, 1	2, 8, 6			
2, 8, 8, 2	2, 8, 5			
2, 8, 1	2, 8, 7			

Preguntas y problemas adicionales

5.71 ¿Cuál gas noble tiene la misma configuración electrónica que los siguientes iones?
a) N^{3-} *b*) Mg^{2+} *c*) Cl^- *d*) O^{2-} *e*) Li^+

5.72 ¿Cuál gas noble tiene la misma configuración que los siguientes iones?
a) Al^{3+} *b*) Br^- *c*) Ca^{2+} *d*) Na^+ *e*) S^{2-}

5.73 Considera un ion con el símbolo X^{2+} formado a partir de un elemento representativo.
a) ¿Cuál es el número de grupo del elemento?
b) ¿Cuál es el símbolo punto electrón del elemento?
c) Si X está en el periodo 2, ¿cuál es el elemento?
d) ¿Cuál es la fórmula del compuesto formado de X y el ion nitruro?

5.74 Considera los siguientes símbolos punto electrón de los elementos representativos X y Y:

$X\cdot$ $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}\cdot$

a) ¿Cuáles son los números de grupo de X y Y?
b) ¿Cuáles iones formarían X y Y?
c) ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto de X y Y?
d) ¿Cuál sería la fórmula de un compuesto de X y cloro?

5.75 Uno de los iones del estaño es estaño (IV).
a) ¿Cuál es el símbolo para este ion?
b) ¿Cuántos protones y electrones hay en el ion?
c) ¿Cuál es la fórmula del óxido de estaño (IV)?
d) ¿Cuál es la fórmula del fosfato de estaño (IV)?

5.76 Uno de los iones de oro es oro (III).
a) ¿Cuál es el símbolo para este ion?
b) ¿Cuántos protones y electrones hay en el ion?
c) ¿Cuál es la fórmula del sulfato de oro (III)?
d) ¿Cuál es la fórmula del cloruro de oro (III)?

5.77 Identifica en la tabla periódica el número de grupo de X, un elemento representativo, en cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) XCl_3 *b*) Al_2X_3 *c*) XCO_3

5.78 Identifica en la tabla periódica el número de grupo de X, un elemento representativo, en cada uno de los siguientes compuestos iónicos:
a) X_2O_3 *b*) X_2SO_3 *c*) Na_3X

5.79 Nombra los siguientes compuestos iónicos:
a) $FeCl_3$ *b*) $Ca_3(PO_4)_2$ *c*) $Al_2(CO_3)_3$
d) $PbCl_4$ *e*) $MgCO_3$ *f*) $SnSO_4$
g) CuS

5.80 Nombra los siguientes compuestos iónicos:
a) $CaSO_4$ *b*) $Ba(NO_3)_2$ *c*) MnS
d) $LiClO_4$ *e*) $CrPO_3$ *f*) Na_2HPO_4
g) $CaCl_2$

5.81 Escribe la fórmula para los siguientes compuestos iónicos:
a) nitruro de cobre (I)
b) sulfito ácido de potasio
c) sulfuro de plomo (IV)
d) carbonato de oro (III)
e) perclorato de zinc

5.82 Escribe la fórmula para los siguientes compuestos iónicos:
a) nitrato de hierro (III)
b) carbonato ácido de cobre (II)
c) sulfito de estaño (IV)
d) fosfato diácido de bario
e) hipoclorito de cadmio

5.83 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos iónicos:
a) cloruro de oro (III)
b) óxido de plomo (IV)
c) cloruro de plata
d) nitruro de calcio
e) fosfuro de cobre (I)
f) cloruro de cromo (II)

5.84 Escribe la fórmula de los siguientes compuestos iónicos:
a) óxido de estaño (IV)
b) sulfuro de hierro (III)
c) sulfuro de plomo (IV)
d) yoduro de cromo (III)
e) nitruro de litio
f) óxido de oro (I)

5.85 Escribe el nombre para cada uno de los siguientes ejemplos:
a) MgO *b*) $Cr(HCO_3)_3$ *c*) $Mn_2(CrO_4)_3$

5.86 Escribe el nombre para cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Cu_2S *b*) $Fe_3(PO_4)_2$ *c*) $Ca(ClO)_2$

5.87 Nombra cada uno de los siguientes compuestos covalentes:
a) NCl_3 *b*) SCl_2 *c*) N_2O
d) F_2 *e*) PCl_5 *f*) P_2O_5

5.88 Nombra cada uno de los siguientes compuestos covalentes:
a) CBr_4 *b*) SF_6 *c*) Br_2
d) N_2O_4 *e*) SO_2 *f*) CS_2

5.89 Da la fórmula para cada uno de los siguientes casos:
a) monóxido de carbono
b) pentóxido de difósforo
c) sulfuro de dihidrógeno
d) dicloruro de azufre

5.90 Da la fórmula para cada uno de los siguientes casos:
a) dióxido de silicio
b) tetrabromuro de carbono
c) trióxido de azufre
d) óxido de dinitrógeno

5.91 Clasifica cada uno de los siguientes compuestos como iónico o covalente, y da su nombre:
a) $FeCl_3$ *b*) Na_2SO_4 *c*) N_2O
d) F_2 *e*) PCl_5 *f*) CF_4

5.92 Clasifica cada uno de los siguientes compuestos como iónico o covalente, y da su nombre:
a) $Al_2(CO_3)_3$ *b*) SF_6 *c*) Br_2
d) Mg_3N_2 *e*) SO_2 *f*) $CrPO_4$

5.93 Escribe las fórmulas para los siguientes ejemplos:
a) carbonato de estaño (II) _____
b) fosfuro de litio _____
c) tetracloruro de silicio _____
d) sulfuro de hierro (III) _____
e) dióxido de carbono _____
f) bromuro de calcio _____

5.94 Escribe las fórmulas para los siguientes ejemplos:
a) carbonato de sodio _____
b) dióxido de nitrógeno _____
c) nitrato de aluminio _____
d) nitruro de cobre (I) _____
e) fosfato de potasio _____
f) óxido de plomo (IV) _____

5.95 Cuando el sodio reacciona con el azufre se forma un compuesto iónico. Si una muestra de este compuesto tiene 4.8×10^{22} iones de sodio, ¿cuántos iones de sulfuro tiene?

5.96 Cuando el magnesio reacciona con el nitrógeno se forma un compuesto iónico. Si una muestra de este compuesto tiene 4.8×10^{22} iones de magnesio, ¿cuántos iones de nitruro tiene?

Preguntas de desafío

5.97 ¿Por qué sólo los electrones de valencia de los elementos representativos participan en la formación de iones positivos y negativos?

5.98 ¿Cómo la regla del octeto determina la pérdida o ganancia de electrones de los elementos representativos?

5.99 ¿En qué se diferencian los iones del grupo 2A (2) y el grupo 6A (16)? ¿En qué se parecen?

5.100 Identifica los errores en las siguientes fórmulas o nombres. Escribe la fórmula o nombre correctos.
a) $Ca(NO_3)_2$ es dinitrato de calcio.
b) El óxido de cobre (II) tiene la fórmula Cu_2O.
c) El carbonato de potasio tiene la fórmula $(K)_2CO_3$.
d) Na_2S es sulfato de sodio.
e) El sulfato de plata tiene la fórmula $Ag_3(SO_4)$.

5.101 Indica el tipo de compuesto (iónico o covalente) y completa la tabla.

Fórmula de compuesto	Tipo de compuesto	Nombre del compuesto
$FeSO_4$		
		dióxido de silicio
		nitrato de amonio
$Al_2(SO_4)_3$		
		sulfuro de cobalto (III)

5.102 Da el símbolo del gas noble que tiene la misma configuración electrónica que
a) Cl^- *b*) Sr^{2+} *c*) Se^{2-}

5.103 Clasifica los siguientes compuestos como iónicos o covalentes y nombra cada uno.
a) Li_2O *b*) N_2O *c*) CF_4
d) Cl_2O *e*) MgF_2 *f*) CO
g) $CaCl_2$ *h*) K_3PO_4

5.104 Nombra los siguientes compuestos:
a) $FeCl_2$ *b*) Cl_2O_7 *c*) N_2
d) $Ca_3(PO_4)_2$ *e*) PCl_3 *f*) $Al(NO_3)_2$
g) $PbCl_4$ *h*) $MgCO_3$ *i*) NO_2
j) $SnSO_4$ *k*) $Ba(NO_3)_2$ *l*) CuS

Respuestas

Respuestas a las Comprobaciones de estudio

5.1 K^+ y S^{2-}

5.2 $Li^{\cdot} + Li^{\cdot} + \cdot\ddot{S}\cdot \longrightarrow Li^+ + Li^+ [:\ddot{S}:]^{2-} \longrightarrow Li_2S$

5.3 $CaCl_2$

5.4 cloruro de calcio

5.5 cloruro de oro (III)

5.6 *a*) Mg^{2+}, Br^- $MgBr_2$
b) Li^+, O^{2-} Li_2O

5.7 Cr_2O_3

5.8 $(NH_4)_3PO_4$

5.9 fosfato de calcio

5.10 nitrato de hierro (II)

5.11 *a*) tetrabromuro de silicio
b) óxido de dibromo

5.12 IF_5

5.13 carbonato de cobalto (II)

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

5.1 *a*) Cuando un átomo de sodio pierde su electrón de valencia, su segundo nivel de energía tiene un octeto completo.
b) Los elementos de los grupos 1A (1) y 2A (2) pueden perder uno o dos electrones para lograr una configuración de gas noble. Los elementos del grupo 8A (18) ya tienen un octeto de electrones de valencia, de modo que no pierden ni ganan electrones y normalmente no se encuentran en compuestos.

5.3 *a*) 1 *b*) 2 *c*) 3 *d*) 1 *e*) 2

5.5 *a*) neón *b*) neón *c*) argón
d) neón *e*) neón

5.7 *a*) pierde $2e^-$ *b*) gana $3e^-$ *c*) gana $1e^-$
d) pierde $1e^-$ *e*) pierde $3e^-$

5.9 *a*) Li^+ *b*) F^- *c*) Mg^{2+}
d) Fe^{3+} *e*) Zn^{2+}

5.11 **a, c**

5.13 *a*) $K^{\cdot} + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow K^+ [:\ddot{Cl}:]^- \longrightarrow KCl$

b) $\cdot Ca^{\cdot} + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow Ca^{2+} [:\ddot{Cl}:]^- \longrightarrow CaCl_2$
$\cdot\ddot{Cl}: \qquad\qquad [:\ddot{Cl}:]^-$

c) $Na^{\cdot} \qquad\qquad Na^+$
$Na^{\cdot} + \cdot\ddot{N}\cdot \longrightarrow Na^+ [:\ddot{N}:]^{3-} \longrightarrow Na_3N$
$Na^{\cdot} \qquad\qquad Na^+$

5.15 *a*) Na_2O *b*) $AlBr_3$ *c*) BaO
d) $MgCl_2$ *e*) Al_2S_3

5.17 *a*) Na_2S *b*) K_3N *c*) AlI_3 *d*) Li_2O

5.19 *a*) Cl^- *b*) K^+ *c*) O^{2-} *d*) Al^{3+}

5.21 *a*) potasio *b*) sulfuro *c*) calcio *d*) nitruro

5.23 *a*) óxido de aluminio *b*) cloruro de calcio
c) óxido de sodio *d*) nitruro de magnesio
e) yoduro de potasio *f*) fluoruro de bario

5.25 La mayor parte de los metales de transición forman más de un ion positivo. El ion específico se indica en un nombre al escribir un número romano que es el mismo que la carga iónica. Por ejemplo, el hierro forma iones Fe^{2+} y Fe^{3+}, que se llaman hierro (II) y hierro (III).

5.27 *a*) hierro (II) *b*) cobre (II) *c*) zinc
d) plomo (IV) *e*) cromo (III) *f*) manganeso (II)

5.29 *a*) cloruro de estaño (II) *b*) óxido de hierro (II)
c) sulfuro de cobre (I) *d*) sulfuro de cobre (II)
e) bromuro de cadmio *f*) cloruro de mercurio (II)

5.31 *a*) Au^{3+} *b*) Fe^{3+}
c) Pb^{4+} *d*) Sn^{2+}

5.33 *a*) $MgCl_2$ *b*) Na_2S *c*) Cu_2O
d) Zn_3P_2 *e*) AuN

5.35 *a*) $CoCl_3$ *b*) PbO_2 *c*) AgCl
d) Ca_3N_2 *e*) Cu_3P *f*) $CrCl_2$

5.37 *a*) HCO_3^- *b*) NH_4^+ *a*) PO_4^{3-}
d) HSO_4^- *e*) ClO^-

5.39 *a*) sulfato *b*) carbonato *c*) fosfato
d) nitrato *e*) perclorato

5.41

	NO_2^-	CO_3^{2-}	HSO_4^-	PO_4^{3-}
Li^+	$LiNO_2$ nitrito de litio	Li_2CO_3 carbonato de litio	$LiHSO_4$ sulfato ácido de litio	Li_3PO_4 fosfato de litio
Cu^{2+}	$Cu(NO_2)_2$ nitrito de cobre (II)	$CuCO_3$ carbonato de cobre (II)	$Cu(HSO_4)_2$ sulfato ácido de cobre (II)	$Cu_3(PO_4)_2$ fosfato de cobre (II)
Ba^{2+}	$Ba(NO_2)_2$ nitrito de bario	$BaCO_3$ carbonato de bario	$Ba(HSO_4)_2$ sulfato ácido de bario	$Ba_3(PO_4)_2$ fosfato de bario

5.43 *a*) CO_3^{2-}, carbonato de sodio
b) NH_4^+, cloruro de amonio
c) PO_4^{3-}, fosfato de litio
d) NO_2^-, nitrito de cobre (II)
e) SO_3^{2-}, sulfito de hierro (II)
f) $C_2H_3O_2^-$, acetato de potasio

5.45 *a*) $Ba(OH)_2$ *b*) Na_2SO_4 *c*) $Fe(NO_3)_2$
d) $Zn_3(PO_4)_2$ *e*) $Fe_2(CO_3)_3$

5.47 *a*) sulfato de aluminio
b) carbonato de calcio
c) óxido de cromo (III)
d) fosfato de sodio
e) sulfato de amonio
f) óxido de hierro (III)

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

5.49 Los elementos no metálicos tienen más probabilidad de formar enlaces covalentes.

5.51 *a*) 2 electrones de valencia, 1 par de enlace y 0 pares sin compartir
b) 8 electrones de valencia, 1 par de enlace y 3 pares sin compartir
c) 14 electrones de valencia, 1 par de enlace y 6 pares sin compartir

5.53. *a*) tribromuro de fósforo
b) tetrabromuro de carbono
c) dióxido de silicio
d) monofluoruro de hidrógeno; fluoruro de hidrógeno
e) triyoduro de nitrógeno

5.55 *a*) trióxido de dinitrógeno
b) tricloruro de nitrógeno
c) tetrabromuro de silicio
d) pentacloruro de fósforo
e) trióxido de azufre

5.57 *a*) CCl_4 *b*) CO *c*) PCl_3 *d*) N_2O_4

5.59 *a*) OF_2 *b*) BF_3 *c*) N_2O_3 *d*) SF_6

5.61 *a*) cloruro de aluminio
b) trióxido de azufre
c) óxido de dinitrógeno
d) nitrato de estaño (II)
e) clorito de cobre (II)

5.63 *a*) P^{3-} ion *b*) O átomo
c) Zn^{2+} ion *d*) Fe^{3+} ion

5.65 **1.** H (E) **2.** Li (C) **3.** Li^+ (A)
4. H^+ (B) **5.** N^{3-} (D)

5.67

Periodo	Símbolos punto electrón	Fórmula de compuesto	Nombre de compuesto
2	X· y ·$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}$·	Li_3N	nitruro de litio
4	$\dot{X}$· y :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}$·	$CaBr_2$	bromuro de calcio
3	·$\dot{X}$· y :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Y}}$·	Al_2S_3	sulfuro de aluminio

5.69

Configuración electrónica		Símbolos punto electrón		Cationes	Aniones	Fórmula de compuesto	Nombre de compuesto
2, 8, 2	2, 5	$\dot{M}g$·	·$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}$·	Mg^{2+}	N^{3-}	Mg_3N_2	nitruro de magnesio
2, 8, 8, 1	2, 6	K·	:$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}$·	K^+	O^{2-}	K_2O	óxido de potasio
2, 8, 3	2, 8, 18, 7	·$\dot{Al}$·	:$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Br}}$·	Al^{3+}	Br^-	$AlBr_3$	bromuro de aluminio

Respuestas a preguntas y problemas adicionales

5.71 *a*) Ne *b*) Ne *c*) Ar
d) Ne *e*) He

5.73 *a*) Grupo 2A *b*) ·X· *c*) Be *d*) X_3N_2

5.75 *a*) Sn^{4+} *b*) 50 protones, 46 electrones
c) SnO_2 d) $Sn_3(PO_4)_4$

5.77 *a*) 3A (13) *b*) 6A (16) *c*) 2A (2)

5.79 *a*) cloruro de hierro (III)
b) fosfato de calcio
c) carbonato de aluminio
d) cloruro de plomo (IV)
e) carbonato de magnesio
f) sulfato de estaño (II)
g) sulfuro de cobre (II)

5.81 *a*) Cu_3N *b*) $KHSO_3$ *c*) PbS_2
d) $Au_2(CO_3)_3$ *e*) $Zn(ClO_4)_2$

5.83 *a*) $AuCl_3$ *b*) PbO_2 *c*) AgCl
d) Ca_3N_2 *e*) Cu_3P *f*) $CrCl_2$

5.85 *a*) óxido de magnesio
b) $Cr(HCO_3)_3$ es carbonato ácido de cromo (III) o bicarbonato de cromo (III)
c) cromato de manganeso (III)

5.87 *a*) tricloruro de nitrógeno
b) dicloruro de azufre
c) óxido de dinitrógeno
d) flúor
e) pentacloruro de fósforo
f) pentóxido de difósforo

5.89 *a*) CO *b*) P_2O_5
c) H_2S *d*) SCl_2

5.91 *a*) iónico, cloruro de hierro (III)
b) iónico, sulfato de sodio
c) covalente, óxido de dinitrógeno
d) covalente, flúor
e) covalente, pentacloruro de fósforo
f) covalente, tetrafluoruro de carbono

5.93 *a*) $SnCO_3$ *b*) Li_3P *c*) $SiCl_4$
d) Fe_2S_3 *e*) CO_2 *f*) $CaBr_2$

5.95 Na_2S es el compuesto, que tiene dos Na^+ por cada S^{2-}.

$$4.8 \times 10^{22}\ \cancel{Na^+\ iones} \times \frac{1\ S^{2-}\ ion}{2\ \cancel{Na^+\ iones}} = 2.4 \times 10^{22}\ S^{2-}$$

5.97 Los electrones de valencia son los electrones en los niveles de energía superiores perdidos o ganados en la formación de compuestos iónicos.

5.99 Los elementos en el grupo 2A (2) perderán dos electrones para lograr un octeto; los elementos en el grupo 6A (16) ganarán dos electrones para formar un octeto. Ambos o ganan o pierden dos electrones.

5.101

Fórmula de compuesto	Tipo de compuesto	Nombre del compuesto
$FeSO_4$	iónico	sulfato de hierro (II)
SiO_2	covalente	dióxido de silicio
NH_4NO_3	iónico	nitrato de amonio
$Al_2(SO_4)_3$	covalente	sulfato de aluminio
Co_2S_3	iónico	sulfuro de cobalto (III)

5.103 Los compuestos con un metal y un no metal se clasifican como iónicos; dos no metales como covalentes.
a) iónico, óxido de litio
b) covalente, óxido de dinitrógeno
c) covalente, tetrafluoruro de carbono
d) covalente, óxido de dicloro
e) iónico, fluoruro de magnesio
f) covalente, monóxido de carbono
g) iónico cloruro de calcio
h) iónico, fosfato de calcio

6 Cantidades químicas



"En un laboratorio express enviamos muestras de sangre de pacientes en situaciones de emergencia", dice Audrey Trautwein, técnica laboratorista clínica, Laboratorio Express, Centro Médico del Valle de Santa Clara. "Es posible que necesitemos valorar el estado de un paciente con trauma en la sala de emergencia o un paciente que esté en cirugía. Por ejemplo, un pH sanguíneo ácido reduce la función cardiaca y afecta las acciones de ciertos medicamentos. En una situación de emergencia, es crucial que obtengamos rápido los resultados. Esto se hace con el uso de un analizador de gas sanguíneo. Mientras coloco una muestra de sangre en el analizador, una pequeña sonda extrae un volumen medido, que se prueba de inmediato para pH, P_{O_2} y P_{CO_2}, así como electrólitos, glucosa y hemoglobina. Aproximadamente en un minuto tenemos los resultados de las pruebas, que se envían a la computadora del médico."

AVANCES

6.1 Masa atómica y masa fórmula

6.2 El mol

6.3 Masa molar

6.4 Cálculos con el uso de masa molar

6.5 Composición porcentual y fórmulas empíricas

6.6 Fórmulas moleculares

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

En química, calculamos y medimos las cantidades de sustancias para usar en el laboratorio. En realidad, la medición de la cantidad de una sustancia es algo que haces todos los días. Cuando cocinas, mides las cantidades adecuadas de ingredientes de modo que no tengas demasiado de uno y poco de otro. En la gasolinera, mides cierta cantidad de combustible en tu tanque. Si pintas las paredes de una habitación, mides el área y compras la cantidad de pintura que la cubrirá. Si tomas un analgésico, lees la etiqueta para ver cuánta aspirina o ibuprofeno contiene. Leemos las etiquetas nutricionales para determinar cantidades de carbohidratos, grasa, sodio, hierro o zinc. En una farmacia, un farmacéutico determina las cantidades de medicamento para surtir una receta de manera adecuada.

Cada sustancia que usamos en el laboratorio de química se mide de modo que funcione adecuadamente en un experimento. La fórmula de una sustancia dice el número y tipos de átomos que tiene, que luego se usan para determinar la masa de la sustancia para utilizar en un experimento. De igual modo, cuando sabemos el porcentaje y masa de los elementos en una sustancia, podemos determinar su fórmula.

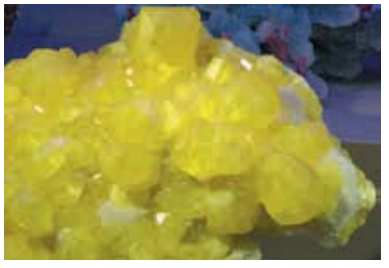
6.1 Masa atómica y masa fórmula

Meta de aprendizaje

Usar masas atómicas para determinar la masa de una muestra de átomos, el número de átomos en una muestra y masas de fórmula de compuestos.

En el capítulo 4 aprendimos que cada elemento en la tabla periódica tiene una masa atómica basada en el promedio ponderado de las masas de los isótopos. La unidad de masa atómica (uma) se definió como un doceavo (1/12) de la masa de un átomo de carbono 12 (^{12}C), al que se le asigna una masa de exactamente 12 umas. En la mayoría de las muestras de los elementos, tratamos cada átomo como si tuviese la misma masa atómica. En este texto, las masas atómicas en la tabla periódica están dadas a cuatro cifras significativas. Por tanto, un átomo de nitrógeno tiene una masa de 14.01 uma, un átomo de zinc tiene una masa de 65.41 uma y un átomo de estaño tiene una masa de 118.7 uma.

Masa de una muestra de átomos



La masa atómica escrita bajo el símbolo en la tabla periódica es la masa de un solo átomo de dicho elemento. Puesto que la masa atómica es la masa en uma de un átomo, se pueden escribir dos factores de conversión a partir de la masa atómica. Por ejemplo, la masa atómica del azufre se escribe como

Factor de conversión de masa atómica

$$\frac{32.07 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de S}} \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \text{ uma}}$$

La masa atómica se usa para convertir una cantidad conocida de átomos a su masa (uma). Por ejemplo, las masas de diferentes cantidades de átomos de S se calculan del modo siguiente:

Número de átomos de S	Masa atómica de S	Cálculo	Masa de muestra de S
10 átomos de S	$\frac{32.07 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de S}}$	$\cancel{10 \text{ átomos de S}} \times \frac{32.07 \text{ uma}}{\cancel{1 \text{ átomo de S}}}$	320.7 uma
500 átomos de S	$\frac{32.07 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de S}}$	$\cancel{50 \text{ átomos de S}} \times \frac{32.07 \text{ uma}}{\cancel{1 \text{ átomo de S}}}$	1.604×10^4 uma
10 000 átomos de S	$\frac{32.07 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de S}}$	$\cancel{10\,000 \text{ átomos de S}} \times \frac{32.07 \text{ uma}}{\cancel{1 \text{ átomo de S}}}$	3.207×10^5 uma

Uso de masa atómica para contar átomos

La masa atómica también se usa para determinar el número de átomos en una masa específica de un elemento. Por ejemplo, la masa atómica para el azufre se utiliza para calcular el número de átomos de azufre en las siguientes muestras de azufre.

Masa de muestra de S	Masa atómica de S	Cálculo	Número de átomos de S
6420 uma	$\frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \text{ uma}}$	$6420 \cancel{\text{uma}} \times \frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \cancel{\text{uma}}}$	2.00×10^2 átomos de S
3.21×10^4 uma	$\frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \text{ uma}}$	$3.21 \times 10^4 \cancel{\text{uma}} \times \frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \cancel{\text{uma}}}$	1.00×10^3 átomos de S
9.63×10^{16} uma	$\frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \text{ uma}}$	$9.63 \times 10^{16} \cancel{\text{uma}} \times \frac{1 \text{ átomo de S}}{32.07 \cancel{\text{uma}}}$	3.00×10^{15} átomos de S

Problema de muestra 6.1 Cálculo de la masa de una muestra de átomos

Calcula la masa en uma de 100 átomos de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Átomos de Mg *b*) Átomos de Fe

Solución

a) Átomos de Mg

PASO 1 **Dado** 100 átomos de Mg **Deseado** masa en uma

PASO 2 **Plan** átomos → Factor de masa atómica → uma

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** Obtén de la tabla periódica la masa atómica para Mg.

$$1 \text{ átomo de Mg} = 24.31 \text{ uma}$$

$$\frac{24.31 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de Mg}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ átomo de Mg}}{24.31 \text{ uma}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** La masa para los 100 átomos de Mg se calcula con el uso de la masa atómica. La respuesta tiene cuatro cifras significativas porque 100 átomos de Mg es un número contado y exacto.

$$\cancel{100 \text{ átomo de Mg}} \times \frac{24.31 \text{ uma}}{1 \cancel{\text{ átomo de Mg}}} = 24.31 \text{ uma}$$

b) 100 átomos de Fe

PASO 1 **Dado** 100 átomos de Fe **Deseado** masa en uma

PASO 2 **Plan** átomos → Factor de masa atómica → uma

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** Obtén de la tabla periódica la masa atómica para Fe.

$$1 \text{ átomo de Fe} = 55.85 \text{ uma}$$

$$\frac{55.85 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de Fe}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ átomo de Fe}}{55.85 \text{ uma}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** La masa para los 100 átomos de Fe se calcula con el uso de la masa atómica. La respuesta tiene cuatro cifras significativas porque 100 átomos de Fe es un número contado y por tanto exacto.

$$100 \text{ átomo de Fe} \times \frac{55.85 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de Fe}} = 55.85 \text{ uma}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la masa en uma de 750 átomos de Ba?

Problema de muestra 6.2 Cálculo del número de átomos en una masa específica



Determina el número de átomos en una muestra de cobre que tiene una masa de 7.82×10^{10} uma.

Solución

PASO 1 **Dado** 7.82×10^{10} uma de Cu **Deseado** átomos de Cu

PASO 2 **Plan** uma → Factor de masa atómica → átomos

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** Obtén de la tabla periódica la masa atómica para Cu.

$$1 \text{ átomo de Cu} = 63.55 \text{ uma}$$

$$\frac{63.55 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de Cu}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ átomo de Cu}}{63.55 \text{ uma}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Calcula el número de átomos de Cu:

$$7.82 \times 10^{10} \cancel{\text{uma}} \times \frac{1 \text{ átomo de Cu}}{63.55 \cancel{\text{uma}}} = 1.23 \times 10^{9} \text{ átomos de Cu}$$

Comprobación de estudio

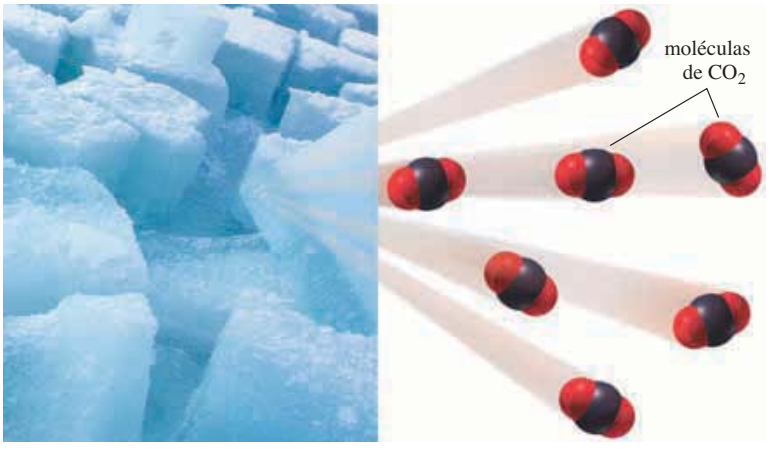
¿Cuántos átomos de oro hay en una muestra de oro que tiene una masa de 9.85×10^{5} uma?

Masa fórmula

Para un compuesto, la **masa fórmula** es la suma de las masas atómicas de todos los átomos en su fórmula. Para determinar la masa fórmula, multiplicamos el subíndice de cada elemento por su masa atómica y se suman los resultados. Por ejemplo, la masa fórmula del dióxido de carbono, CO_2, es la suma de las masas atómicas de un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno (figura 6.1).



1 C (12.01 uma/C) + 2 O (16.00 uma/O) = 44.01 uma



Hielo seco (CO_2 sólido)

Figura 6.1 A -78.5°C, el hielo seco (CO_2 sólido) cambia a gas. El hielo seco se usa en heladerías para mantener el helado congelado, en extintores de incendios y para hacer "neblina" durante conciertos.

P *¿Cómo determinarías la masa fórmula del CO_2?*

Número de átomos en la fórmula		Masa atómica		Masa total para cada elemento
1 ~~átomo de C~~	×	$\frac{12.01 \text{ uma}}{1 \text{ ~~átomo de C~~}}$	=	12.01 uma
2 ~~átomos de C~~	×	$\frac{12.01 \text{ uma}}{1 \text{ ~~átomo de C~~}}$	=	32.00 uma
		Masa fórmula de CO_2	=	44.01 uma



Problema de muestra 6.3 Cálculo de la masa fórmula

Calcula la masa fórmula del hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, que se encuentra en algunos antiácidos.

Solución

PASO 1 **Dado** $Mg(OH)_2$ **Deseado** masa fórmula en uma

PASO 2 **Plan** La masa fórmula es la suma de las masas atómicas de todos los átomos en la fórmula.

1 uma Mg + 2 uma O + 2 uma H = masa fórmula $Mg(OH)_2$

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** Obtén de la tabla periódica la masa atómica para cada elemento.

$$1 \text{ átomo de Mg} = 24.31 \text{ uma} \qquad \frac{24.31 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de Mg}} \text{ y } \frac{1 \text{ átomo de Mg}}{24.31 \text{ uma}}$$

$$1 \text{ átomo de O} = 16.00 \text{ uma} \qquad \frac{16.00 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de O}} \text{ y } \frac{1 \text{ átomo de O}}{16.00 \text{ uma}}$$

$$1 \text{ átomo de H} = 1.008 \text{ uma} \qquad \frac{1.008 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de H}} \text{ y } \frac{1 \text{ átomo de H}}{1.008 \text{ uma}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$1 \text{ átomo de Mg} \times \frac{24.31 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de Mg}} = 24.31 \text{ uma}$$

$$1 \text{ átomo de O} \times \frac{16.00 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de O}} = 32.00 \text{ uma}$$

$$2 \text{ átomos de H} \times \frac{1.008 \text{ uma}}{1 \text{ átomo de H}} = 2.016 \text{ uma}$$

$$\text{Masa fórmula de } Mg(OH)_2 = 58.33 \text{ uma}$$

Comprobación de estudio

El sulfito ácido de calcio, $Ca(HSO_3)_2$, se usa en la elaboración de papel y para desinfectar barriles de cerveza. ¿Cuál es la masa fórmula del sulfito ácido de calcio?

Preguntas y problemas Masa atómica y masa fórmula

6.1 Calcula la masa en uma de cada una de las siguientes muestras:
a) 25 átomos de O *b*) 1.50×10^5 átomos de Cr
c) 6.24×10^{20} átomos de F

6.2 Calcula la masa en uma de cada una de las siguientes muestras:
a) 75 átomos de Ba *b*) 2.80×10^3 átomos de P
c) 9.15×10^{25} átomos de Cl

6.3 Determina el número de átomos en cada una de las siguientes muestras:
a) 540 uma de Al *b*) 2.95×10^4 uma de Ag
c) 35 000 uma de Ne

6.4 Determina el número de átomos en cada una de las siguientes muestras:
a) 1.60×10^4 uma de Cu *b*) 6400 uma de Kr
c) 128 000 uma de Sr

6.5 Determina la masa fórmula de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) SF_6 *b*) $Ca(NO_3)_2$
c) C_2H_5OH, etanol *d*) $C_6H_{12}O_6$, glucosa

6.6 Determina la masa fórmula de cada uno de los siguientes casos:
a) Cl_2O_7 *b*) $(NH_4)_2CO_3$
c) $C_3H_8O_3$, glicerol *d*) $C_8H_{10}N_4O_2$, cafeína

6.7 Determina la masa fórmula de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Na_2SO_3, se usa en fotografía.
b) $Al(OH)_3$, se usa como antiácido.
c) $FeSO_4$, como un complemento de hierro.
d) $Ca_3(PO_4)_2$, se usa como un complemento de calcio.

6.8 Determina la masa fórmula de cada uno de los siguientes casos:
a) $CaCO_3$, se usa como complemento de calcio.
b) $(NH_4)_2SO_4$, fertilizante.
c) $Zn_3(PO_4)_2$, material dental.
d) $Pt(NH_3)_2Cl_2$, cisplatino, se usa para tratar tumores.

Meta de aprendizaje

Usar el número de Avogadro para determinar el número de partículas en un número de moles dado.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Estequiometría

6.2 El mol

En la tienda tú compras huevos por docena. En una oficina los lápices están ordenados por gruesa y el papel por paquetes. En un restaurante, los refrescos están ordenados por presentación. En cada uno de estos ejemplos, los términos, *docena*, *gruesas*, *paquete* y *presentación* cuentan el número de elementos. Por ejemplo, cuando compras una docena de huevos, sabes que tendrás 12 piezas en el cartón.



En química, las partículas como átomos, moléculas e iones se cuentan por el **mol**, que es una unidad que contiene 6.022×10^{23} elementos. Este número tan grande, llamado **número de Avogadro**, en honor de Amedeo Avogadro, un físico italiano, se parece a esto cuando se escribe con cuatro cifras significativas:

Número de Avogadro

$$602\,200\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 6.022 \times 10^{23}$$

Un mol de un elemento siempre tiene un número de Avogadro de átomos. Por ejemplo, 1 mol de carbono contiene 6.022×10^{23} átomos de carbono; 1 mol de aluminio contiene 6.022×10^{23} átomos de aluminio; 1 mol de hierrocontiene 6.022×10^{23} átomos de hierro.

1 mol de un elemento = 6.022×10^{23} átomos de dicho elemento

Un mol de un compuesto contiene un número de Avogadro de moléculas o unidades fórmula. Las moléculas son las partículas de compuestos covalentes; las **unidades fórmula** son los grupos de iones dados por la fórmula de un compuesto iónico. Por ejemplo, 1 mol de CO_2, un compuesto covalente, contiene 6.022×10^{23} moléculas de CO_2. Un mol de NaCl, un compuesto iónico, contiene 6.022×10^{23} unidades fórmula de NaCl (Na^+, Cl^-). La tabla 6.1 da ejemplos del número de partículas en algunas cantidades de 1 mol.

El número de Avogadro nos dice que 1 mol de cualquier elemento o compuesto contiene 6.022×10^{23} del tipo específico de partículas que constituyen una sustancia. El número de Avogadro se usa como un factor de conversión para convertir entre las moles de una sustancia y el número de partículas que contiene.

$$\frac{6.022\ 3\ 10^{23}\ \text{partículas}}{1\ \text{mol}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{mol}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{partículas}}$$

Tabla 6.1 Número de partículas en muestras de 1 mol

Sustancia	Número y tipo de partículas
1 mol de carbono	6.022×10^{23} átomos de carbono
1 mol de aluminio	6.022×10^{23} átomos de aluminio
1 mol de hierro	6.022×10^{23} átomos de hierro
1 mol de agua (H_2O)	6.022×10^{23} moléculas de H_2O
1 mol de NaCl	6.022×10^{23} unidades fórmula de NaCl
1 mol de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	6.022×10^{23} moléculas de sacarosa
1 mol de vitamina C ($C_6H_8O_6$)	6.022×10^{23} moléculas de vitamina C

Cálculo de partículas y moles

Moles de elemento o compuesto

Número de Avogadro

Partículas: átomos, iones, moléculas o unidades fórmula

Por ejemplo, usamos el número de Avogadro para convertir 4.00 moles de hierro a átomos de hierro.

$$4.00 \text{ moles de } \cancel{\text{átomos de Fe}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{1 \ \cancel{\text{mol de átomos de Fe}}} = 2.41 \times 10^{24} \text{ átomos de Fe}$$

Número de Avogadro como factor de conversión

También se usa el número de Avogadro para convertir 3.01×10^{24} moléculas de CO_2 a moles de CO_2.

$$3.01 \times 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol de moléculas de } CO_2}{6.022 \times 10^{23} \ \cancel{\text{moléculas de } CO_2}} = 5.00 \text{ moles de moléculas de } CO_2$$

Número de Avogadro como factor de conversión

Problema de muestra 6.4 **Cálculo del número de moléculas en un mol**

¿Cuántas moléculas de amoniaco, NH_3, hay en 1.75 moles de amoniaco?

Solución

PASO 1 **Dado** 1.75 moles de NH_3 **Deseado** moléculas de NH_3

PASO 2 **Plan** moles → Número de Avogadro → moléculas

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1 \text{ mol de } NH_3 = 6.022 \times 10^{23} \text{ de moléculas de } NH_3$$

$$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de } NH_3}{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } NH_3}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Calcula el número de moléculas de NH_3:

$$1.75 \text{ mol de } NH_3 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } NH_3}{1 \ \cancel{\text{mol de } NH_3}} = 1.05 \times 10^{24} \text{ moléculas de } NH_3$$

Comprobación de estudio

¿Cuántos moles de agua, H_2O, contienen 2.60×10^{23} moléculas de agua?

Los subíndices establecen los moles de elementos

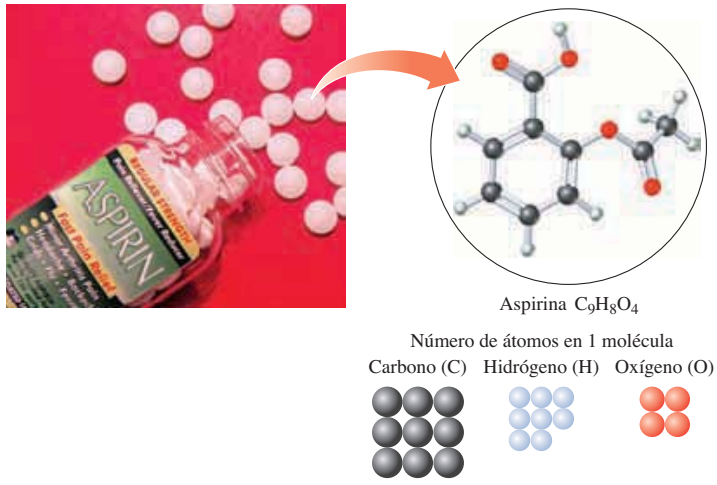
Hemos visto que los subíndices en una fórmula química indican el número de átomos de cada tipo de elemento en un compuesto. Por ejemplo, una molécula de NH_3 consiste de 1 átomo de N y 3 átomos de H. Si tenemos 6.022×10^{23} moléculas (1 mol) de NH_3, contendría 6.022×10^{23} átomos (1 mol) de N y $3 \times 6.022 \times 10^{23}$ moléculas (3 moles) de H. Por tanto, cada subíndice en una fórmula también se refiere a las moles de cada tipo de átomo en 1 mol de un compuesto. Por ejemplo, los subíndices en la fórmula NH_3 especifican que 1 mol de NH_3 contiene 1 mol de átomos de N y 3 moles de átomos de H.

Los subíndices de la fórmula especifican

NH_3

Átomos en 1 molécula	1 átomo de N	3 átomos de H
Moles de átomos en 1 mol	1 mol de N	3 moles de H

En un ejemplo diferente, la aspirina, que tiene una fórmula de $C_9H_8O_4$, hay 9 átomos de C, 8 átomos de H y 4 átomos de O. Los subíndices también establecen el número de moles de cada elemento en 1 mol de aspirina: 9 moles de C, 8 moles de H y 4 moles de O.



El subíndice de la fórmula especifica

$C_9H_8O_4$

Átomos en 1 molécula	9 átomos de C	8 átomos de H	4 átomos de O
Moles de átomos en 1 mol	9 moles de C	8 moles de H	4 moles de O

Los subíndices en una fórmula son útiles cuando necesitamos determinar la cantidad de alguno de los elementos. Para la fórmula de la aspirina, $C_9H_8O_4$, escribimos los siguientes conjuntos de factores de conversión para cada uno de los elementos en 1 mol de aspirina.

$$\frac{9 \text{ moles de C}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} \quad \frac{8 \text{ moles de H}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} \quad \frac{4 \text{ moles de O}}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}$$

$$\frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{9 \text{ moles de C}} \quad \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{8 \text{ moles de H}} \quad \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{4 \text{ moles de O}}$$

Problema de muestra 6.5 Cálculo de los moles de un elemento en un compuesto

¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1.50 moles de aspirina, $C_9H_8O_4$?

Solución

PASO 1 **Dado** 1.50 moles de $C_9H_8O_4$ **Deseado** moles de átomos de C

PASO 2 **Plan** Moles de $C_9H_8O_4$ → Subíndice → moles de átomos de C

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{9 \text{ moles de C}} = \frac{9 \text{ moles de C}}{1 \text{ mol } C_9H_8O_4} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{9 \text{ moles de C}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$1.50 \text{ mol } C_9H_8O_4 \times \frac{9 \text{ moles de átomos de C}}{1 \text{ mol } C_9H_8O_4} = 13.5 \text{ moles de átomos de C}$$

Comprobación de estudio

¿Cuántos moles de aspirina, $C_9H_8O_4$, contienen 0.480 moles de átomos de O?

Problema de muestra 6.6 Partículas de un elemento en un compuesto

¿Cuántos iones de Na^+ hay en 3.00 moles de Na_2O?

Solución

PASO 1 **Dado** 3.00 moles de Na_2O **Deseado** número de iones de Na^+

PASO 2 **Plan** Usa el subíndice de Na en la fórmula para convertir de moles de Na_2O a moles de Na^+ y usa el número de Avogadro para calcular el número de iones de Na^+.

Moles de Na_2O → Subíndice → moles de Na^+ → número de Avogadro → iones de Na^+

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** En Na_2O, un compuesto iónico, hay 2 moles de iones de Na^+ en 1 mol de Na_2O.

$$\frac{1 \text{ mol de } Na_2O = 2 \text{ mol de } Na^+}{\frac{2 \text{ moles de } Na^+ \text{ iones}}{1 \text{ mol de } Na_2O} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de } Na_2O}{2 \text{ moles de } Na^+}}$$

$$\frac{1 \text{ mol de } Na^+ = 6.022 \times 10^{23} \text{ iones de } Na^+}{\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ iones de } Na^+}{1 \text{ mol de } Na^+} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de } Na^+}{6.022 \times 10^{23} \text{ iones de } Na^+}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$3.00 \text{ mol } Na_2O \times \frac{2 \text{ mol } Na^+}{1 \text{ mol de } Na_2O} \times \frac{6.022\ 10^{23} \text{ iones de } Na^+}{1 \text{ mol ion de } Na^+} = 3.61 \times 10^{24} \text{ iones de } Na^+$$

Comprobación de estudio

¿Cuántos iones de SO_4^{2-} hay en 2.50 moles de $Fe_2(SO_4)_3$, un compuesto que se usa para tratamiento de agua y drenajes?

Preguntas y problemas — El mol

6.9 ¿Qué es el mol?

6.10 ¿Qué es el número de Avogadro?

6.11 ¿Cuál es la diferencia al decir "1 mol de átomos de cloro" y "1 mol de moléculas de cloro"?

6.12 ¿Cuál es la diferencia al decir "1 mol de átomos de nitrógeno" y "1 mol de moléculas de nitrógeno"?

6.13 Calcula lo siguiente:
- *a*) número de átomos de C en 0.500 moles de C
- *b*) número de moléculas de SO_2 en 1.28 moles de SO_2
- *c*) moles de Fe en 5.22×10^{22} átomos de Fe
- *d*) moles de C_2H_5OH en 8.50×10^{24} moléculas de C_2H_5OH

6.14 Calcula cada uno de los siguientes casos:
- *a*) número de átomos de Li en 4.5 moles de Li
- *b*) número de moléculas CO_2 en 0.018 0 moles de CO_2
- *c*) moles de Cu en 7.8×10^{21} átomos de Cu
- *d*) moles de C_2H_6 en 3.754×10^{23} moléculas de C_2H_6

6.15 Calcula cada una de las siguientes cantidades en 2.00 moles de H_3PO_4:
- *a*) moles de H
- *b*) moles de O
- *c*) átomos de P
- *d*) átomos de O

6.16 Calcula cada una de las siguientes cantidades en 0.185 moles de $(C_3H_5)_2O$:
- *a*) moles de C
- *b*) moles de O
- *c*) átomos de H
- *d*) átomos de C

Meta de aprendizaje

Dada la fórmula química de una sustancia, calcular su masa molar.

el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

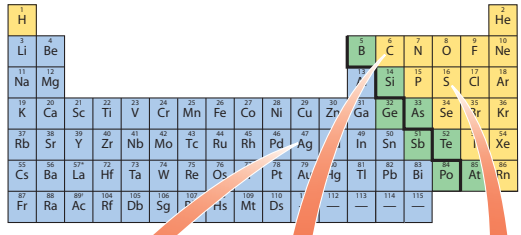
Estequiometría

6.3 Masa molar

Un solo átomo o molécula es muy pequeño para pesarse, incluso en la balanza más sensible. De hecho, se requiere una enorme cantidad de átomos o moléculas para hacer una cantidad suficiente de una sustancia para que la veas. Una cantidad de agua que contiene el número de Avogadro de moléculas de agua sólo es un sorbo. Sin embargo, en el laboratorio usamos una balanza para pesar el número de Avogadro de partículas o 1 mol de sustancia.

Para cualquier elemento, la cantidad llamada **masa molar** es la cantidad en gramos igual a la masa atómica de dicho elemento. Contamos 6.022×10^{23} átomos de un elemento cuando pesamos el número de gramos igual a su masa molar. Por ejemplo, si necesitamos 1 mol de átomos de carbono (C), primero podríamos encontrar la masa atómica de 12.01 para el carbono en la tabla periódica. Entonces, para obtener 1 mol de átomos de carbono, pesaríamos 12.01 g de carbono. Por tanto, usamos la tabla periódica para determinar la masa molar de cualquier elemento, porque la masa molar es numéricamente igual a la masa atómica en gramos. Un mol de azufre tiene una masa molar de 32.07 gramos y 1 mol de átomos de plata tiene una masa molar de 107.9 gramos.





6.022×10^{23} átomos de C

1 mol de átomos de C

12.01 g de átomos de C

47 Ag 107.9	6 C 12.01	16 S 32.07
1 mol de átomos de plata tiene una masa de 107.9 g	1 mol de átomos de carbono tiene una masa de 12.01 g	1 mol de átomos de azufre tiene una masa de 32.07 g

Masa molar de un compuesto

Para determinar la masa molar de un compuesto, multiplica la masa molar de cada elemento por su subíndice en la fórmula y suma los resultados. Por ejemplo, la masa molar del trióxido de azufre, SO_3, se obtiene al sumar las masas molares de 1 mol de azufre y 3 moles de oxígeno.

Guía para calcular la masa molar

PASO 1 Obtén la masa molar de cada elemento.

PASO 2 Multiplica cada masa molar por el número de moles (subíndice) en la fórmula.

PASO 3 Calcula la masa molar al sumar las masas de los elementos.

PASO 1 Usa la tabla periódica y obtén las masas molares del azufre y el oxígeno.

$$\frac{32.07 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \qquad \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}$$

PASO 2 Obtén la masa de cada elemento en la fórmula al multiplicar cada masa molar por su número de moles (subíndice) en la fórmula.

Gramos de 1 mol de S

$$1 \text{ mol S} \times \frac{32.07 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 32.07 \text{ g S}$$

Gramos de 3 moles de O

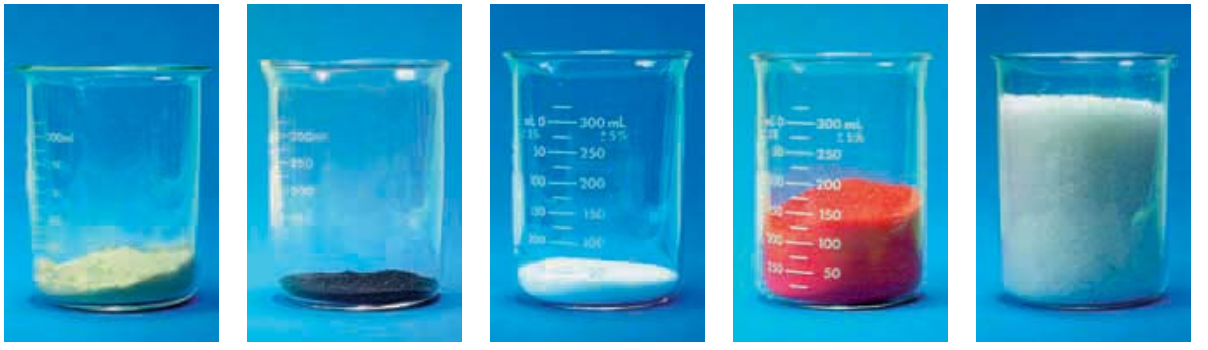
$$3 \text{ moles de} \times \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol de O}} = 48.00 \text{ g O}$$

PASO 3 Obtén la masa molar de SO_3 al sumar las masas de 1 S y 3 O.

Masa molar de $SO_3 = 80.07$ g

La figura 6.2 muestra algunas cantidades de 1 mol de sustancias. La tabla 6.2 enlista la masa molar para varias muestras de 1 mol.

Cantidades de 1 mol



S Fe NaCl $K_2Cr_2O_7$ $C_{12}H_{22}O_{11}$

Figura 6.2 Muestras de 1 mol: azufre, S (32.07 g); hierro, Fe (55.85 g); sal, NaCl (58.44 g); dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$ (294.20 g), y azúcar, sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (342.30 g).

P *¿Cómo se obtiene la masa molar del $K_2Cr_2O_7$?*

Tabla 6.2 Masa molar y número de partículas en cantidades de 1 mol

Sustancia	Masa molar	Número de partículas en 1 mol
1 mol de carbono (C)	12.01 g	6.022×10^{23} átomos de C
1 mol de sodio (Na)	22.99 g	6.022×10^{23} átomos de Na
1 mol de hierro (Fe)	55.85 g	6.022×10^{23} átomos de Fe
1 mol de NaF (ayuda a prevenir las caries)	41.99 g	6.022×10^{23} unidades fórmula de NaF
1 mol $C_6H_{12}O_6$ (glucosa)	180.16 g	6.022×10^{23} moléculas de glucosa
1 mol $C_8H_{10}N_4O_2$ (cafeína)	194.12 g	6.022×10^{23} moléculas de cafeína



Problema de muestra 6.7 Cálculo de masa molar de un compuesto

Encuentra la masa molar de Li_2CO_3 que se usa para producir el color rojo en los fuegos artificiales.

Solución

PASO 1 Con la tabla periódica, obtén las masas molares de litio, carbono y oxígeno.

$$\frac{6.941 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}} \qquad \frac{12.01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \qquad \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}$$

PASO 2 Obtén la masa de cada elemento en la fórmula al multiplicar cada masa molar por su número de moles (subíndice) en la fórmula.

Gramos de 2 moles de Li

$$2 \text{ moles de Li} \times \frac{6.941 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}} = 13.88 \text{ g Li}$$

Gramos de 1 mol de C

$$1 \text{ mol C} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 12.01 \text{ g C}$$

Gramos de 3 moles de O

$$3 \text{ moles de O} \times \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 48.00 \text{ g O}$$

PASO 3 Obtén la masa molar de Li_2CO_3 al sumar las masas de 2 Li, 1 C y 3 O.

$$\text{Masa molar de } Li_2CO_3 = 73.89 \text{ g}$$

Comprobación de estudio

Calcula la masa molar del ácido salicílico, $C_7H_6O_3$.

Preguntas y problemas **Masa molar**

6.17 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) NaCl (sal de mesa)
b) Fe_2O_3 (óxido)
c) $C_{20}H_{23}N$ (antidepresivo)
d) $Al_2(SO_4)_3$ (antitranspirante)
e) $KC_4H_5O_6$ (crema tártara)
f) $C_{16}H_{19}N_3O_5S$ (amoxicilina, antibiótico)

6.18 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $FeSO_4$ (complemento de hierro)
b) Al_2O_3 (absorbente y abrasivo)
c) $C_7H_5NO_3S$ (sacarina)
d) C_3H_8O (alcohol para frotar)
e) $(NH_4)_2CO_3$ (polvo de hornear)
f) $Zn(C_2H_3O_2)_2$ (complemento dietético de zinc)

6.19 Calculate the molar mass of each of the following:
a) Cl_2 *b*) $C_3H_6O_3$
c) $Mg_3(PO_4)_2$ *d*) AlF_3
e) $C_2H_4Cl_2$ *f*) SnF_2

6.20 Calcula la masa molar de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) O_2 *b*) KH_2PO_4
c) $Fe(ClO_4)_3$ *d*) $C_4H_8O_4$
e) $Ga_2(CO_3)_3$ *f*) $KBrO_4$

6.4 Cálculos con el uso de masa molar

Meta de aprendizaje

Dado el número de moles de una sustancia, calcular la masa en gramos; dadas las masas, calcular el número de moles.

El lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Estequiometría

La masa molar de un elemento o compuesto es uno de los factores de conversión más útiles en química. La masa molar se usa para cambiar de moles de una sustancia a gramos, o de gramos a moles. Para hacer estos cálculos usamos la masa molar como un factor de conversión. Por ejemplo, 1 mol de magnesio tiene una masa de 24.31 g. Para expresar la masa molar como una equivalencia escribimos

$$1 \text{ mol de Mg} = 24.31 \text{ g de Mg}$$

A partir de esta equivalencia, escribimos dos factores de conversión:

$$\frac{24.31 \text{ g de Mg}}{1 \text{ mol de Mg}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de Mg}}{24.31 \text{ g de Mg}}$$

Los factores de conversión para compuestos se escriben en la misma forma. Por ejemplo, la masa molar del compuesto H_2O es 18.02 g.

$$1 \text{ mol de } H_2O = 18.02 \text{ g de } H_2O$$

Los factores de conversión de la masa molar de H_2O se escriben como

$$\frac{18.02 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18.02 \text{ g de } H_2O}$$

Ahora cambiamos de moles a gramos, o de gramos a moles, con los factores de conversión derivados de la masa molar. (Recuerda: primero debes determinar la masa molar de la sustancia.)



Problema de muestra 6.8 **Convertir de moles de un elemento a gramos**

El metal plata se usa en la fabricación de cubiertos, espejos, joyería y aleaciones dentales. Si el diseño de una pieza de joyería requiere 0.750 moles de plata, ¿cuántos gramos de plata se necesitan?

Solución

PASO 1 **Plan** 0.750 moles Ag → Factor de masa molar → gramos de Ag

Guía para convertir moles a gramos

PASO 1
Escribe un plan que convierta moles a gramos.

PASO 2
Escribe los factores de conversión para masa molar.

PASO 3
Establece el problema para convertir moles a gramos.

PASO 2 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1 \text{ mol Ag} = 107.9 \text{ g Ag}}{\frac{107.9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol Ag}}{107.9 \text{ g Ag}}}$$

PASO 3 **Planteamiento del problema** Calcula los gramos de plata usando el factor de masa molar que cancela "mol Ag".

$$0.750 \cancel{\text{mol Ag}} \times \frac{107.9 \text{ g Ag}}{1 \cancel{\text{mol Ag}}} = 80.9 \text{ g Ag}$$

Comprobación de estudio

Calcula el número de gramos de oro (Au) en 0.124 moles de oro.

Problema de muestra 6.9 **Convertir la masa de un compuesto a moles**

Una caja de sal contiene 737 g de NaCl. ¿Cuántos moles de NaCl tiene?

Solución



PASO 1 **Plan** 737 g de NaCl | Factor de masa molar | moles de NaCl

PASO 2 **Equivalencia/factores de conversión** La masa molar de NaCl es la suma de las masas de 1 mol de Na^+ y 1 mol de Cl^-:

$$(1 \times 22.99 \text{ g/mol}) + (1 \times 35.45 \text{ g/mol}) = 58.44 \text{ g/mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol NaCl} = 58.44 \text{ g}}{\frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}}}$$

PASO 3 **Planteamiento del problema** Calculamos las moles de NaCl usando el factor de masa molar que cancela "g de NaCl".

$$737 \cancel{\text{g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \cancel{\text{g NaCl}}} = 12.6 \text{ mol NaCl}$$

Comprobación de estudio

Una cápsula de gel de un antiácido contiene 311 mg de $CaCO_3$ y 232 mg de $MgCO_3$. En una dosis recomendada de dos cápsulas de gel, ¿cuántos moles de $CaCO_3$ y de $MgCO_3$ hay?

Ahora combinamos los cálculos de los problemas anteriores para convertir la masa en gramos de un compuesto al número de moléculas. En estos cálculos, como el que se muestra en el problema de muestra 6.10, vemos el papel central de los moles en la conversión de masa a partículas.

Guía para convertir gramos a partículas

PASO 1
Escribe un plan que convierta gramos a partículas.

PASO 2
Escribe los factores de conversión para masa molar y número de Avogadro.

PASO 3
Establece el problema para convertir gramos a moles y a partículas.

Problema de muestra 6.10 Conversión de gramos a partículas

Una bolsa de 10.00 lb de azúcar contienen 4536 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$. ¿Cuántas moléculas de azúcar hay?

Solución

PASO 1 **Plan** Necesitamos convertir los gramos de azúcar a moles con el uso de la masa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$. Luego usamos el número de Avogadro para calcular el número de moléculas de azúcar.

4536 g de azúcar → Factor de masa molar → moles → número de Avogadro → moléculas

PASO 2 **Equivalencia/factores de conversión** La masa molar de $C_{12}H_{22}O_{11}$ es la suma de las masas de 12 moles de C + 22 moles de H + 11 moles de O:

$$(12 \times 12.01\ \text{g/mol}) + (22 \times 1.008\ \text{g/mol}) + (11 \times 16.00\ \text{g/mol}) = 342.30\ \text{g/mol}$$

$$\frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} = 342.30\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342.30\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} = 342.30\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$\frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} = 6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11} = 6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}$$

PASO 3 **Planteamiento del problema** Mediante el factor de masa molar, se convierten los gramos de azúcar a moles, que luego se convierten a moléculas con el número de Avogadro.

$$4536\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{22} \times \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342.30\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}} = 7.980 \times 1024\ \text{moléculas}$$



Comprobación de estudio

¿Cuántos moles de nitrógeno hay en 2.50 g de cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$?

En la figura 6.3 se resumen los cálculos que dan las conexiones entre los moles de un compuesto, su masa en gramos y el número de moléculas (o unidades fórmula si es iónico), y los moles y átomos de cada elemento en dicho compuesto.

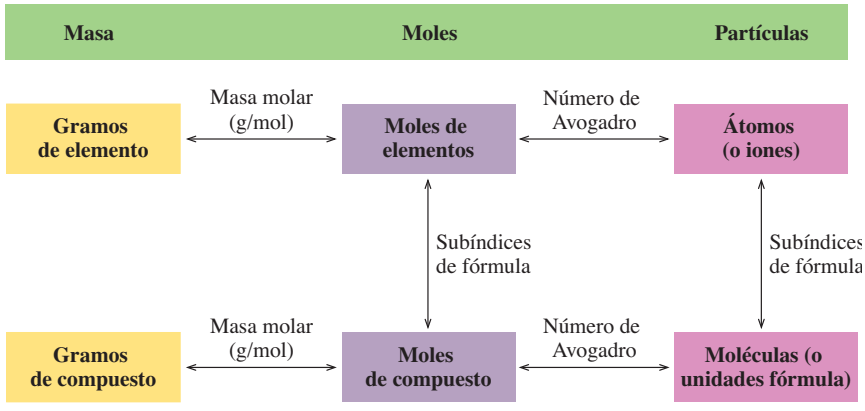


Figura 6.3 Los moles de un compuesto se relacionan con su masa en gramos mediante la masa molar, al número de moléculas (o unidades fórmula) mediante el número de Avogadro, y a los moles de cada elemento mediante los subíndices en la fórmula.

P *¿Cuáles pasos se necesitan para calcular el número de átomos de H en 5.00 g de CH_4?*

Preguntas y problemas **Cálculos con el uso de la masa molar**

6.21 Calcula la masa en gramos de cada uno de los siguientes casos:
a) 1.50 moles de Na *b*) 2.80 moles de Ca
c) 0.125 moles de CO_2 *d*) 0.0485 moles de Na_2CO_3
e) 7.14×10^2 moles de PCl_3

6.22 Calcula la masa en gramos de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) 5.12 moles de Al *b*) 0.75 moles de Cu
c) 3.52 moles de $MgBr_2$ *d*) 0.145 moles de C_2H_6O
e) 2.08 moles de $(NH_4)_2SO_4$

6.23 Calcula la masa en gramos en 0.150 moles de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Ne *b*) I_2 *c*) Na_2O
d) $Ca(NO_3)_2$ *e*) C_6H_{14}

6.24 Calcula la masa en gramos en 2.28 moles de cada uno de los siguientes casos:
a) N_2 *b*) SO_3 *c*) $C_3H_6O_3$
d) $Mg(HCO_3)_2$ *e*) SF_6

6.25 Calcula el número de moles en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) 82.0 g Ag *b*) 0.288 g C
c) 15.0 g amoniaco, NH_3 *d*) 7.25 g propano, C_3H_8
e) 245 g Fe_2O_3

6.26 Calcula el número de moles en cada uno de los siguientes casos:
a) 85.2 g Ni *b*) 144 g K
c) 6.4 g H_2O *d*) 308 g $BaSO_4$
e) 252.8 g fructosa, $C_6H_{12}O_6$

6.27 Calcula el número de moles en 25.0 g en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) He *b*) O_2 *c*) $Al(OH)_3$
d) Ga_2S_3 *e*) C_4H_{10}, butano

6.28 Calcula el número de moles en 4.00 g de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) He *b*) SnO_2 *c*) $Cr(OH)_3$
d) Ca_3N_2 *e*) $C_6H_8O_6$, vitamina C

6.29 Calcula el número de átomos de C en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) 25.0 g C *b*) 0.688 moles de CO_2
c) 275 g C_3H_8 *d*) 1.84 moles de C_2H_6O
e) 7.5×10^{24} moléculas de CH_4

6.30 Calcula el número de átomos de N en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) 0.755 mol N_2 *b*) 0.82 g $NaNO_3$
c) 40.0 g N_2O *d*) 6.24×10^{-3} moles de NH_3
e) 1.4×10^{22} moléculas de N_2O_4

6.31 El gas propano, C_3H_8, se usa como combustible en las parrillas para hacer barbacoa.
a) ¿Cuántos gramos del compuesto hay en 1.50 moles de propano?
b) ¿Cuántos moles del compuesto hay en 34.0 g de propano?
c) ¿Cuántos gramos de carbono hay en 34.0 g de propano?
d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0.254 g de propano?

6.32 El sulfuro de alilo, $(C_3H_5)_2S$ es la sustancia que da al ajo su olor característico.



a) ¿Cuántos moles de azufre hay en 23.2 g de $(C_3H_5)_2S$?
b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0.75 moles de $(C_3H_5)_2S$?
c) ¿Cuántos gramos de carbono hay en 4.20×10^{23} moléculas de $(C_3H_5)_2S$?
d) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 15.0 g de $(C_3H_5)_2S$?

Meta de aprendizaje

Dada la fórmula de un compuesto, calcular la composición porcentual. A partir de la composición porcentual, determinar la fórmula empírica de un compuesto.

6.5 Composición porcentual y fórmulas empíricas

Hemos visto que los átomos de los elementos de un compuesto están combinados en una proporción definida. Ahora también podemos decir que la masa molar de cualquier compuesto contiene una proporción por masa definida de sus elementos. Con la masa molar podemos determinar la **composición porcentual** de un compuesto, que es el porcentaje de masa (masa %) de cada elemento presente.

$$\text{6\% de masa de cada elemento en un compuesto} = \frac{\text{masa de cada elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\%$$

Por ejemplo, calculemos la composición porcentual del óxido de dinitrógeno, "gas de la risa", N_2O.

PASO 1 **Determina la masa total de cada elemento en la masa molar.**

$$2 \text{ moles de N} \times \frac{14.01 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 28.02 \text{ g N}$$

$$1 \text{ mol de O} \times \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 16.00 \text{ g O}$$

$$1 \text{ mol de } N_2O = 44.02 \text{ g } N_2O \text{ (masa molar)}$$

Guía para calcular composición porcentual

PASO 1
Determina la masa total de cada elemento en la masa molar de una fórmula.

PASO 2
Divide la masa total de cada elemento por la masa molar y multiplica por 100.

PASO 2 **Calcula el porcentaje al multiplicar la razón de masa por 100%.**

$$\%N = \frac{28.02\ \text{g N}}{44.02\ \text{g N}_2\text{O}} \times 100 = 63.65\%$$

$$\%O = \frac{16.00\ \text{g O}}{44.02\ \text{g N}_2\text{O}} \times 100 = 36.35\%$$

Comprueba que el porcentaje total es igual o muy cercano a 100%.

$$63.65\%\ \text{N} + 36.35\%\ \text{O} = 100.00\%$$

Problema de muestra 6.11 Cálculo de composición porcentual

El olor de las peras se debe al acetato de propilo, $C_5H_{10}O_2$. ¿Cuál es su composición porcentual por masa?



Solución

PASO 1 **Determina la masa total de cada elemento en la masa molar.**

$$5\ \cancel{\text{mol de C}} \times \frac{12.01\ \text{g C}}{1\ \cancel{\text{mol C}}} = 60.05\ \text{g C}$$

$$10\ \cancel{\text{moles de H}} \times \frac{1.008\ \text{g H}}{1\ \cancel{\text{mol H}}} = 10.08\ \text{g H}$$

$$2\ \cancel{\text{moles de O}} \times \frac{16.00\ \text{g O}}{1\ \cancel{\text{mol O}}} = 32.00\ \text{g O}$$

$$1\ \text{mol de } C_5H_{10}O_2 = 102.13\ \text{g (masa molar)}$$

PASO 2 **Calcula el porcentaje al multiplicar la razón de masa por 100%.**

$$\%C = \frac{60.05\ \text{g C}}{102.13\ \text{g } C_5H_{10}O_2} \times 100 = 58.80\%$$

$$\%H = \frac{10.08\ \text{g H}}{102.13\ \text{g } C_5H_{10}O_2} \times 100 = 9.870\%$$

$$\%O = \frac{32.00\ \text{g O}}{102.13\ \text{g } C_5H_{10}O_2} \times 100 = 31.33\%$$

Comprueba que el porcentaje total es igual a 100.0%.

$$58.80\%\ \text{C} + 9.870\%\ \text{O} + 31.33\%\ \text{O} = 100.00\%$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la composición porcentual por masa del carbonato de potasio, K_2CO_3?

Fórmulas empíricas

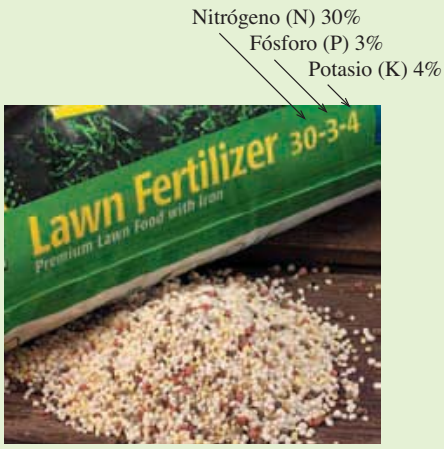
Hasta ahora, las fórmulas que has visto son **fórmulas moleculares**, que son las fórmulas reales o verdaderas de los compuestos. Si escribimos una fórmula que represente la razón del menor número entero de los átomos en un compuesto, se llama fórmula más simple o **fórmula empírica**. Por ejemplo, el compuesto benceno,

NOTA QUÍMICA

QUÍMICA DE FERTILIZANTES

Cada año, en la primavera, los propietarios de casas y los granjeros agregan fertilizantes al suelo para producir pastos más verdes y mejores cosechas. Las plantas requieren muchos nutrientes, pero los principales son nitrógeno, fósforo y potasio. El nitrógeno promueve el incremento del verde, el fósforo promueve raíces fuertes para el desarrollo de plantas fuertes y flores abundantes, y el potasio ayuda a las plantas a defenderse de las enfermedades y de los climas extremos. Los números en un paquete de fertilizante dan los porcentajes de N, P y K por masa. Por ejemplo, los números 30-3-4 indican 30% de nitrógeno, 3% de fósforo y 4% de potasio.

El principal nutriente, el nitrógeno, se presenta en grandes cantidades como N_2 en la atmósfera, pero las plantas no lo pueden utilizar de esta forma. Las bacterias en el suelo convierten el N_2 atmosférico en formas útiles mediante fijación de nitrógeno. Para proporcionar nitrógeno adicional a las plantas, se agregan al suelo muchos tipos de químicos que contienen nitrógeno, incluidos amoniaco, nitratos y compuestos de amonio. Los nitratos se absorben directamente, pero el amoniaco y las sales de amonio primero se convierten en nitratos mediante las bacterias del suelo.



El porcentaje de nitrógeno en un fertilizante depende del compuesto nitrogenado. El porcentaje de nitrógeno por masa en cada tipo se calcula con el uso de la composición porcentual.

Tipo de fertilizante	Porcentaje de nitrógeno por masa
NH_3	$\frac{14.01\text{ g N}}{17.03\text{ g }NH_3} \times 100\% = 82.27\%$
NH_4NO_3	$\frac{28.02\text{ g N}}{80.05\text{ g }NH_4NO_3} \times 100\% = 35.00\%$
$(NH_4)_2SO_4$	$\frac{28.02\text{ g N}}{132.15\text{ g }(NH_4)_2SO_4} \times 100\% = 21.20\%$
$(NH_4)_2HPO_4$	$\frac{28.02\text{ g N}}{132.06\text{ g }(NH_4)_2HPO_4} \times 100\% = 21.22\%$

La elección de un fertilizante depende de su uso y conveniencia. Un fertilizante se puede preparar como cristales o como polvo, en una solución líquida o como un gas, como el amoniaco. El amoniaco y los fertilizantes de amonio son solubles en agua y de rápida acción. Se pueden hacer otras preparaciones de liberación retardada al encerrar las sales de amonio solubles en agua en un delgado recubrimiento plástico. El fertilizante más común es el NH_4NO_3, porque es fácil de aplicar y tiene un gran porcentaje de N por masa.

con fórmula molecular C_6H_6, tiene la fórmula empírica CH. En la tabla 6.3 se presentan algunas fórmulas moleculares y sus fórmulas empíricas.

Tabla 6.3 Ejemplos de fórmulas molecular y empírica

Nombre	Molecular (real)	Empírica (fórmula más simple)
acetileno	C_2H_2	CH
benceno	C_6H_6	CH
amoniaco	NH_3	NH_3
hidracina	N_2H_4	NH_2
ribosa	$C_5H_{10}O_5$	CH_2O
glucosa	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O

La fórmula empírica de un compuesto se determina al convertir el número de gramos de cada elemento a moles y encontrar la razón del menor número entero para usar como subíndices, como se muestra en el problema de muestra 6.12.

Guía para calcular la fórmula empírica

PASO 1
Calcula las moles de cada elemento.

PASO 2
Divide entre el menor número de moles.

PASO 3
Usa la razón del menor número entero de moles como subíndices.

Problema de muestra 6.12 Cálculo de una fórmula empírica

Un experimento de laboratorio indica que un compuesto contiene 6.87 g de hierro y 13.1 g de cloro. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Solución

PASO 1 **Calcula el número de moles de cada elemento.**

$$6.87 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.85 \text{ g de Fe}} = 0.123 \text{ moles de Fe}$$

$$13.1 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35.45 \text{ g de Cl}} = 0.370 \text{ moles de Cl}$$

PASO 2 **Divide cada número de moles calculado entre el menor número de moles.** En este problema, 0.123 moles de Fe es la cantidad menor.

$$\frac{0.123 \text{ mol de Fe}}{0.123} = 1.00 \text{ mol de Fe}$$

$$\frac{0.370 \text{ mol de Cl}}{0.123} = 3.01 \text{ mol de Cl}$$

PASO 3 **Usa la razón del menor número entero de moles como subíndices.** La relación de moles de Fe a moles de Cl es 1 a 3, que se obtiene al redondear 3.01 a 3.

$$Fe_{1.00}Cl_{3.01} \longrightarrow Fe_1Cl_3, \text{ que se escribe como } FeCl_3$$

Comprobación de estudio

Algunos cristales amarillos se analizan y se encuentra que contienen 2.32 g de Li y 2.68 g de O. ¿Cuál es la fórmula empírica?

Con frecuencia, las cantidades relativas de los elementos están dadas como la composición porcentual de un compuesto. Puesto que porcentaje significa partes de un elemento por 100 partes del compuesto total, podemos expresar la masa del elemento como gramos en 100 g del compuesto, como se muestra en el problema de muestra 6.13.

Problema de muestra 6.13 Cálculo de una fórmula empírica a partir de la composición porcentual

Calcula la fórmula empírica de un compuesto que tenga 74.2% de Na y 25.8% de O.

Solución

PASO 1 **Calcula el número de moles de cada elemento.** Primero debemos cambiar los porcentajes de los elementos a gramos, al elegir un tamaño de muestra de 100 g. Entonces los valores numéricos permanecen iguales, pero se tienen gramos en lugar de los signos %. En

exactamente 100 g de este compuesto, hay 74.2 g de Na y 25.8 g de O. Entonces se calcula el número de moles por cada elemento.

$$74.2 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ mol de Na}}{22.99 \text{ g Na}} = 3.23 \text{ moles de Na}$$

$$25.8 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 1.61 \text{ moles de O}$$

PASO 2 **Divide cada uno de los valores de mol calculados por el menor número de moles.**

$$\frac{3.23 \text{ mol de Na}}{1.61} = 2.01 \text{ moles de Na}$$

$$\frac{1.61 \text{ mol de O}}{1.61} = 1.00 \text{ mol de O}$$

PASO 3 **Usa la razón del menor número entero de moles como subíndices.**

Na_2O

Comprobación de estudio

Determina la fórmula empírica de un compuesto que tenga una composición porcentual de K 44.9%, S 18.4% y O 36.7%.

Conversión de números decimales a números enteros

A veces el resultado de dividir el número más pequeño de moles da un decimal en lugar de un número entero. Los valores decimales que están muy cerca de números enteros se redondean. Por ejemplo, 2.04 se redondea a 2 y 6.98 se redondea a 7. Sin embargo, un decimal que sea mayor que 0.1 o menos que 0.9 no se debe redondear. En vez de ello, se multiplica por un entero pequeño hasta que se obtiene un número entero. Algunos multiplicadores que se usan comúnmente se mencionan en la tabla 6.4.

Supón que los números de moles que obtenemos dan subíndices en la razón de $C_{1.00}H_{2.33}O_{0.99}$. Mientras que 0.99 se redondea a 1, no podemos redondear 2.33. Si multiplicamos 2.33×2, obtenemos 4.66, que todavía no es un número entero. Si multiplicamos 2.33 por 3, la respuesta es 6.99, que se redondea a 7. Para completar la fórmula empírica, todos los otros subíndices se deben multiplicar por 3.

$$C_{(1.00\times3)}H_{(2.33\times3)}O_{(0.99\times3)} = C_{3.00}H_{6.99}O_{2.97} \longrightarrow C_3H_7O_3$$

Tabla 6.4 **Algunos multiplicadores que convierten decimales en números enteros**

Decimal	Multiplica por	Ejemplo		Número entero
0.20	5	1.20×5	=	6
0.25	4	2.25×4	=	9
0.33	3	1.33×3	=	4
0.50	2	2.50×2	=	5
0.67	3	1.67×3	=	5



Problema de muestra 6.14 Cálculo de una fórmula empírica

El ácido ascórbico (vitamina C), que se encuentra en frutas cítricas y vegetales, contiene carbono (40.9%), hidrógeno (4.58%) y oxígeno (54.5%). ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido ascórbico?

Solución

PASO 1 **Calcula el número de moles de cada elemento.** A partir de la composición porcentual, escribimos que 100 g de ácido ascórbico contienen 40.9% C o 40.9 g de C, 4.58% H o 4.58 g de H, y 54.5% O o 54.5 g de O.

$$\text{C} = 40.9\text{ g} \qquad \text{H} = 4.58\text{ g} \qquad \text{O} = 54.5\text{ g}$$

Ahora convertimos los gramos de cada elemento a moles.

$$\text{Moles de C} \quad 40.9\ \cancel{\text{g C}} \times \frac{1\text{ mol de C}}{12.01\ \cancel{\text{g C}}} = 3.41\text{ moles de C}$$

$$\text{Moles de H} \quad 4.58\ \cancel{\text{g H}} \times \frac{1\text{ mol de H}}{1.008\ \cancel{\text{g H}}} = 4.54\text{ moles de H}$$

$$\text{Moles de C} \quad 54.5\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\text{ mol de O}}{16.00\ \cancel{\text{g O}}} = 3.41\text{ moles de O}$$

PASO 2 **Divide entre el número menor de moles.** Para este problema, el número menor de moles es 3.41.

$$\text{C} = \frac{3.41\text{ mol}}{3.41\text{ mol}} = 1.00$$

$$\text{H} = \frac{4.54\text{ mol}}{3.41\text{ mol}} = 1.33$$

$$\text{O} = \frac{3.41\text{ mol}}{3.41\text{ mol}} = 1.00$$

PASO 3 **Usa la razón del número entero menor de moles como subíndices.** Como se calculó hasta el momento, la razón de moles da la fórmula

$$\text{C}_{1.00}\text{H}_{1.33}\text{O}_{1.00}$$

Sin embargo, el subíndice para H no está cerca de un número entero, lo que significa que no podemos redondear. Si cada uno de los subíndices se multiplica por 3, obtenemos un subíndice para H suficientemente cerca de 4 para redondear. Por tanto, vemos que la fórmula empírica del ácido ascórbico es $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$.

$$\text{C}_{(1.00\times3)}\text{H}_{(1.33\times3)}\text{O}_{(1.00\times3)} = \text{C}_{3.00}\text{H}_{3.99}\text{O}_{3.00} \longrightarrow \text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la fórmula empírica del ácido glioxílico, que se encuentra en la fruta sin madurar, si contiene 32.5% de carbono, 2.70% de hidrógeno y 64.8% de oxígeno?

Preguntas y problemas **Composición porcentual y fórmulas empíricas**

6.33 Calcula la composición porcentual por masa de cada uno de los siguientes compuestos:
a) MgF_2, fluoruro de magnesio
b) $Ca(OH)_2$, hidróxido de calcio
c) $C_4H_8O_4$, eritrosa
d) $(NH_4)_3PO_4$, fosfato de amonio
e) $C_{17}H_{19}NO_3$, morfina

6.34 Calcula la composición porcentual por masa de cada uno de los siguientes compuestos:
a) $CaCl_2$, cloruro de calcio
b) $Na_2Cr_2O_7$, dicromato de sodio
c) $C_2H_3Cl_3$, tricloroetano, un solvente limpiador
d) $Ca_3(PO_4)_2$, fosfato de calcio
e) $C_{18}H_{36}O_2$, ácido esteárico

6.35 Calcula el porcentaje por masa de N en cada uno de los siguientes compuestos:
a) N_2O_5, pentóxido de dinitrógeno
b) NH_4NO_3, nitrato de amonio, fertilizante
c) $C_2H_8N_2$, dimetilhidracina, combustible de cohetes
d) $C_9H_{15}N_5O$, rogaina, estimula el crecimiento capilar
e) $C_{14}H_{22}N_2O$, lidocaína, anestésico local

6.36 Calcula el porcentaje por masa del azufre en cada uno de los siguientes compuestos:
a) Na_2SO_4, sulfato de sodio
b) Al_2S_3, sulfuro de aluminio
c) SO_3, trióxido de azufre
d) C_2H_6SO, dimetilsulfóxido, antiinflamatorio tópico
e) $C_{10}H_{10}N_4O_2S$, sulfadiacina, antibacteriano

6.37 Calcula la fórmula empírica para cada una de las siguientes sustancias:
a) 3.57 g N y 2.04 g O
b) 7.00 g C y 1.75 g H
c) 0.175 g H, 2.44 g N, y 8.38 g O
d) 2.06 g Ca, 2.66 g Cr, y 3.28 g O

6.38 Calcula la fórmula empírica para cada una de las siguientes sustancias:
a) 2.90 g Ag y 0.430 g S
b) 2.22 g Na y 0.774 g O
c) 2.11 g Na, 0.0900 g H, 2.94 g S, y 5.86 g O
d) 7.58 g K, 5.42 g P, y 3.00 g O

6.39 En un experimento, 2.51 g de azufre se combinan con flúor para dar 11.44 g de un compuesto fluoruro. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

6.40 En un experimento, 1.26 g de hierro se combinan con oxígeno para dar un compuesto que tiene una masa de 1.80 g. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

6.41 Calcula la fórmula empírica para cada una de las siguientes sustancias:
a) 70.9% K y 29.1% S
b) 55.0% Ga y 45.0% F
c) 31.0% B y 69.0% O
d) 18.8% Li, 16.3% C, y 64.9% O
e) 51.7% C, 6.90% H, 41.3% O

6.42 Calcula la fórmula empírica para cada una de las siguientes sustancias:
a) 55.5% Ca y 44.5% S
b) 78.3% Ba y 21.7% F
c) 76.0% Zn y 24.0 % P
d) 29.1% Na, 40.6% S, y 30.3% O
e) 19.8% C, 2.20% H, y 78.0% Cl

Meta de aprendizaje

Determinar la fórmula molecular de una sustancia, a partir de la fórmula empírica y la masa molar.

6.6 Fórmulas moleculares

Una fórmula empírica representa la razón del menor número entero de átomos en un compuesto. Sin embargo, las fórmulas empíricas no necesariamente representan el número real de átomos en una molécula. Una fórmula molecular se relaciona con la fórmula empírica mediante un entero pequeño como 1, 2 o 3.

$$\text{Fórmula molecular} = \text{entero pequeño} \times \text{fórmula empírica}$$

Por ejemplo, en la tabla 6.5 vemos varios compuestos que tienen la misma fórmula empírica, CH_2O. Los subíndices para las fórmulas moleculares se relacionan con los subíndices en las fórmulas empíricas mediante enteros pequeños. La misma relación es cierta para la masa molar y la masa de la fórmula empírica. La masa molar de cada uno de los diferentes compuestos se relaciona con la masa de la fórmula empírica (30.0 g) por el mismo entero pequeño.

$$\text{Masa molar} = \text{entero pequeño} \times \text{masa de fórmula empírica}$$

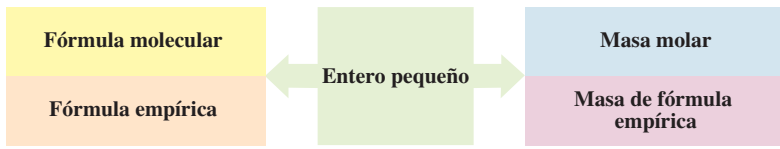


Tabla 6.5 Comparación de la masa molar de algunos compuestos con la fórmula empírica del CH_2O

Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular	Masa molar (g)	Entero × fórmula empírica	Entero × masa de fórmula empírica
acetaldehído	CH_2O	CH_2O	30.0	$(CH_2O)_1$	1(30.0)
ácido acético	CH_2O	$C_2H_4O_2$	60.0	$(CH_2O)_2$	2(30.0)
ácido láctico	CH_2O	$C_3H_6O_3$	90.0	$(CH_2O)_3$	3(30.0)
eritrosa	CH_2O	$C_4H_8O_4$	120.0	$(CH_2O)_4$	4(30.0)
ribosa	CH_2O	$C_5H_{10}O_5$	150.0	$(CH_2O)_5$	5(30.0)

Relación de fórmulas empírica y molecular

Una vez que determinamos la fórmula empírica, podemos calcular su masa en gramos. Si se proporciona la masa molar del compuesto, podemos calcular el valor del entero menor.

$$\text{Entero pequeño} = \frac{\text{masa molar del compuesto (g/mol)}}{\text{masa de fórmula empírica de la ribosa (g/mol)}}$$

Por ejemplo, cuando la masa molar de la ribosa se divide entre la masa de fórmula empírica, el entero es 5.

$$\text{Entero pequeño} = \frac{\text{masa molar de la ribosa (g/mol)}}{\text{masa de fórmula empírica de la ribosa (g/mol)}} = \frac{150.0\ \cancel{\text{g/mol}}}{30.0\ \cancel{\text{g/mol}}} = 5$$

Al multiplicar los subíndices en la fórmula empírica (CH_2O) por 5 se obtiene la fórmula molecular de la ribosa, $C_5H_{10}O_5$.

$$5 \times \text{fórmula empírica } (CH_2O) = \text{fórmula molecular } (C_5H_{10}O_5)$$

Cálculo de una fórmula molecular

Anteriormente desarrollamos la fórmula empírica del ácido ascórbico (vitamina C) como $C_3H_4O_3$. Si se proporciona una masa molar de 176.12 g de ácido ascórbico, podemos determinar su fórmula molecular del modo siguiente.

Guía para calcular una fórmula molecular a partir de una fórmula empírica

PASO 1 Calcula la masa de fórmula empírica.

PASO 2 Divide la masa molar por la masa de fórmula empírica para obtener un entero pequeño.

PASO 3 Multiplica la fórmula empírica por un entero para obtener la fórmula molecular.

PASO 1 **Calcula la masa de la fórmula empírica.** La masa de la fórmula empírica $C_3H_4O_3$ se obtiene de la misma forma que la masa molar.

$$\begin{aligned}\text{Fórmula empírica} &= 3\text{ mol C} + 4\text{ mol H} + 3\text{ mol O}\\ \text{Masa de fórmula empírica} &= (3 \times 12.01) + (4 \times 1.008) + (3 \times 16.00)\\ &= 88.06\text{ g/mol}\end{aligned}$$

PASO 2 **Divide la masa molar entre la masa de fórmula empírica para obtener un entero pequeño.**

$$\text{Entero pequeño} = \frac{\text{masa molar del ácido ascórbico}}{\text{masa de fórmula empírica de } C_3H_4O_3} = \frac{176.12\ \cancel{\text{g/mol}}}{88.06\ \cancel{\text{g/mol}}} = 2$$

PASO 3 **Multiplica la fórmula empírica por el entero pequeño para obtener la fórmula molecular.** Al multiplicar por 2 todos los subíndices en la fórmula empírica del ácido ascórbico, se obtiene su fórmula molecular.

$$C_{(3\times2)}H_{(4\times2)}O_{(3\times2)} = C_6H_8O_6$$



Problema de muestra 6.15 **Determinación de una fórmula molecular**

La melamina, que se usa para elaborar artículos de plástico como platos y juguetes, contiene 28.57% de carbono, 4.80% de hidrógeno y 66.64% de nitrógeno. Si la masa molar es 126.13 g, ¿cuál es la fórmula molecular de la melamina?

Solución

PASO 1 **Calcula la masa de la fórmula empírica.** Escribe cada porcentaje como gramos en 100 gramos de melamina y determina el número de moles de cada uno.

$$\text{C} = 28.57\text{ g} \qquad \text{H} = 4.80\text{ g} \qquad \text{N} = 66.64\text{ g}$$

$$\text{Moles de C} \quad 28.57\ \cancel{\text{g C}} \times \frac{1\text{ mol de C}}{12.01\ \cancel{\text{g C}}} = 2.38\text{ moles de C}$$

$$\text{Moles de H} \quad 4.80\ \cancel{\text{g H}} \times \frac{1\text{ mol de H}}{1.008\ \cancel{\text{g H}}} = 4.76\text{ moles de H}$$

$$\text{Moles de N} \quad 66.64\ \cancel{\text{g N}} \times \frac{1\text{ mol de N}}{14.01\ \cancel{\text{g N}}} = 4.76\text{ moles de N}$$

Divide los moles de cada elemento por el menor número de moles, 2.38 moles, para obtener los subíndices de cada elemento en la fórmula.

$$\text{C} = \frac{2.38\ \cancel{\text{mol}}}{2.38\ \cancel{\text{mol}}} = 1.00$$

$$\text{H} = \frac{4.76\ \cancel{\text{mol}}}{2.38\ \cancel{\text{mol}}} = 2.00$$

$$\text{N} = \frac{4.76\ \cancel{\text{mol}}}{2.38\ \cancel{\text{mol}}} = 2.00$$

Con estos valores como subíndices, $C_{1.00}H_{2.00}N_{2.00}$, escribimos la fórmula empírica de la melamina como $C_1H_2N_2$ o CH_2N_2.

$$C_{1.00}\,H_{2.00}\,N_{2.00} = CH_2N_2$$

Ahora calculamos la masa molar de esta fórmula empírica del modo siguiente:

$$\begin{aligned}\text{Fórmula empírica} &= 1\text{ mol de C} + 2\text{ moles de H} + 2\text{ moles de N}\\ \text{Masa de fórmula empírica} &= (1 \times 12.01) + (2 \times 1.008) + (2 \times 14.01)\\ &= 42.5\text{ g/mol}\end{aligned}$$

PASO 2 **Divide la masa molar entre la masa de la fórmula empírica para obtener un entero pequeño.**

$$\text{Entero pequeño} = \frac{\text{masa molar de melamina}}{\text{masa de fórmula empírica de } CH_2N_2} = \frac{126.13\ \cancel{\text{g/mol}}}{42.05\ \cancel{\text{g/mol}}} = 3$$

PASO 3 **Multiplica la fórmula empírica por el entero pequeño para obtener la fórmula molecular.** Dado que la masa molar fue tres veces la masa de la fórmula empírica, los subíndices en la fórmula empírica se multiplican por 3 para obtener la fórmula molecular.

$$C_{(1\times3)}H_{(2\times3)}N_{(2\times3)} = C_3H_6N_6$$

Comprobación de estudio

El insecticida lindano tiene una composición porcentual de 24.78% de C, 2.08% de H y 73.14% de Cl. Si su masa molar es aproximadamente de 291 g/mol, ¿cuál es la fórmula molecular?

Preguntas y problemas — Fórmulas moleculares

6.43 Escribe la fórmula empírica de cada una de las siguientes sustancias:
a) H_2O_2, peróxido
b) $C_{18}H_{12}$, criseno
c) $C_{10}H_{16}O_2$, ácido crisantémico en flores de pelitre
d) $C_9H_{18}N_6$, altretamina
e) $C_2H_4N_2O_2$, oxamida

6.44 Escribe las fórmulas empíricas de cada una de las siguientes sustancias:
a) $C_6H_6O_3$, pirogalol, un revelador en fotografía
b) $C_6H_{12}O_6$, galactosa, un carbohidrato
c) B_6H_{10}, hexaborano
d) C_6Cl_6, hexaclorobenceno, un fungicida
e) $C_{24}H_{16}O_{12}$, ácido lacaico, una tintura carmesí

6.45 El carbohidrato fructosa, que se encuentra en la miel y las frutas, tiene una fórmula empírica de CH_2O. Si la masa molar de la fructosa es 180 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

6.46 La cafeína tiene una fórmula empírica de $C_4H_5N_2O$. Si tiene una masa molar de 194.2 g, ¿cuál es su fórmula molecular?



6.47 El benceno y el acetileno tienen la misma fórmula empírica, CH. Sin embargo, el benceno tiene una masa molar de 78 g y el acetileno de 26 g. ¿Cuáles son las fórmulas moleculares del benceno y el acetileno?

6.48 El glioxil, que se usa en textiles; el ácido maleico, que se usa para retardar la oxidación de grasas y aceites, y el ácido acóntico, un plastificador, tienen la misma fórmula empírica, CHO. Sin embargo, cada uno tiene diferente masa molar: glioxil 58.0 g, ácido maleico 116.1 g y ácido acóntico 174.1 g. ¿Cuáles son las fórmulas moleculares del glioxil, el ácido maleico y el ácido acóntico?

6.49 El ácido mevalónico participa en la biosíntesis del colesterol. El ácido mevalónico es 48.64% C, 8.16% H y 43.20% O. Si tiene una masa molar de 148, ¿cuál es su fórmula molecular?

6.50 El hidrato de cloral, un sedante, contiene 14.52% de C, 1.83% de H, 64.30% de Cl y 19.35% de O. Si tiene una masa molar de 165.42, ¿cuál es la fórmula molecular del hidrato de cloral?

6.51 El ácido vanílico contiene 57.14% de C, 4.80% de H y 38.06% de O, y tiene una masa molar de 168.1 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido vanílico?

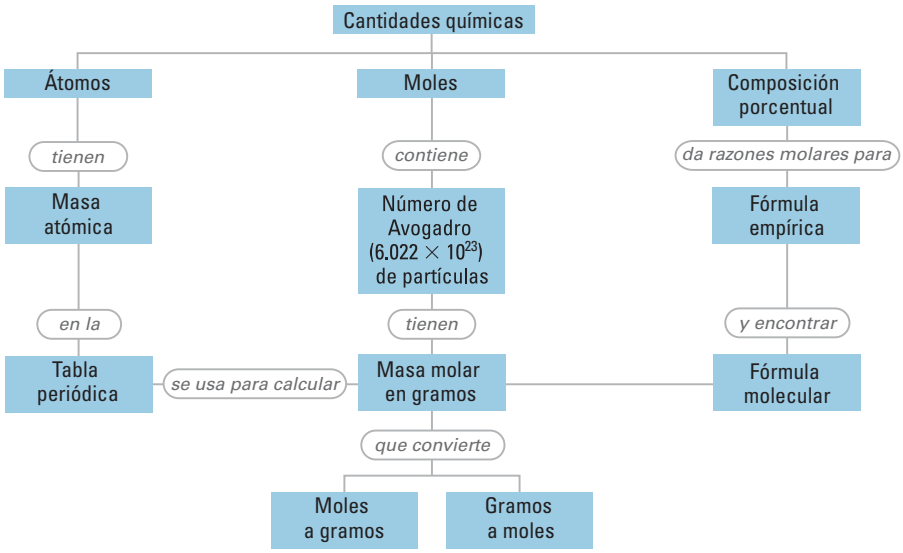


6.52 El ácido láctico es la sustancia que se acumula en los músculos durante el ejercicio aeróbico. Tiene una masa molar de 90. g y una composición de 40.0% de C, 6.71% de H y el resto es oxígeno. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido láctico?

6.53 Una muestra de nicotina, un compuesto venenoso que se encuentra en las hojas de tabaco, es 74.0% C, 8.7% H y el resto es nitrógeno. Si la masa molar de la nicotina es 162 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

6.54 La adenina es un compuesto que contiene nitrógeno y se encuentra en el ADN y el ARN. Si la adenina tiene una composición de 44.5% C, 3.70% H y 51.8% N y una masa molar de 135.1 g, ¿cuál es la fórmula molecular?

Mapa conceptual **Cantidades químicas**



Repaso del capítulo

6.1 Masa atómica y masa fórmula

La masa fórmula de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los elementos en la fórmula del compuesto. La masa fórmula se usa para convertir entre el número de átomos y una masa específica (uma) de un elemento o compuesto.

6.2 El mol

Un mol de un elemento contiene 6.022×10^{23} átomos; un mol de un compuesto contiene 6.022×10^{23} moléculas o unidades fórmula.

6.3 Masa molar

La masa molar (g/mol) de cualquier sustancia es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica, o la suma de las masas atómicas, que se multiplicaron por sus subíndices en una fórmula.

6.4 Cálculos usando masa molar

La masa molar es la masa en gramos de 1 mol de un elemento o un compuesto. Es un importante factor de conversión cuando se usa para cambiar una cantidad en gramos a moles, o para cambiar un número dado de moles a gramos.

6.5 Composición porcentual y fórmulas empíricas

La composición porcentual de un compuesto se obtiene al dividir la masa en gramos de cada elemento en un compuesto por la masa molar de dicho compuesto. La fórmula empírica se calcula al determinar la razón de moles de los gramos de los elementos de una muestra de un compuesto o la composición porcentual.

6.6 Fórmulas moleculares

Una fórmula molecular es igual a o es un múltiplo de la fórmula empírica. La masa molar, que debe conocerse, se divide por la masa de la fórmula empírica para obtener el múltiplo.

Términos clave

composición porcentual El porcentaje por masa de los elementos en una fórmula.

fórmula empírica La razón más simple o de menor número entero de los átomos en una fórmula.

fórmula molecular La fórmula real que da el número de átomos de cada tipo de elemento en el compuesto.

masa fórmula La masa en uma de una molécula o unidad de fórmula igual a la suma de las masas atómicas de todos los átomos en la fórmula.

masa molar La masa en gramos de 1 mol de un elemento es numéricamente igual a su masa atómica. La masa molar de un compuesto es igual a la suma de las masas de los elementos en la fórmula.

mol Un grupo de átomos, moléculas o unidades fórmula que contiene 6.022×10^{23} de dichas unidades.

número de Avogadro Número de elementos en un mol, igual a 6.022×10^{23}.

unidad fórmula Grupo de iones representados por la fórmula de un compuesto iónico.

Comprensión de conceptos

6.55 Un champú anticaspa contiene piritionato, $C_{10}H_8N_2O_2S_2$, que actúa como antibacteriano y agente antimicótico.



a) ¿Cuál es la fórmula empírica del piritionato?
b) ¿Cuál es la masa molar del piritionato?
c) ¿Cuál es la composición porcentual del piritionato?
d) ¿Cuántos átomos de C hay en 25.0 g de piritionato?
e) ¿Cuántas moles de piritionato contiene 8.2×10^{24} átomos de nitrógeno?

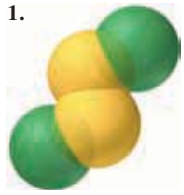
6.56 El ibuprofeno, ingrediente antiinflamatorio, tiene la fórmula $C_{13}H_{18}O_2$.



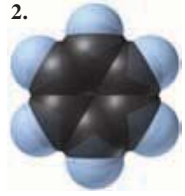
a) ¿Cuál es el porcentaje por masa de oxígeno en el ibuprofeno?
b) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 0.425 g de ibuprofeno?
c) ¿Cuántos gramos de hidrógeno hay en 3.75×10^{22} moléculas de ibuprofeno?
d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0.245 g de ibuprofeno?

6.57 Con los siguientes modelos de las moléculas, determina (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, verde = Cl)

1.



2.



a) fórmula molecular
b) fórmula empírica
c) masa molar
d) composición porcentual

6.58 Con los siguientes modelos de moléculas, determina (negro = C, azul claro = H, amarillo = S, rojo = O)

a) fórmula molecular
b) fórmula empírica
c) masa molar
d) composición porcentual

1.



2.



Preguntas y problemas adicionales

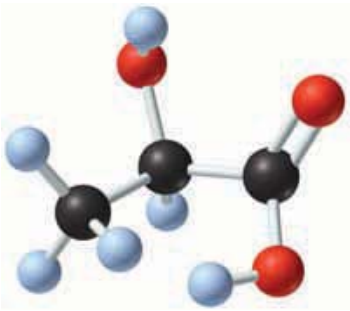
6.59 Calcula la masa fórmula de cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $FeSO_4$, sulfato ferroso, complemento de hierro
b) $Ca(IO_3)_2$, yodato de calcio, fuente de yodo en la sal de mesa
c) $C_5H_8NNaO_4$, glutamato monosódico, potenciador de sabor
d) $C_6H_{12}O_2$, isoamil formato, se usa para elaborar jarabe artificial de frutas

6.60 Calcula la masa fórmula de cada uno de los siguientes casos:
a) $Mg(HCO_3)_2$, carbonato ácido de magnesio
b) $Au(OH)_3$, hidróxido de oro(III), se usa en la chapa de oro
c) $C_{18}H_{34}O_2$, ácido oléico del aceite de oliva
d) $C_{21}H_{26}O_5$, prednisona, antiinflamatorio

6.61 Calcula la composición porcentual de cada uno de los siguientes compuestos:
a) K_2CrO_4
b) $Al(HCO_3)_3$
c) $C_6H_{12}O_6$

6.62 Determina el porcentaje de fósforo en cada uno de los siguientes compuestos:
a) P_4O_{10} *b*) Mg_3P_2 *c*) $Ca_3(PO_4)_2$

6.63 Durante el ejercicio pesado y el entrenamiento, el ácido láctico, $C_3H_6O_3$, se acumula en los músculos, donde puede causar dolor e inflamación.



a) ¿Cuál es el % de oxígeno en el ácido láctico?
b) ¿Cuántos átomos de carbono hay en 125 g de ácido láctico?
c) ¿Cuántos gramos de ácido láctico contienen 3.50 g de hidrógeno?
d) ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido láctico?

6.64 El sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, se usa en fertilizantes.
a) ¿Cuál es el % de nitrógeno en $(NH_4)_2SO_4$?
b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 0.75 moles de $(NH_4)_2SO_4$?
c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 4.50×10^{23} unidades fórmula de $(NH_4)_2SO_4$?
d) ¿Cuánta masa de $(NH_4)_2SO_4$ contienen 2.50 g de azufre?

6.65 La aspirina, $C_9H_8O_4$ se usa para reducir la inflamación y la fiebre.
a) ¿Cuál es la composición porcentual por masa para la aspirina?
b) ¿Cuántas moles de aspirina contienen 5.00×10^{24} átomos de carbono?
c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 7.50 g de aspirina?
d) ¿Cuántas moléculas de aspirina contienen 2.50 g de hidrógeno?

6.66 Rolaids es un antiácido que se usa para malestares estomacales. Una tableta contiene 550 mg de carbonato de calcio, $CaCO_3$, y 110 mg de hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, y cada empaque contiene 12 tabletas.
a) ¿Cuántas moles de carbonato de calcio hay en un empaque?
b) ¿Cuántos iones de calcio, Ca^{2+}, obtendrías de dos tabletas?
c) ¿Cuántos átomos de magnesio ingerirías si tomaras tres tabletas?
d) ¿Cuántos iones hidróxido hay en una tableta?

6.67 Una mezcla contiene 0.250 moles de Mn_2O_3 y 20.0 g de MnO_2.
a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la mezcla?
b) ¿Cuántos gramos de manganeso hay en la mezcla?

6.68 Una mezcla contiene 4.00×10^{23} moléculas de PCl_3 y 0.250 moles de PCl_5.
a) ¿Cuántos gramos de Cl hay en la mezcla?
b) ¿Cuántas moles de P hay en la mezcla?

6.69 Escribe la fórmula empírica para cada uno de los siguientes compuestos:
a) $C_5H_5N_5$, adenina, un compuesto nitrogenado en el ARN y el ADN
b) FeC_2O_4, oxalato de hierro(II), revelador fotográfico
c) $C_{16}H_{16}N_4$, estilbamidina, un antibiótico para animales
d) $C_6H_{14}N_2O_2$, lisina, un aminoácido necesario para el crecimiento

6.70 Escribe la fórmula empírica para cada uno de los siguientes compuestos:
a) N_2H_4, hidracina, combustible de cohetes
b) $C_{10}H_{10}O_5$, ácido opiónico
c) $CrCl_3$, cloruro de cromo(III), se usa en la chapa de cromo
d) $C_{16}H_{16}N_2O_2$, ácido lisérgico, una sustancia controlada proveniente del hongo cornezuelo

6.71 Calcula la fórmula empírica de cada compuesto que contiene
a) 2.20 g S y 7.81 g F
b) 6.35 g Ag, 0.825 g N, y 2.83 g O
c) 89.2 g Au y 10.9 g O

6.72 Calcula la fórmula empírica de cada compuesto a partir de la composición porcentual
a) 61.0% Sn y 39.0% F
b) 25.9% N y 74.1% O
c) 22.1% Al, 25.4% P, y 52.5% O

6.73 El ácido oléico, un componente del aceite de oliva, es 76.54% C, 12.13% H y 11.33% O. El valor experimental de la masa molar es aproximadamente 282 g.
a) ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido oléico?
b) Si el ácido oléico tiene una densidad de 0.895 g/mL, ¿cuántas moléculas de ácido oléico hay en 3.00 mL de ácido oléico?

6.74 La pirita de hierro, comúnmente conocida como el "oro de los tontos", es 46.5% Fe y 53.5% S.
a) Si un cristal de pirita de hierro contiene 4.58 g de hierro, ¿cuál es la masa en gramos?
b) Si la fórmula empírica y la fórmula molecular son iguales, ¿cuál es la fórmula del compuesto?
c) ¿Cuántas moles de hierro hay en el cristal?



6.75 El ácido succínico es 40.7% C, 5.12% H y 54.2% O. Si tiene una masa molar de aproximadamente 118 g, ¿cuáles son las fórmulas empírica y molecular?

6.76 El clorato mercuroso es 70.6% Hg, 12.5% Cl y 16.9% O. Si tiene una masa molar de aproximadamente 568 g, ¿cuáles son las fórmulas empírica y molecular?

6.77 Un compuesto contiene 1.65×10^{23} átomos de C, 0.552 g de H y 4.39 g de O. Si 1 mol del compuesto contiene 4 moles de O, ¿cuál es la fórmula molecular y la masa molar del compuesto?

6.78 ¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto si 0.500 moles contienen 0.500 moles de Sr, 1.81×10^{24} átomos de O y 35.5 gramos de Cl?

Preguntas de desafío

6.79 Un dentífrico contiene 0.24% por masa de fluoruro de sodio, que se usa para evitar la caries dental, y 0.30% por masa de triclosán, $C_{12}H_7Cl_3O_2$, un conservador y agente antigingivitis. Un tubo contiene 119 g de dentífrico.



a) ¿Cuántas moles de NaF contiene el tubo de dentífrico?
b) ¿Cuántos átomos de flúor, F^-, hay en el tubo de dentífrico?
c) ¿Cuántos gramos de ion sodio, Na^+, hay en 1.50 g de dentífrico?
d) ¿Cuántas moléculas de triclosán hay en el tubo de dentífrico?
e) ¿Cuál es la composición porcentual por masa de triclosán?

6.80 El ácido sórbico, un inhibidor de hongos en el queso, tiene una composición porcentual de 64.27% de carbono, 7.19% de hidrógeno y 28.54% de oxígeno. Si el ácido sórbico tiene una masa molar de aproximadamente 112 g, ¿cuál es su fórmula molecular?



6.81 El cromato de hierro(III), un polvo amarillo que se usa como pigmento en pinturas, contiene 24.3% de Fe, 33.9% de Cr y 41.8% de O. Si tiene una masa molar de aproximadamente 460 g, ¿cuáles son las fórmulas empírica y molecular?



6.82 Una barra de oro mide 2.31 cm de largo, 1.48 cm de ancho y 0.0758 cm de grueso.



a) Si el oro tiene una densidad de 19.3 g/mL, ¿cuál es la masa de la barra de oro?
b) ¿Cuántos átomos de oro hay en la barra?
c) Cuando la misma masa de oro se combina con oxígeno, el producto óxido tiene una masa de 5.61 g. ¿Cuántas moles de átomos de oxígeno se combinan con el oro?
d) ¿Cuál es la fórmula molecular del producto óxido si es la misma que la fórmula empírica?

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

6.1 1.0×10^5 uma

6.2 5.00×10^3 átomos de Au

6.3 202.24 uma

6.4 0.432 moles de H_2O

6.5 0.120 moles de aspirina

6.6 4.52×10^{24} iones SO_4^{2-}

6.7 138.12 g

6.8 24.4 g Au

6.9 6.21×10^{-3} mol $CaCO_3$; 5.50×10^{-3} mol $MgCO_3$

6.10 0.0515 mol N

6.11 %K = 56.58%, %C = 8.690%, %O = 34.73%

6.12 Li_2O

6.13 K_2SO_4

6.14 $C_2H_2O_3$

6.15 $C_6H_6Cl_6$

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

6.1 *a*) 400.0 uma (4.000×10^2 uma)
b) 7.800×10^6 uma
c) 1.186×10^{22} uma

6.3 *a*) 20 átomos de Al
b) 2.73×10^2 átomos de Ag
c) 1.7×10^3 átomos de Ne

6.5 *a*) 146.1 uma *b*) 164.10 uma
c) 46.07 uma *d*) 180.16 uma

6.7 *a*) 126.05 uma *b*) 78.00 uma
c) 151.92 uma *d*) 310.1 uma

6.9 1 mol contiene 6.022×10^{23} átomos, moléculas de una sustancia covalente o unidades fórmula de una sustancia iónica.

6.11 1 mol de átomos de cloro contiene 6.022×10^{23} átomos de cloro y 1 mol de moléculas de cloro contiene 6.022×10^{23} moléculas de cloro, que es $2 \times 6.022 \times 10^{23}$ o 1.204×10^{24} átomos de cloro.

6.13 *a*) 3.01×10^{23} átomos de C
b) 7.71×10^{23} moléculas de SO_2
c) 0.0867 mol Fe
d) 14.1 mol C_2H_5OH

6.15 *a*) 6.00 mol H *b*) 8.00 mol O
c) 1.20×10^{24} átomos de P *d*) 4.82×10^{24} átomos de O

6.17 *a*) 58.44 g *b*) 159.7 g
c) 277.4 g *d*) 342.2 g
e) 188.2 g *f*) 365.5 g

6.19 *a*) 70.90 g *b*) 90.08 g
c) 262.9 g *d*) 83.98 g
e) 98.95 g *f*) 156.7 g

6.21 *a*) 34.5 g *b*) 112 g
c) 5.50 g *d*) 5.14 g
e) 9.80×10^4 g

6.23 *a*) 3.03 g *b*) 38.1 g
c) 9.30 g *d*) 24.6 g
e) 12.9 g

6.25 *a*) 0.760 mol Ag *b*) 0.0240 mol C
c) 0.881 mol NH_3 *d*) 0.164 mol C_3H_8
e) 1.53 mol Fe_2O_3

6.27 *a*) 6.25 mol He *b*) 0.781 mol O_2
c) 0.320 mol $Al(OH)_3$ *d*) 0.106 mol Ga_2S_3
e) 0.430 mol C_4H_{10}

6.29 *a*) 1.25×10^{24} átomos de C
b) 4.14×10^{23} átomos de C
c) 1.13×10^{25} átomos de C
d) 2.22×10^{24} átomos de C
e) 7.5×10^{24} átomos de C

6.31 *a*) 66.1 g propano
b) 0.771 mol propano
c) 27.8 g C
d) 2.78×10^{22} átomos de H

6.33 *a*) 39.01% Mg; 60.99% F
b) 54.09% Ca; 43.18% O; 2.72% H
c) 40.00% C; 6.71% H; 53.29% O
d) 28.19% N; 8.12% H; 20.77% P; 42.92% O
e) 71.56% C; 6.71% H; 4.91% N; 16.82% O

6.35 *a*) 25.94% N *b*) 35.00% N
c) 46.62% N *d*) 33.48% N
e) 11.96% N

6.37 *a*) N_2O *b*) CH_3
c) HNO_3 *d*) $CaCrO_4$

6.39 SF_6

6.41 *a*) K_2S *b*) GaF_3
c) B_2O_3 *d*) Li_2CO_3
e) $C_5H_8O_3$

6.43 *a*) HO *b*) C_3H_2
c) C_5H_8O *d*) $C_3H_6N_2$
e) CH_2NO

6.45 $C_6H_{12}O_6$

6.47 benceno C_6H_6; acetileno C_2H_2

6.49 $C_6H_{12}O_4$

6.51 $C_8H_8O_4$

6.53 $C_{10}H_{14}N_2$

6.55 *a*) C_5H_4NOS
b) 252.3 g
c) 47.60% C, 3.20% H, 11.10% N, 12.68% O, 25.42% S
d) 5.97×10^{23} átomos de C
e) 6.8 moles de piritionato

6.57 **1.** *a*) S_2Cl_2 *b*) SCl
c) 135.04 g/mol *d*) 47.50% S, 52.50% Cl
2. *a*) C_6H_6 *b*) CH
c) 78.11 g/mol *d*) 92.25% C, 7.74% H

6.59 *a*) 151.92 uma *b*) 389.9 uma
c) 169.11 uma *d*) 116.16 uma

6.61 *a*) 40.27% K; 26.78% Cr; 32.96% O
b) 12.85% Al; 1.44% H; 17.16% C; 68.57% O
c) 40.00% C; 6.71% H; 53.29% O

6.63 *a*) 53.29% O *b*) 2.51×10^{24} átomos de C
c) 52.1 g *d*) CH_2O

6.65 *a*) 60.00% C, 4.48% H, 35.52% O
b) 0.923 moles de aspirina
c) 1.00×10^{23} átomos de O
d) 1.87×10^{23} moléculas de aspirina

6.67 *a*) 7.29×10^{23} átomos de O *b*) 40.1 g Mn

6.69 *a*) CHN *b*) FeC_2O_4
c) C_4H_4N *d*) C_3H_7NO

6.71 *a*) SF_6 *b*) $AgNO_3$
c) Au_2O_3

6.73 *a*) $C_{18}H_{34}O_2$
b) 5.73×10^{21} moléculas de ácido oléico

6.75 La fórmula empírica es $C_2H_3O_2$; la fórmula molecular es $C_4H_6O_4$.

6.77 La fórmula molecular es $C_4H_8O_4$; la masa molar es 120.10 g/mol.

6.79 *a*) 0.00680 moles de NaF.
b) 4.10×10^{21} F^- iones hay en el tubo
c) 0.00197 g de Na^+.
d) 7.4×10^{20} moléculas de triclosán hay en el tubo
e) 49.78% C, 2.437% H, 36.73% Cl, 11.05% O

6.81 La fórmula empírica es $Fe_2Cr_3O_{12}$. La fórmula molecular es $Fe_2Cr_3O_{12}$.

Combinación de ideas de los capítulos 4-6

CI 6 El ingrediente activo en Tums tiene la composición porcentual Ca 40.0%, C 12.0% y 48.0% de 0.



a) Si las fórmulas empírica y molecular son iguales, ¿cuál es su fórmula molecular?
b) ¿Cuál es el nombre del ingrediente?
c) Si una tableta Tums contiene 500. mg de este ingrediente y una persona toma dos tabletas al día, ¿cuántos iones de calcio obtiene?

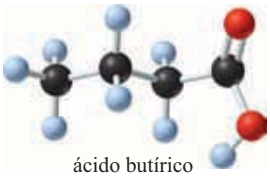
CI 7 El ácido oxálico, que se encuentra en plantas y vegetales como el ruibarbo, tiene la composición porcentual C 26.7%, H 2.24% y O 71.1%. El ácido oxálico del ruibarbo puede ser tóxico cuando se ingieren grandes cantidades de hojas crudas o cocinadas, porque el ácido oxálico interfiere con la respiración. El ácido oxálico también puede causar cálculos renales o en la vejiga. Las hojas de ruibarbo contienen aproximadamente 0.5% de ácido oxálico. La dosis letal (LD_{50}) en ratas para el ácido oxálico es 375 mg/kg.



a) ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido oxálico?
b) Si el ácido oxálico tiene una masa molar de aproximadamente 90. g/mol, ¿cuál es la fórmula molecular?
c) Con la LD_{50}, ¿cuántos gramos de ácido oxálico serían tóxicos para una persona de 160 lb?
d) ¿Cuántos kilogramos de hojas de ruibarbo necesitaría comer la persona del inciso c para alcanzar el nivel tóxico del ácido oxálico?

CI 8 El compuesto ácido butírico da a la mantequilla rancia su olor característico.





ácido butírico

a) Si las esferas negras son átomos de carbono, las azules átomos de hidrógeno y las rojas átomos de oxígeno, ¿cuál es la fórmula molecular?
b) ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido butírico?
c) ¿Cuál es la composición porcentual del ácido butírico?
d) ¿Cuántos gramos de carbono hay en 0.850 g de ácido butírico?
e) ¿Cuántos gramos de ácido butírico contienen 3.28×10^{23} átomos de oxígeno?
f) El ácido butírico tiene una densidad de 0.959 g/mL a 20°C. ¿Cuántas moles de ácido butírico contienen 0.565 mL del compuesto?

CI 9 El Tamiflu (Oseltamivir), $C_{16}H_{28}N_2O_4$, es un medicamento antiviral que se usa para tratar la influenza. La preparación del Tamiflu comienza con la extracción de ácido chiquímico de las semillas del anís estrella chino. Sin embargo, el anís estrella no tiene por sí mismo actividad antiviral.





ácido chiquímico

a) ¿Cuál es la fórmula empírica del Tamiflu?
b) ¿Cuál es su composición porcentual?
c) ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido chiquímico? (Las esferas negras son carbono, las azules hidrógeno y las rojas oxígeno.)
d) ¿Cuántos protones habría en una molécula de ácido chiquímico?

CI 10 De 2.6 g de anís estrella se pueden obtener 0.13 g de ácido chiquímico y usarse para producir una cápsula que contenga 75 mg de Tamiflu. La dosis para el tratamiento de la influenza en un adulto es 75 mg de Tamiflu dos veces al día durante 5 días. (Ve la historia CI 9.)



a) ¿Cuántas moles de ácido chiquímico se obtienen de 1.3 g de ácido chiquímico?
b) ¿Cuántas cápsulas que contienen 75 mg de Tamiflu se producirían de 155 g de anís estrella?
c) ¿Cuántos gramos de carbono hay en una dosis (75 mg) de Tamiflu?
d) ¿Cuántos kilogramos de Tamiflu se necesitarían para tratar a toda la gente en una ciudad con una población de 500 000 personas?
e) ¿Cuántas libras de anís estrella se necesitarían para proporcionar los requerimientos de Tamiflu del inciso d?

Respuestas a las CI

CI 7 *a*) CHO_2
b) $C_2H_2O_4$
c) 27 g ácido oxálico
d) 5 kg de ruibarbo

CI 9 *a*) $C_8H_{14}NO_2$
b) 61.51% C, 9.03% H, 8.97% N, 20.49% O
c) $C_7H_{10}O_5$
d) 92 protones

7 Reacciones químicas



"Usamos la espectrometría de masas para analizar y confirmar la presencia de drogas", dice Valli Vairavan, técnica laboratorista clínica, Espectrometría de masas, Centro Médico del Valle de Santa Clara. "Un espectrómetro de masas separa e identifica compuestos, incluidos drogas por masa. Cuando analizamos una muestra de orina, buscamos metabolitos, que son los productos de las drogas que ha metabolizado el cuerpo. Si se indica la presencia de una o más drogas, como heroína y cocaína, lo confirmamos usando la espectrometría de masas."

Las drogas o sus metabolitos se detectan en la orina de 24 a 48 horas después de su uso. La cocaína se metaboliza en benzoilecgonina e hidroxicocaína, la morfina en morfina-3-glucuronido, y la heroína en acetilmorfina. Las anfetaminas y las metanfetaminas se detectan sin cambio.

AVANCES

7.1 Reacciones químicas
7.2 Ecuaciones químicas
7.3 Balanceo de una ecuación química
7.4 Tipos de reacciones
7.5 Energía en reacciones químicas

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Las reacciones químicas ocurren en todas partes. El combustible en nuestros automóviles se quema con oxígeno para proporcionar la energía que mueve a los carros. Cuando cocinamos nuestros alimentos o aclaramos nuestro cabello tienen lugar reacciones químicas. En nuestros cuerpos, las reacciones químicas convierten las sustancias alimenticias en moléculas para construir músculos y en energía para moverlos. En las hojas de los árboles y las plantas, el dióxido de carbono y el agua se convierten en carbohidratos.

Algunas reacciones químicas son simples, mientras que otras son muy complejas. Sin embargo, todas se pueden escribir con las ecuaciones químicas que usan los químicos para describir las reacciones químicas. En toda reacción química los átomos en las sustancias en reacción, llamadas reactivos, se reordenan para generar nuevas sustancias llamadas productos. Sin embargo, los átomos en los reactivos son los mismos que en los productos, lo que significa que la materia se conserva y no se pierde durante un cambio químico.

En este capítulo veremos cómo se escriben las ecuaciones y cómo determinar la cantidad de reactivo o producto implicado en una reacción química. En casa hacemos algo muy parecido cuando usamos una receta para hacer galletas. Un mecánico automotriz hace esencialmente lo mismo cuando ajusta el sistema de combustión de un motor para permitir las cantidades correctas de combustible y oxígeno. En el cuerpo, cierta cantidad de O_2 debe llegar a los tejidos para reacciones metabólicas eficientes. Cuando conocemos la ecuación química de una reacción, podemos determinar la cantidad de reactivo necesario o cantidad de producto que se producirá.

7.1 Reacciones químicas

Meta de aprendizaje

Identificar un cambio en una sustancia como un cambio químico o físico.

En un **cambio físico** se altera la apariencia de una sustancia, pero no su composición. Cuando el agua líquida se convierte en gas o se congela en un sólido, todavía es agua (figura 7.1). Si rompemos una roca o un trozo de papel, sólo cambia el tamaño del material. Las piezas más pequeñas todavía son roca o papel porque no hubo cambio en la composición de las sustancias.

En un **cambio químico** las sustancias que reaccionan cambian a nuevas sustancias que tienen diferentes composiciones y diferentes propiedades. Las nuevas propiedades pueden implicar un cambio en el color, la temperatura o la formación de burbujas o hacer un sólido. Por ejemplo, cuando la plata pierde su lustre, el metal plata brillante (Ag) reacciona con azufre (S) para convertirse en la sustancia oscura opaca que llamamos sulfuro de plata (Ag_2S) (figura 7.1). La tabla 7.1 proporciona algunos ejemplos de cambios físicos y químicos comunes.

Tabla 7.1 Comparación de algunos cambios químicos y físicos

Cambios químicos	Cambios físicos
Oxidación de clavo	Derretir hielo
Limpiar una mancha	Hervir agua
Quemar un leño	Cortar un leño a la mitad
Pérdida del lustre de la plata	Rasgar papel
Fermentación de las uvas	Romper un vidrio
Agriar la leche	Verter leche

Problema de muestra 7.1 **Clasificación de cambios químicos y físicos**

Clasifica cada uno de los siguientes cambios como físico o químico:

a) agua que se congela en una gotera *b*) quemar un cerillo
c) romper una barra de chocolate *d*) digerir una barra de chocolate

Solución

a) Físico. La congelación del agua implica sólo un cambio de agua líquida a hielo. No ocurre cambio en la sustancia.
b) Químico. Quemar un cerillo causa la formación de nuevas sustancias que tienen diferentes propiedades.
c) Físico. Romper una barra de chocolate no afecta su composición.
d) Químico. La digestión de la barra de chocolate la convierte en nuevas sustancias.

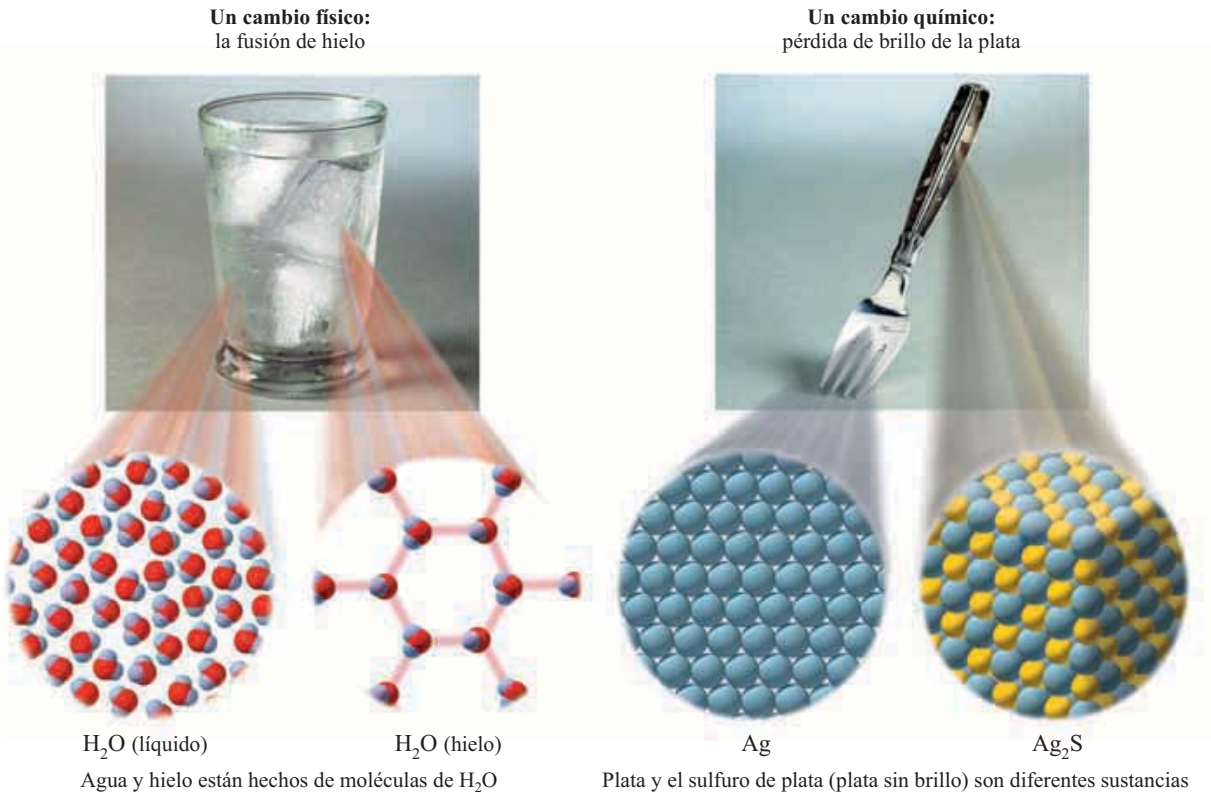


Figura 7.1 Un cambio químico produce nuevas sustancias; un cambio físico no.

P *¿Por qué la pérdida de lustre o brillo se considera un cambio químico?*

Comprobación de estudio

Clasifica los siguientes cambios como físico o químico:

a) Cortar una zanahoria.
b) Revelar una fotografía Polaroid.
c) Inflar un globo.

Cambios durante una reacción química

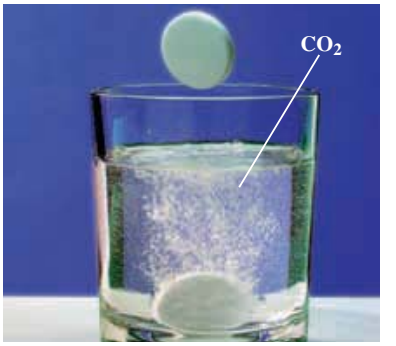
En una **reacción química** las sustancias originales cambian a nuevas sustancias con diferentes propiedades físicas y diferentes composiciones. Todos los átomos de las sustancias originales se encuentran en las nuevas. Sin embargo, algunos de los enlaces entre los átomos en las sustancias originales se rompieron y se formaron nuevos enlaces entre diferentes combinaciones de átomos para dar nuevas sustancias. Por ejemplo, cuando enciendes un quemador de gas, las moléculas de gas metano (CH_4) reaccionan con oxígeno (O_2) en el aire para producir CO_2, H_2O y calor. En otra reacción química, un trozo de hierro (Fe) se combina con oxígeno (O_2) en el aire para producir una nueva sustancia, óxido (Fe_2O_3), que tiene un color anaranjado rojizo. Cuando una tableta antiácida se pone en agua, aparecen burbujas, el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) de la tableta reaccionan para formar dióxido de carbono (CO_2) gaseoso (figura 7.2). En cada una de estas reacciones químicas son visibles nuevas propiedades, las cuales son pistas que te dicen que tuvo lugar una reacción química. La tabla 7.2 resume algunos tipos de evidencia visible de una reacción química.

Tabla 7.2 Tipos de evidencia visible de una reacción química

1. Cambio en el color.
2. Formación de un sólido (precipitado).
3. Formación de un gas (burbujas).
4. Calor (o una flama) producido o calor absorbido.



Fe



Fe_2O_3 $NaHCO_3$

Figura 7.2 Ejemplos de reacciones químicas que implican cambios químicos: el hierro (Fe) reacciona con oxígeno (O_2) para formar óxido (Fe_2O_3), y una tableta antiácida ($NaHCO_3$) en agua forma burbujas de dióxido de carbono (CO_2).

P *¿Cuál es la evidencia del cambio químico en estas reacciones?*

Problema de muestra 7.2 **Evidencia de una reacción química**

Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como un cambio físico o una reacción química. Si es una reacción química, ¿cuál es la evidencia?

a) Propano que se quema en una parrilla para barbacoa.
b) Cortar una cebolla.
c) Usar peróxido para decolorar el cabello.

Solución

a) La producción de calor durante la combustión es evidencia de una reacción química.
b) Cortar una cebolla en piezas más pequeñas es un cambio físico.
c) El cambio en el color del cabello es evidencia de una reacción química.

Comprobación de estudio

Encender un cerillo es un ejemplo de una reacción química. ¿Cuál evidencia verías que indique una reacción química?

Preguntas y problemas Reacciones químicas

7.1 Clasifica cada uno de los siguientes cambios como químico o físico:
a) moler café
b) quema de combustible en un transbordador espacial
c) secar la ropa
e) neutralizar el ácido estomacal con una tableta antiácida

7.2 Clasifica cada uno de los siguientes cambios como químico o físico:
a) empañado del espejo durante una ducha
b) pérdida del lustre de un brazalete de plata
c) romper un hueso
d) curar un hueso roto

7.3 Identifica cada uno de los siguientes casos como cambio físico o reacción química. Si es una reacción química, ¿cuál es la evidencia?
a) formación de copos de nieve
b) explotar un cartucho de dinamita
c) rebanar una barra de pan
d) tostar malvaviscos en una fogata

7.4. Identifica cada uno de los siguientes casos como cambio físico o reacción química. Si es una reacción química, ¿cuál es la evidencia?
a) formación de esmog café rojizo en el escape de un automóvil
b) broncear la piel
c) lustrar un tazón de plata
d) rebanar papas para freír

7.2 Ecuaciones químicas

Meta de aprendizaje

Plantear una ecuación química en palabras y determinar el número de átomos en los reactivos y productos.

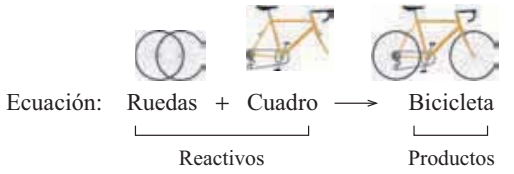
Cuando construyes un modelo de avión, preparas una nueva receta o mezclas un medicamento, sigues un conjunto de instrucciones, las cuales te dicen cuáles materiales usar y los productos que obtendrás. En química, una **ecuación química** nos dice los materiales que necesitamos y los productos que resultarán de una reacción química.

el lugar de la Química

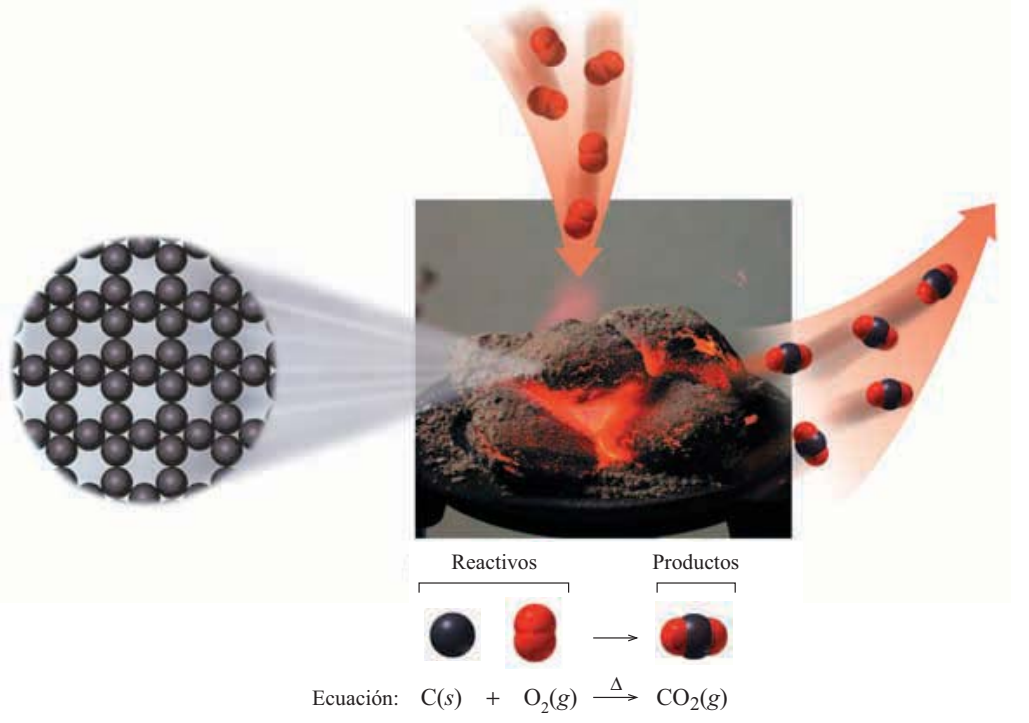
TUTORIAL WEB
¿Qué es la química?

Escritura de una ecuación química

Supón que trabajas en una tienda de bicicletas, ensamblas ruedas y cuadros de bicicletas. Este proceso lo podrías representar mediante una simple ecuación:



Cuando quemas carbón en un asador, el carbono en el carbón se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono. Esta reacción la representamos mediante una ecuación química muy parecida a la de la bicicleta:



En una ecuación, las fórmulas de los **reactivos** se escriben a la izquierda de la flecha y las fórmulas de los **productos** a la derecha. Cuando hay dos o más fórmulas en el mismo lado, se separan mediante signos más (+). El signo delta (Δ) indica que se usó calor para iniciar la reacción.

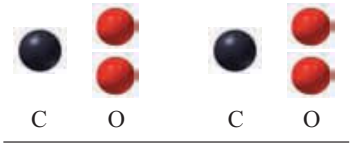
Tabla 7.3 Algunos símbolos usados en la escrituras de ecuaciones

Símbolo	Significado
+	Separa dos o más fórmulas
$\longrightarrow$	Reacciona para formar productos
Δ	Los reactivos se calientan
(*s*)	Sólido
(*l*)	Líquido
(*g*)	Gas
(*ac*)	Acuoso

A veces, como en el caso del carbón, las fórmulas en una ecuación pueden incluir letras, entre paréntesis, que indican el estado físico de las sustancias, como sólido (*s*), líquido (*l*) o gas (*g*). Si una sustancia se disuelve en agua es una solución acuosa (*ac*). La tabla 7.3 resume algunos de los símbolos usados en las ecuaciones.

Cuando tiene lugar una reacción, los enlaces entre los átomos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces para dar los productos. En cualquier reacción química, en las nuevas sustancias debe haber el mismo número de átomos de cada elemento que las sustancias originales. Los átomos no se pueden ganar, perder o cambiar en otros tipos de átomos durante una reacción. Por tanto, una reacción se debe escribir como una **ecuación balanceada**, que muestre el mismo número de átomos por cada elemento en ambos lados de la flecha. Veamos si la ecuación anterior que escribimos cuando el carbón se quema está balanceada:

$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$$



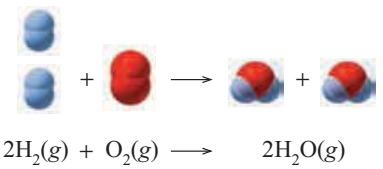
Átomos en los reactivos = Átomos en los productos

La respuesta es sí: la ecuación está *balanceada* porque hay un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno en cada lado de la flecha.

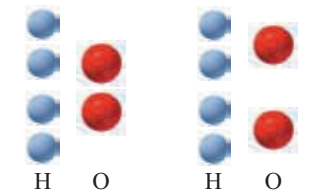
Ahora considera la reacción en la que el hidrógeno reacciona con oxígeno para formar agua. Primero escribimos las fórmulas de los reactivos y productos:

$$H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$$

¿La ecuación está balanceada? La respuesta es no; la ecuación *no está balanceada*. Hay dos átomos de oxígeno a la izquierda de la flecha, pero sólo uno a la derecha. Por tanto, los átomos en el lado izquierdo no coinciden con los del lado derecho. Para balancear esta ecuación, colocamos números enteros llamados **coeficientes** enfrente de las fórmulas. Primero escribimos un coeficiente 2 enfrente de la fórmula H_2O con la finalidad de tener dos átomos de oxígeno. Ahora el producto tiene cuatro átomos de hidrógeno, lo que significa que también debemos escribir un coeficiente 2 enfrente de la fórmula H_2 en los reactivos. Así, el número de átomos de hidrógeno y de oxígeno es el mismo en los reactivos y en los productos. La ecuación está *balanceada*.



$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$$



Átomos en los reactivos = Átomos en los productos

Problema de muestra 7.3 **Ecuaciones químicas**

Hidrógeno y nitrógeno reaccionan para formar amoniaco, NH_3.

$$3H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$
Amoniaco

a) ¿Cuáles son los coeficientes en la ecuación?
b) ¿Cuántos átomos de cada elemento hay en los reactivos y productos de la ecuación?

Solución

a) Los coeficientes son tres (3) enfrente de H_2; uno (1), que se sobrentiende, enfrente de N_2, y dos (2) enfrente de NH_3.
b) En los reactivos hay seis átomos de hidrógeno y dos átomos de nitrógeno. En el producto también hay seis átomos de hidrógeno y dos átomos de nitrógeno.

Comprobación de estudio

Cuando el etano (C_2H_6) se quema en presencia de oxígeno, los productos son dióxido de carbono y agua. La ecuación balanceada es la siguiente:

$$2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(g)$$

Determina el número total de átomos de cada elemento en cada lado de la ecuación.

Preguntas y problemas — Ecuaciones químicas

7.5 Determina el número de átomos de cada elemento en los lados de reactivos y de productos de las siguientes ecuaciones:

a) $2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$

b) $5C(s) + 2SO_2(g) \longrightarrow CS_2(g) + 4CO(g)$

c) $2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$

d) $N_2H_2(g) + 2H_2O_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 4H_2O(g)$

7.6 Indica el número de átomos de cada elemento en los lados de reactivos y de productos de las siguientes ecuaciones:

a) $CH_4(g) + 2O(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

b) $4P(s) + 5O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s)$

c) $4NH_3(g) + 6NO(g) \longrightarrow 5N_2(g) + 6H_2O(g)$

d) $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \longrightarrow C_6H_{12}O_6(ac) + 6O_2(g)$

Glucosa

7.7 Determina si cada una de las siguientes ecuaciones está o no balanceada:

a) $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_3(g)$

b) $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$

c) $H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$

d) $C_3Hs(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4H_2O(g)$

7.8 Indica si cada una de las siguientes ecuaciones está o no balanceada:

a) $PCl_3(l) + Cl_2(g) \longrightarrow PCl_5(s)$

b) $CO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(l)$

c) $2KClO_3(s) \longrightarrow 2KCl(s) + O_2(g)$

d) $Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$

7.9 Todas las siguientes ecuaciones están balanceadas. Indica el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

a) $2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$

b) $PCl_3(l) + 3H_3(g) \longrightarrow PH_3(g) + 3HCl(g)$

c) $P_4O_{10}(s) + 6H_2O(l) \longrightarrow 4H_3PO_4(ac)$

7.10 Todas las siguientes ecuaciones están balanceadas. Establece el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

a) $2N_2(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2N_2O_3(g)$

b) $Al_2O_3(s) + 6HCl(ac) \longrightarrow 2AlCl_3(ac) + 3H_2O(l)$

c) $C_5H_{12}(l) + 8O_2(g) \longrightarrow 5CO_2(g) + 6H_2O(l)$

7.3 Balanceo de ecuaciones químicas

Meta de aprendizaje

Escribir una ecuación química balanceada a partir de las fórmulas de los reactivos y productos en una reacción.

el lugar de la Química

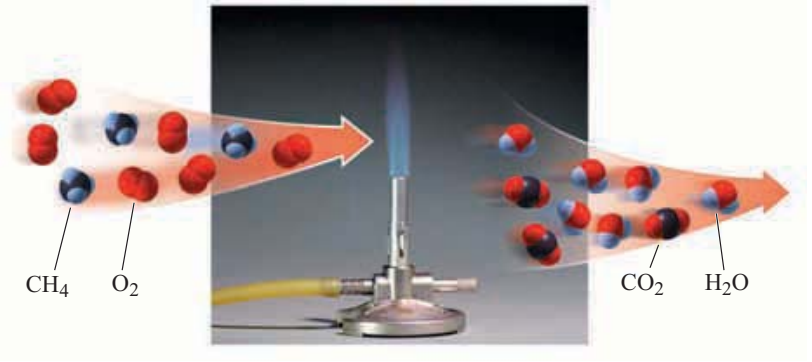
TUTORIAL WEB

Reacciones y ecuaciones químicas

Hemos visto que una ecuación química debe estar balanceada. En muchos casos podemos usar un método de ensayo y error para balancear una ecuación. Para demostrar el proceso, balancearemos la reacción del gas metano, CH_4, con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. Esta es la principal reacción que ocurre en la flama de un mechero de laboratorio o una estufa de gas.

PASO 1 **Escribe una ecuación usando las fórmulas correctas.** Como primer paso, escribimos la ecuación usando las fórmulas correctas para los reactivos y productos.

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$



Guía para balancear una ecuación química

PASO 1
Escribe una ecuación usando las fórmulas correctas de reactivos y productos.

PASO 2
Cuenta los átomos de cada elemento en reactivos y productos.

PASO 3
Usa coeficientes para balancear cada elemento.

PASO 4
Comprueba el balanceo de la ecuación final.

PASO 2 **Determina si la ecuación está balanceada.** Cuando comparamos los átomos en el lado de reactivos con los átomos en el lado de los productos vemos que hay más átomos de hidrógeno en el lado izquierdo y más átomos de oxígeno en el derecho.

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$

1 C	1 C	Balanceado
4 H	2 H	No balanceado
2 O	3 O	No balanceado

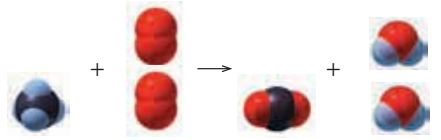
PASO 3 **Balancea la ecuación; un elemento a la vez.** Balancea los átomos de hidrógeno al colocar un coeficiente 2 enfrente de la fórmula para el agua.

$$CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

Luego balancea los átomos de oxígeno colocando un coeficiente 2 enfrente de la fórmula para oxígeno. Ahora hay cuatro átomos de oxígeno y cuatro de hidrógeno, tanto en los reactivos como en los productos.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

PASO 4 **Comprueba si la ecuación está balanceada.** Volver a comprobar si la ecuación está balanceada, demuestra que los números de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno son los mismos, tanto para reactivos como para productos. La ecuación se balancea usando el menor número posible de enteros como coeficientes.



$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ Balanceada

Reactivos		Productos
1 átomo C	=	1 átomo C
4 átomos H	=	4 átomos H
4 átomos O	=	4 átomos O

Supón que escribiste la ecuación del modo siguiente:

$$2CH_4(g) + 4O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(g)$$ Incorrecto

Aunque hay igual número de átomos en ambos lados de la ecuación, no está escrito correctamente. Todos los coeficientes deben dividirse entre 2 para obtener el menor número posible de enteros.

Problema de muestra 7.4 **Balanceo de ecuaciones**

Balancea la siguiente ecuación:

$$Na_3PO_4(ac) + MgCl_2(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + NaCl(ac)$$

Solución

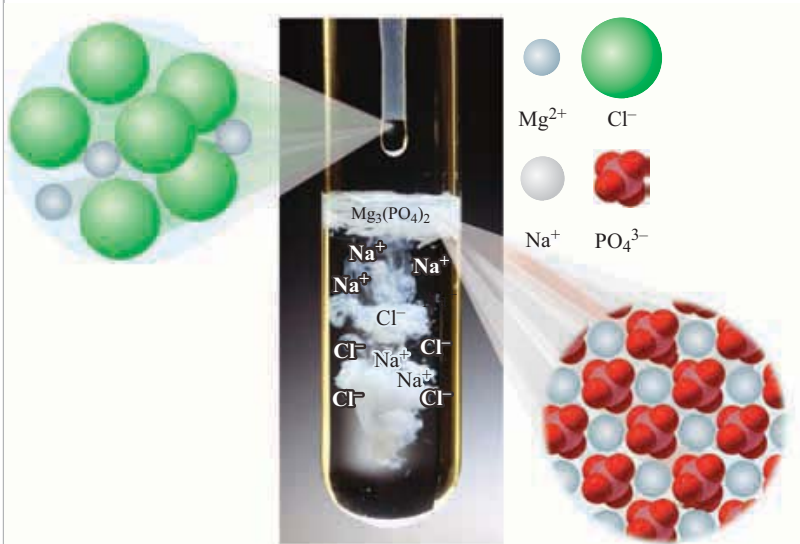
PASO 1 Se escriben las fórmulas correctas en la ecuación.

$$Na_3PO_4(ac) + MgCl_2(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + NaCl(ac)$$

PASO 2 Cuando comparamos el número de iones en los lados de reactivos y de productos, encontramos que la ecuación no está balanceada. En esta ecuación es más conveniente balancear el ion poliatómico fosfato como grupo en lugar de sus átomos individuales.

Reactivos	**Productos**	
$Na_3PO_4(ac) + MgCl_2(ac) \longrightarrow$	$Mg_3(PO_4)_2(s) + NaCl(ac)$	
$3\ Na^+$	$1\ Na^+$	No balanceado
$1\ PO_4^{3-}$	$2\ PO_4^{3-}$	No balanceado
$1\ Mg^{2+}$	$3\ Mg^{2+}$	No balanceado
$2\ Cl^-$	$1\ Cl^-$	No balanceado

PASO 3 Comenzamos con la fórmula de $Mg_3(PO_4)_2$, que es la más compleja. Un 3 enfrente de $MgCl_2$ balancea el magnesio y un 2 enfrente de Na_3PO_4 balancea el ion fosfato. Al observar de nuevo cada uno de los iones en los reactivos y productos, vemos que los iones sodio y cloro todavía no son iguales. Un 6 enfrente del NaCl balancea la ecuación.



$$2Na_3PO_4(ac) + 3MgCl_2(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + 6NaCl(ac)$$

PASO 4 Una comprobación de los átomos indica que la ecuación está balanceada.

Reactivos		Productos
$2Na_3PO_4(ac) + 3MgCl_2(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + 6NaCl(ac)$		
		Balanceada
$6\ Na^+$	=	$6\ Na^+$
$2\ PO_4^{3-}$	=	$2\ PO_4^{3-}$
$3\ Mg^{2+}$	=	$3\ Mg^{2+}$
$6\ Cl^-$	=	$6\ Cl^-$

Comprobación de estudio

Balancea la siguiente ecuación:

$$Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_3O_4(s)$$

Preguntas y problemas Balanceo de ecuaciones químicas

7.11 Balancea las siguientes ecuaciones:
a) $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow NO(g)$
b) $HgO(s) \longrightarrow Hg(l) + O_2(g)$
c) $Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$
d) $Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(s)$
e) $Cu_2O(s) + O_2(g) \longrightarrow CuO(s)$

7.12 Balancea las siguientes ecuaciones:
a) $Ca(s) + Br_2(l) \longrightarrow CaBr_2(s)$
b) $P_4(s) + O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s)$
c) $C_4H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$
d) $Sb_2S_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow SbCl_3(s) + H_2S(g)$
e) $Fe_2O_3(s) + C(s) \longrightarrow Fe(s) + CO(g)$

7.13 Balancea las siguientes ecuaciones:
a) $Mg(s) + AgNO_3(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + Ag(s)$
b) $CuCO_3(s) \longrightarrow CuO(s) + CO_2(g)$
c) $Al(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow Cu(s) + Al_2(SO_4)_3(ac)$
d) $Pb(NO_3)_2(ac) + NaCl(ac) \longrightarrow PbCl_2(s) + NaNO_3(ac)$
e) $Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2(g)$

7.14 Balancea las siguientes ecuaciones:
a) $Zn(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + H_2(g)$
b) $Al(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + H_2(g)$
c) $K_2SO_4(ac) + BaCl_2(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + KCl(ac)$
d) $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
e) $Al_2(SO_4)_3(ac) + KOH(ac) \longrightarrow Al(HO)_3(s) + K_2SO_4(ac)$

7.15 Balancea las siguientes ecuaciones:
a) $Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$
b) $Li_3N(s) \longrightarrow Li(s) + N_2(g)$
c) $Al(s) + HBr(ac) \longrightarrow AlBr_3(ac) + H_2(g)$
d) $Ba(OH)_2(ac) + Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + NaOH(ac)$
e) $As_4S_6(s) + O_2(g) \longrightarrow As_4O_6(s) + SO_2(g)$

7.16 Balancea las siguientes ecuaciones:
a) $K(s) + H_2O(l) \longrightarrow KOH(ac) + H_2(g)$
b) $Cr(s) + S_8(s) \longrightarrow Cr_2S_3(s)$
c) $BCl_3(s) + H_2O(l) \longrightarrow B_3BO_3(ac) + HCl(ac)$
d) $Fe(OH)_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(ac) + H_2O(l)$
e) $BaCl_2(ac) + Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + NaCl(ac)$

7.17 Escribe una ecuación balanceada usando las fórmulas correctas e incluye condiciones (*s*, *l*, *g* o *ac*) para cada una de las siguientes reacciones:
a) Litio metálico reacciona con agua líquida para formar gas hidrógeno e hidróxido de litio acuoso.
b) Fósforo sólido reacciona con gas cloro para formar pentacloruro de fósforo sólido.
c) Óxido de hierro (II) sólido reacciona con monóxido de carbono gaseoso para formar hierro sólido y dióxido de carbono gaseoso.
d) Penteno líquido (C_5H_{10}) arde en gas oxígeno para formar dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua.
e) Sulfuro de hidrógeno gaseoso y cloruro de hierro (III) sólido reaccionan para formar sulfuro de hierro (III) sólido y cloruro de hidrógeno gaseoso.

7.18 Escribe una ecuación balanceada usando las fórmulas correctas e incluye condiciones (*s*, *l*, *g* o *ac*) para cada una de las siguientes reacciones:
a) Carbonato de calcio sólido se descompone para producir óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gaseoso.
b) Óxido de nitrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono gaseoso para producir gas nitrógeno y gas dióxido de carbono.
c) Hierro metálico reacciona con azufre sólido para producir sulfuro de hierro (III) sólido.
d) Calcio sólido reacciona con gas nitrógeno para producir nitruro de calcio sólido.
e) En el módulo lunar Apolo, hidracina gaseosa, N_2H_4, reacciona con tetróxido de dinitrógeno gaseoso para producir nitrógeno gaseoso y vapor de agua.

7.4 Tipos de reacciones

Meta de aprendizaje

Identificar una reacción como de síntesis, descomposición, sustitución o combustión.

Una gran cantidad de reacciones ocurren en la naturaleza, en sistemas biológicos y en el laboratorio. Sin embargo, hay algunos patrones generales entre todas ellas que nos ayudan a clasificarlas. Algunas pueden encajar en más de un tipo de reacción.

Reacciones de síntesis

En una **reacción de síntesis**, dos o más elementos o compuestos se unen para formar un producto. Por ejemplo, el azufre y el oxígeno se combinan para formar el producto dióxido de azufre.

Dos o más reactivos — combinan para producir — un solo producto

A + B ⟶ A B



$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

En la figura 7.3, los elementos magnesio y oxígeno se combinan para formar un solo producto, óxido de magnesio.

$$2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$$

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

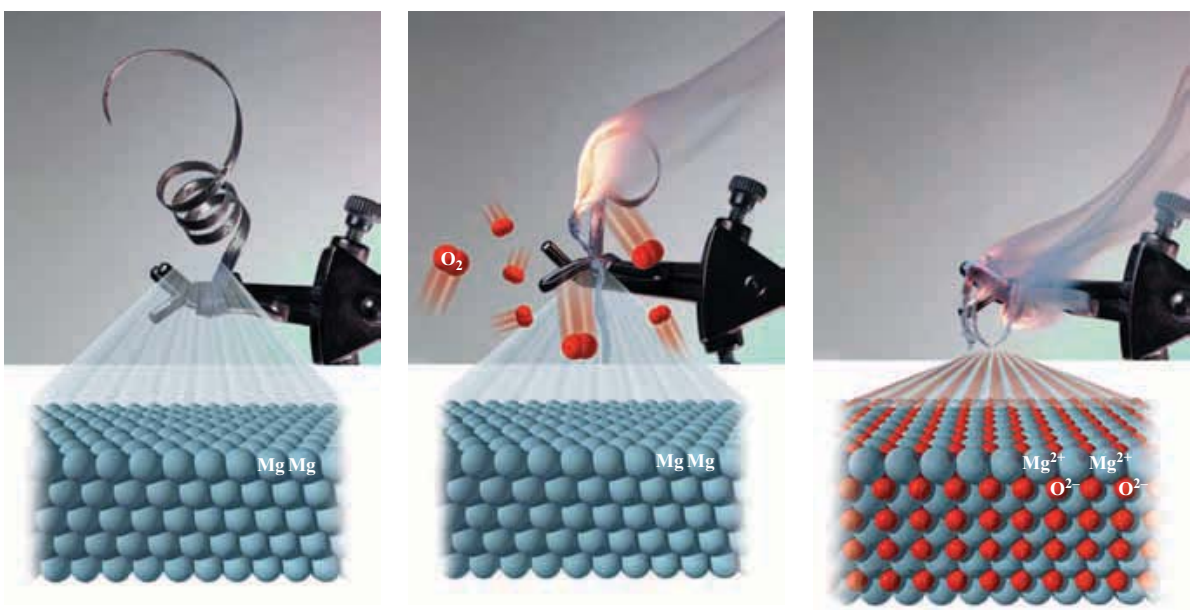
Reacciones y ecuaciones químicas

En otros ejemplos de reacciones de síntesis, los elementos o compuestos se combinan para formar un solo producto.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$ Amoniaco

$$Cu(s) + S(s) \longrightarrow CuS(s)$$

$$MgO(s) + CO_2(g) \longrightarrow MgCO_3(s)$$



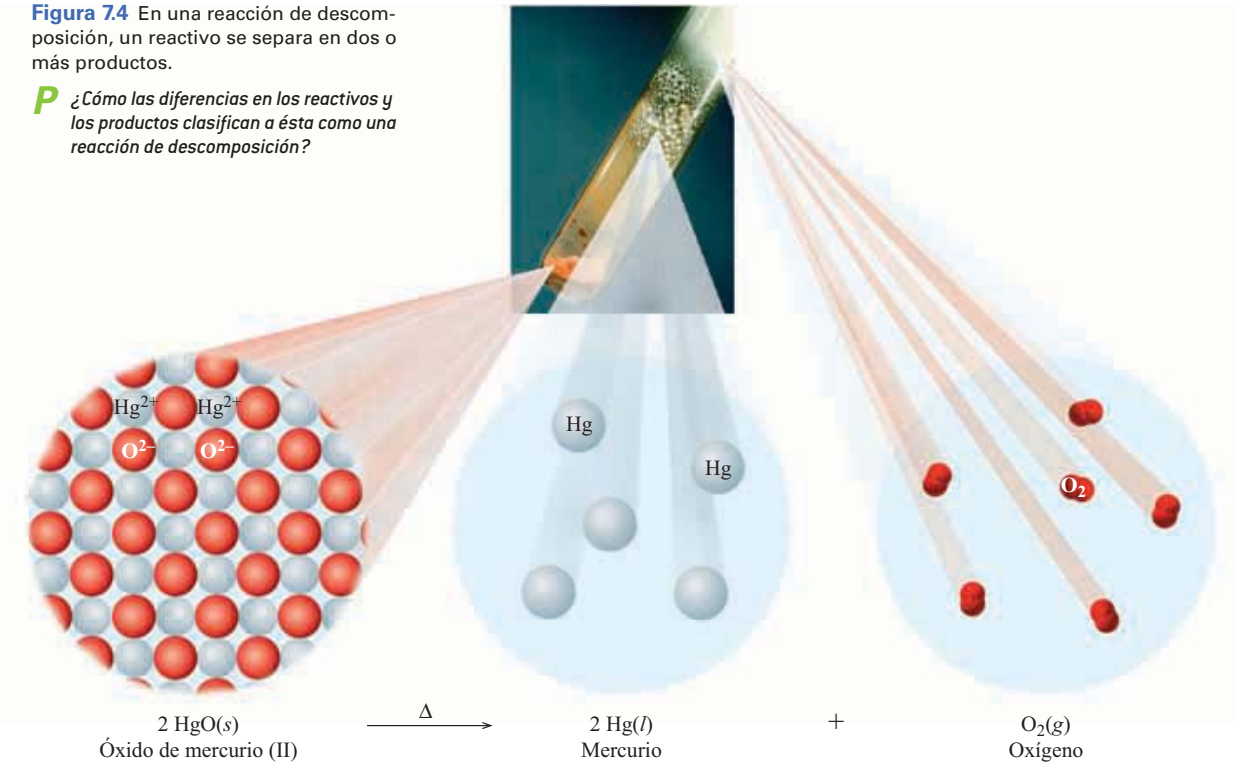
2 Mg(*s*) Magnesio + $O_2(g)$ Oxígeno ⟶ 2 MgO(*s*) Óxido de magnesio

Figura 7.3 En una reacción de síntesis, dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia como producto.

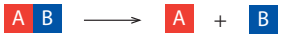
P *¿Qué ocurre con los reactivos en una reacción de síntesis?*

Figura 7.4 En una reacción de descomposición, un reactivo se separa en dos o más productos.

P *¿Cómo las diferencias en los reactivos y los productos clasifican a ésta como una reacción de descomposición?*



Un reactivo se divide en dos o más productos



Reacciones de descomposición

En una **reacción de descomposición**, un solo reactivo se divide en dos o más productos. Por ejemplo, cuando el óxido de mercurio (II) se calienta, los productos son mercurio y oxígeno (figura 7.4.)

$$2HgO(s) \xrightarrow{\Delta} 2Hg(l) + O_2(g)$$

En otro ejemplo de una reacción de descomposición, el carbonato de calcio se separa en compuestos más simples de óxido de calcio y dióxido de carbono.

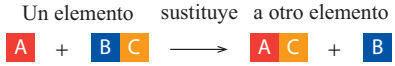
$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$$

Reacciones de sustitución

En las reacciones de sustitución, los elementos en los compuestos se sustituyen por otros elementos. En una **reacción de sustitución simple**, un elemento no combinado toma el lugar de un elemento en un compuesto.

Sustitución simple

Un elemento sustituye a otro elemento



En la reacción de sustitución simple que se muestra en la figura 7.5, el zinc sustituye al hidrógeno en el ácido clorhídrico, HCl(*ac*).

$$Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

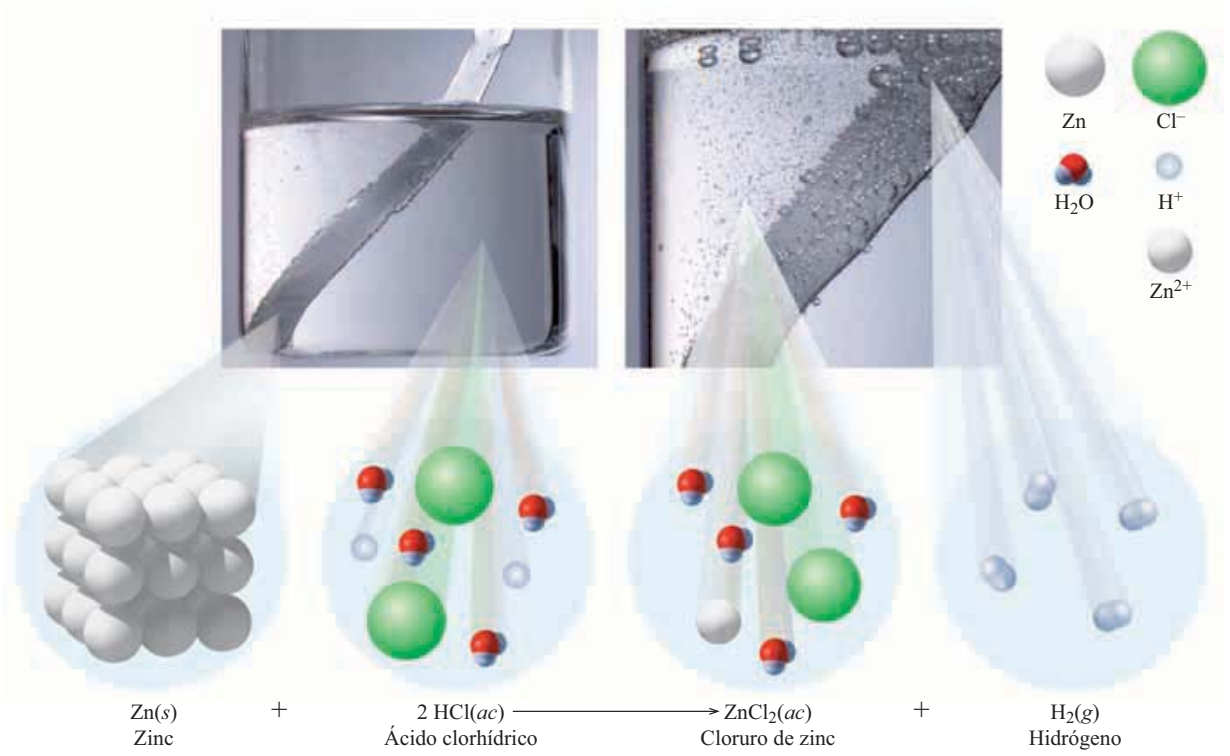


Figura 7.5 En una reacción de sustitución simple, un átomo o ion sustituyen un átomo o ion en un compuesto.

P *¿Qué cambios en las fórmulas de los reactivos identifican esta ecuación como una reacción de sustitución simple?*

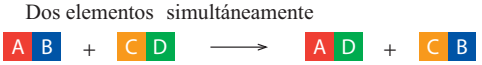
En la siguiente reacción de sustitución simple, el halógeno cloro del grupo 7A (17) sustituye al bromo en el compuesto bromuro de potasio.

$$Cl_2(g) + 2KBr(s) \longrightarrow 2KCl(s) + Br_2(l)$$

En una **reacción de sustitución doble**, los iones positivos en los compuestos que reaccionan cambian lugares.

Sustitución doble

Dos elementos se sustituyen simultáneamente



Por ejemplo, en la reacción que se muestra en la figura 7.6, los iones bario cambian de lugar con los iones sodio en los reactivos para formar cloruro de sodio y un precipitado de sulfato de bario de color blanco.

$$Na_2SO_4(ac) + BaCl_2(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$$

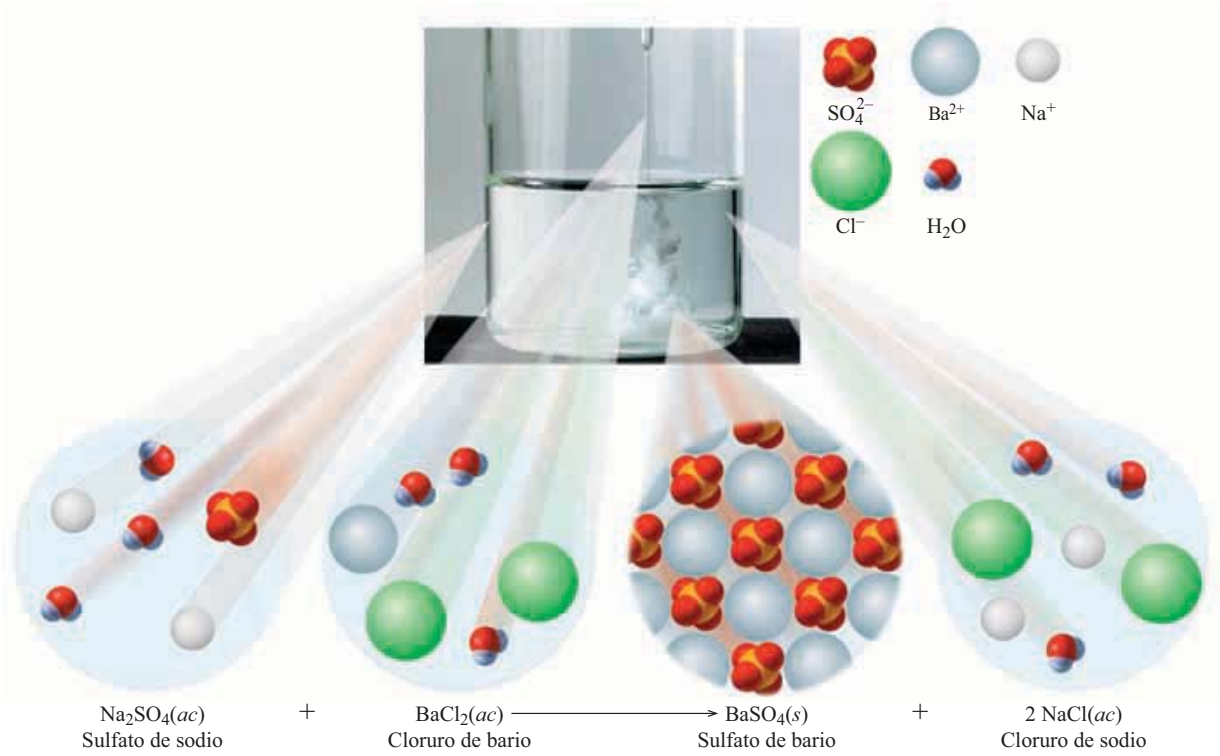


Figura 7.6 En una reacción de sustitución doble, los iones positivos en los reactivos se sustituyen simultáneamente.

P *¿Cómo los cambios en las fórmulas de los reactivos identifican esta ecuación como una reacción de sustitución doble?*

Cuando reaccionan hidróxido de sodio y ácido clorhídrico (HCl), los iones sodio e hidrógeno cambian lugares y forman cloruro de sodio y agua.

$$NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + HOH(l)$$

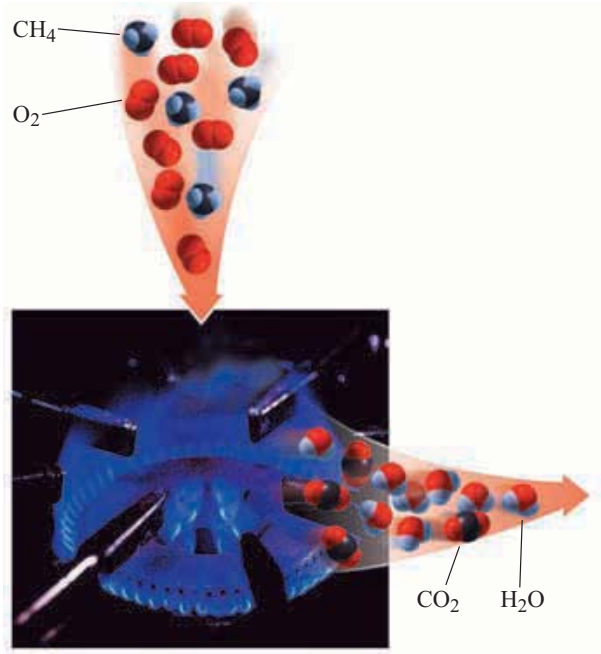
Reacciones de combustión

Quemar leña en un hogar o gasolina en el motor de un automóvil son ejemplos de reacciones de combustión. En una **reacción de combustión** se requiere oxígeno y con frecuencia la reacción produce un óxido, agua y calor. Por ejemplo, el gas metano (CH_4) reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. El calor producido por esta reacción de combustión cocina nuestros alimentos y calienta nuestras casas.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + \text{calor}$$

Las reacciones de combustión también ocurren en las células del cuerpo con la finalidad de metabolizar el alimento, lo que proporciona energía para las actividades que queremos hacer. Nosotros absorbemos oxígeno (O_2) del aire para quemar glucosa ($C_6H_{12}O_6$) de nuestros alimentos, y finalmente nuestras células producen CO_2, H_2O y energía.

$$C_6H_{12}O_6(ac) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l) + \text{energía}$$



$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

En algunas reacciones de combustión se forma un solo producto llamado óxido, lo que significa que también son reacciones de síntesis.

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$
$$2Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$$

La tabla 7.4 resume los tipos de reacción y da ejemplos.

Tabla 7.4 Resumen de tipos de reacción

Tipo de reacción	Ejemplo
Síntesis	
$A + B \longrightarrow AB$	$Ca(s) + Cl_2(g) \longrightarrow CaCl_2(s)$
Descomposición	
$AB \longrightarrow A + B$	$Fe_2S_3(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3S(s)$
Sustitución simple	
$A + BC \longrightarrow AC + B$	$Cu(s) + 2AgNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + 2Ag(s)$
Sustitución doble	
$AB + CD \longrightarrow AD + CB$	$BaCl_2(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2KCl(ac)$
Combustión	
$AH_4 + 2O_2 \longrightarrow AO_2 + 2H_2O + \text{calor}$	$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + \text{calor}$
$B + O_2 \longrightarrow BO_2$	$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$

Problema de muestra 7.5 **Identificación de reacciones y predicción de productos**

1. Clasifica las siguientes reacciones como síntesis, descomposición o sustitución simple o doble:

a) $2Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4Fe(s)$

b) $Fe_2S_3(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3S(s)$

c) $BaCl_2(ac) + K_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2KCl(ac)$

2. Predice el producto para cada una de las siguientes reacciones y balancea la ecuación:

a) $Al(s) + CuCl_2(ac) \longrightarrow$ (sustitución simple)

b) $K(s) + Cl_2(g) \longrightarrow$ (síntesis)

Solución

1. *a*) En esta reacción de *sustitución simple*, un átomo C sustituye Fe en Fe_2O_3 para formar el compuesto CO_2 y átomos Fe.

b) Cuando un reactivo se separa en dos productos, la reacción es de *descomposición*.

c) Hay dos reactivos y dos productos, pero los iones positivos tienen lugares intercambiados, lo que hace a ésta una reacción de *sustitución doble*.

2. *a*) Para completar esta reacción de sustitución simple, el Cu en el compuesto $CuCl_2$ se sustituye con Al.

$$2Al(s) + 3CuCl_2(ac) \longrightarrow 2AlCl_3(ac) + 3Cu(s)$$

b) Para completar esta reacción de síntesis, K y Cl se combinan en un compuesto, que sería KCl.

$$2K(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2KCl(s)$$

Comprobación de estudio

Gas nitrógeno y gas oxígeno reaccionan para formar gas dióxido de nitrógeno. Escribe la ecuación balanceada e identifica el tipo de reacción.

Preguntas y problemas Tipos de reacciones

7.19 *a*) ¿Por qué la siguiente reacción se llama reacción de descomposición?

$$2Al_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta} 4Al(s) + 3O_2(g)$$

b) ¿Por qué la siguiente reacción se llama reacción de sustitución simple?

$$Br_2(g) + BaI_2(s) \longrightarrow BaBr_2(s) + I_2(g)$$

7.20 *a*) ¿Por qué la siguiente reacción se llama reacción de síntesis?

$$H_2(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2HBr(g)$$

b) ¿Por qué la siguiente reacción se llama reacción de sustitución doble?

$$AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$$

7.21 Clasifica cada una de las siguientes reacciones como síntesis, descomposición, sustitución simple, sustitución doble o combustión:

a) $4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$

b) $Mg(s) + 2AgNO_3(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + 2Ag(s)$

c) $CuCO_3(s) \longrightarrow CuO(s) + CO_2(g)$

d) $NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$

e) $C_4H_8(g) + 6O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 4H_2O(g)$

f) $ZnCO_3(s) \longrightarrow CO_2(g) + ZnO(s)$

g) $Al_2(SO_4)_3(ac) + 6KOH(ac) \longrightarrow 2Al(OH)_3(s) + 3K_2SO_4(ac)$

h) $Pb(s) + O_2(g) \longrightarrow PbO_2(s)$

7.22 Clasifica cada una de las siguientes reacciones como síntesis, descomposición, sustitución simple, sustitución doble o combustión:

a) $CuO(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow CuCl_2(ac) + H_2O(l)$

b) $2Al(s) + 3Br_2(g) \longrightarrow 2AlBr_3(s)$

c) $2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$

d) $Pb(NO_3)_2(ac) + 2NaCl(ac) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2NaNO_3(ac)$

e) $2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$

f) $Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO(g)$

g) $C_6H_{12}O_6(ac) \longrightarrow 2C_2H_6O(ac) + 2CO_2(g)$

h) $BaCl_2(ac) + K_2CO_3(ac) \longrightarrow BaCO_3(s) + 2KCl(ac)$

7.23 Intenta predecir los productos que resultarían de los siguientes tipos de reacciones. Balancea cada ecuación que escribas.

a) simple combinación: $Mg(s) + Cl_2(g) \longrightarrow$

b) descomposición: $HBr(g) \longrightarrow$

c) sustitución simple: $Mg(s) + Zn(NO_3)_2(ac) \longrightarrow$

d) sustitución doble: $K_2S(ac) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow$

e) combustión: $C_2H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow$

7.24. Intenta predecir los productos que resultarían de las reacciones de lo siguiente. Balancea cada ecuación que escribas.

a) síntesis: combinación $Ca(s) + S(s) \longrightarrow$

b) descomposición: $PbO_2(s) \longrightarrow$

c) sustitución simple: $Kl(s) + Cl_2(g) \longrightarrow$

d) sustitución doble: $CuCl_2(ac) + Na_2S(ac) \longrightarrow$

e) combustión: $C_2H_4(g) + O_2(g) \longrightarrow$

NOTA QUÍMICA

ESMOG Y PREOCUPACIÓN POR LA SALUD

Hay dos tipos de esmog. Uno, el esmog fotoquímico, que requiere luz solar para iniciar reacciones que producen contaminantes como óxidos de nitrógeno y ozono. El otro tipo, el industrial o londinense, se genera en áreas donde se quema carbón, que contiene azufre, y se emite el indeseado producto dióxido de azufre.

El esmog fotoquímico es más frecuente en ciudades donde las personas dependen de los automóviles para su transportación. En un día típico en Los Ángeles, por ejemplo, las emisiones de óxido de nitrógeno (NO) de los escapes de los automóviles se incrementa conforme el tránsito aumenta en las calles. El óxido de nitrógeno se forma cuando N_2 y O_2 reaccionan a altas temperaturas en los motores de automóviles y camiones.

$$N_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{Calor}} 2NO(g)$$

Luego, el NO reacciona con el oxígeno del aire para producir NO_2, un gas café rojizo irritante para los ojos y que daña el tracto respiratorio.

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$



Cuando en NO_2 se expone a la luz solar se convierte en NO y átomos de oxígeno.

$$NO_2(g) \xrightarrow{\text{Luz solar}} NO(g) + O(g)$$

Átomos de oxígeno

Los átomos de oxígeno son tan reactivos que se combinan con moléculas de oxígeno en la atmósfera para formar ozono.

$$O(g) + O_2(g) \longrightarrow O_3(g)$$

Ozono

En la atmósfera superior (la estratosfera), el ozono es benéfico porque nos protege de la dañina radiación ultravioleta que proviene del sol. Sin embargo, en la atmósfera baja, el ozono irrita los ojos y el tracto respiratorio, lo que causa tos, reduce la función pulmonar y provoca fatiga. También deteriora las telas, destruye el caucho y daña árboles y cultivos.

El esmog industrial es frecuente en áreas donde el carbón con alto contenido de azufre se quema para producir electricidad. Durante la combustión, el azufre se convierte en dióxido de azufre:

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

El SO_2 es dañino para las plantas, inhibe el crecimiento y es corrosivo para metales como el acero. El SO_2 también es perjudicial para los humanos y puede causar deterioro pulmonar y dificultades respiratorias. El SO_2 en el aire reacciona con más oxígeno para formar SO_3. El SO_3 se combina con agua en el aire para formar ácido sulfúrico, que provoca la lluvia ácida.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(ac)$$

Ácido sulfúrico

La presencia de ácido sulfúrico en ríos y lagos causa un aumento en la acidez del agua, lo que reduce la capacidad de supervivencia de animales y plantas.

Meta de aprendizaje

Dado el calor de reacción (cambio en entalpía), calcular la pérdida o ganancia de calor para una reacción exotérmica o endotérmica.

7.5 Energía en reacciones químicas

Casi toda reacción química implica una pérdida o ganancia de energía. Para estudiar el cambio de energía para una reacción, nos referiremos a los reactivos y productos como el *sistema*. Todo lo demás en contacto con el sistema, como el matraz de reacción y el aire en la habitación, se llaman *alrededores*.

Calor de reacción (cambio en entalpía)

Cuando la comida caliente se mete al refrigerador, el calor se desprende de la comida hacia la unidad de refrigeración. Cuando una sartén con agua se coloca sobre un quemador caliente, el calor del quemador fluye hacia la sartén y el agua. El **calor de reacción** o cambio en entalpía (símbolo ΔH) es una medida de la cantidad de calor que fluye hacia adentro (absorbe) o afuera (desprende) de un sistema cuando una reacción tiene lugar a presión constante. En una reacción química, un cambio de energía ocurre conforme los reactivos se separan y se forman productos. Determinamos el calor de reacción como la diferencia entre la energía de los reactivos y los productos.

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$$

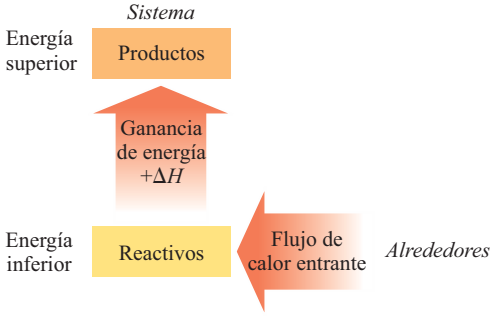
En una **reacción endotérmica** (*endo* significa "dentro"), la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos. Esto significa que una reacción endotérmica requiere energía. El calor de los alrededores debe fluir hacia el sistema para convertir los reactivos en productos. Cuando el calor fluye hacia el sistema, el valor ΔH tiene un signo positivo (+). En la ecuación para una reacción endotérmica, ΔH se escribe como uno de los reactivos. Por ejemplo, para convertir 2 moles de dióxido de carbono en 2 moles de monóxido de carbono y 1 mol de oxígeno se requieren 570 kJ de calor.

Endotérmico, flujo de calor hacia adentro

$$2CO_2(g) + 570\ \text{kJ} \longrightarrow 2CO(g) + O_2(g)$$

$$2CO_2(g) \longrightarrow 2CO(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = +570\ \text{kJ}$$

Flujo de calor para reacciones endotérmicas





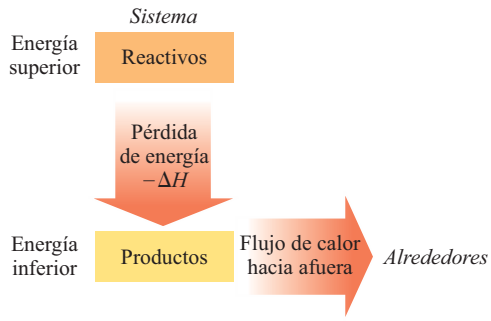
En una **reacción exotérmica** (*exo* significa "afuera"), la energía de los reactivos es mayor que la energía del producto. Cuando ocurre una reacción exotérmica, la energía se desprende conforme se forman los productos. Cuando el calor fluye afuera del sistema, es decir hacia los alrededores, el valor ΔH tiene un signo negativo (−). En la ecuación para una reacción exotérmica, ΔH se escribe como uno de los productos. Por ejemplo, en la reacción termita, la reacción de aluminio y óxido de hierro (III) produce una gran cantidad de calor. La cantidad de calor producida durante la reacción termita es tan grande que los productos llegan a temperaturas de 2500°C, y forman líquidos antes de enfriarse a sólidos. Esta reacción se ha usado para cortar o soldar vías de ferrocarril.

Exotérmica, desprende calor

$$2Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 2Fe(s) + Al_2O_3(s) + 850\ kJ$$

$$2Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow 2Fe(s) + Al_2O_3(s) \qquad \Delta H = -850\ kJ$$

Flujo de calor para reacciones exotérmicas



Reacción	Cambio de energía	Calor en la ecuación	Signo de ΔH
Endotérmica	Flujo de calor hacia adentro (absorbido)	Lado de reactivos	Positivo (+)
Exotérmica	Flujo de calor hacia afuera (entrega)	Lado de productos	Negativo (−)

Problema de muestra 7.6 **Reacciones exotérmicas y endotérmicas**

En la reacción de 1 mol de carbono sólido con gas oxígeno, la energía del dióxido de carbono producido es 393 kJ menor que la energía de los reactivos.

a) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

b) Escribe la ecuación balanceada para la reacción, incluido el calor de la reacción.

c) Escribe el valor de ΔH para esta reacción.

Solución

a) Cuando los productos tienen una energía menor que los reactivos, la reacción es exotérmica.

b) $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 393\ kJ$

c) $\Delta H = -393\ kJ$

Comprobación de estudio

La reacción de 1 mol de gas hidrógeno (H_2) con gas yodo (I_2) para formar yoduro de hidrógeno (HI) es endotérmica y requiere 50. kJ de calor.

a) Escribe una ecuación balanceada para la reacción, incluido el calor de reacción.

b) Escribe el valor de ΔH para esta reacción.

Cálculos de calor en reacciones

El valor de ΔH se refiere al cambio de calor para el número de moles (kJ/mol) de cada sustancia en la ecuación balanceada para la reacción. Considera la siguiente reacción de descomposición:

$$2H_2O(l) \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = 572 \text{ kJ}$$

$$2H_2O(l) + 572 \text{ kJ} \longrightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

Para esta reacción, 2 moles de H_2O absorben 572 kJ para producir 2 moles de H_2 y 1 mol de O_2. Podemos escribir factores de conversión de calor para cada sustancia en esta reacción.

$$\frac{572 \text{ kJ}}{2 \text{ mol } H_2O} \qquad \frac{572 \text{ kJ}}{2 \text{ mol } H_2} \qquad \frac{572 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } O_2}$$

Moles de compuesto ⟷ Calor de reacción, ΔH ⟷ Calor (kJ)

Supón en esta reacción que 9.00 g de H_2O experimentan reacción. Calculamos el calor absorbido como

$$9.00 \text{ g } \cancel{H_2O} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2O}}{18.02 \text{ } \cancel{\text{g } H_2O}} \times \frac{572 \text{ kJ}}{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2O}} = 143 \text{ kJ absorbido}$$

Guía para cálculos usando calor de reacción (ΔH)

PASO 1 Menciona los datos dados y deseados para la ecuación.

PASO 2 Escribe un plan usando calor de reacción y cualquier masa molar necesaria.

PASO 3 Escribe los factores de conversión incluido el calor de reacción.

PASO 4 Establece el problema.

Problema de muestra 7.7 Cálculo de calor en una reacción

La formación de amoniaco a partir de hidrógeno y nitrógeno tiene un $\Delta H = -92.2$ kJ.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g) \qquad \Delta H = -92.2 \text{ kJ}$$

¿Cuánto calor, en kilojoules, se liberan cuando se forman 50.0 g de amoniaco?

Solución

PASO 1 **Menciona lo dado y lo deseado.**

Dado 50.0 g NH_3 **Deseado** Calor en kilojoules (kJ) para formar NH_3

PASO 2 **Plan** Usa factores de conversión que relacionen el calor liberado con las moles de NH_3 en la ecuación balanceada.

gramos de NH_3 ⟷ Masa molar ⟷ moles de NH_3 ⟷ Calor de reacción ⟷ kilojoules

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1\text{ mol NH}_3 = 17.03\text{ g}}{\dfrac{17.03\text{ g}}{1\text{ mol NH}_3}} \quad \text{y} \quad \frac{1\text{ mol NH}_3}{17.03\text{ g NH}_3} \qquad \frac{2\text{ mol NH}_3 = 92.2\text{ kJ}}{\dfrac{92.2\text{ kJ}}{2\text{ mol NH}_3}} \quad \text{y} \quad \frac{2\text{ mol NH}_3}{92.2\text{ kJ}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$50.0\text{ g}\cancel{\text{ NH}_3} \times \frac{1\text{ }\cancel{\text{mol NH}_3}}{17.03\text{ g}\cancel{\text{ NH}_3}} \times \frac{92.2\text{ kJ}}{2\text{ }\cancel{\text{mol NH}_3}} = 135\text{ kJ se liberan}$$

Comprobación de estudio

El óxido de mercurio (II) se descompone en mercurio y oxígeno:

$$2\text{HgO}(s) \longrightarrow 2\text{Hg}(l) + \text{O}_2(g) \qquad \Delta H = 182\text{ kJ}$$

a) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?
b) ¿Cuántos kJ se necesitan para reaccionar 25.0 g de óxido de mercurio (II)?

NOTA QUÍMICA

PAQUETES CALIENTES Y PAQUETES FRÍOS

En un hospital, en una estación de primeros auxilios o en un evento atlético se usa un *paquete frío* para reducir la hinchazón de una lesión, quitar calor de la inflamación o reducir el tamaño capilar para minimizar el efecto de una hemorragia. Dentro del contenedor plástico de un paquete frío hay un compartimiento que contiene nitrato de amonio sólido (NH_4NO_3) que está separado de un compartimiento que contiene agua. El paquete se activa cuando se golpea u oprime lo suficientemente fuerte como para romper las paredes entre los compartimientos y hacer que el nitrato de amonio se mezcle con el agua (que se muestra como H_2O sobre la flecha de reacción). En un proceso endotérmico, cada gramo de NH_4NO_3 que se disuelve absorbe 330 J de calor del agua. La temperatura cae y el paquete se enfría y está listo para usarse.

Reacción endotérmica en un paquete frío

$$26\text{ kJ} + \text{NH}_4\text{NO}_3(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4\text{NO}_3(ac)$$

Los paquetes calientes se usan para relajar músculos, minimizar dolores y calambres, así como aumentar la circulación al expandir el tamaño capilar. Construidos en la misma forma que los paquetes fríos, un paquete caliente contiene la sal $CaCl_2$. La disolución de la sal en agua es exotérmica y libera 670 J por gramo de sal. La temperatura se eleva y el paquete se pone caliente y listo para su uso.

Reacción exotérmica en un paquete caliente

$$\text{CaCl}_2(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CaCl}_2(ac) + 75\text{ kJ}$$



Preguntas y problemas Energía en reacciones químicas

7.25 En una reacción exotérmica, ¿la energía de los productos es mayor o menor que los reactivos?

7.26 En una reacción endotérmica, ¿la energía de los productos es mayor o menor que los reactivos?

7.27 Clasifica los siguientes ejemplos como reacciones exotérmicas o endotérmicas:
a) Se liberan 550 kJ.
b) El nivel de energía de los productos es mayor que los reactivos.
c) El metabolismo de la glucosa en el cuerpo proporciona energía.

7.28 Clasifica los siguientes ejemplos como reacciones exotérmicas o endotérmicas:
a) El nivel de energía de los productos es menor que los reactivos.
b) En el cuerpo, la síntesis de proteínas requiere energía.
c) Se absorben 125 kJ.

7.29 Clasifica lo siguiente como reacciones exotérmicas o endotérmicas e indica ΔH para cada caso:

a) gas que se quema en un mechero Bunsen:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + 890\ kJ$$

b) deshidratación de piedra caliza.

$$Ca(OH)_2(s) + 65.3\ kJ \longrightarrow CaO(s) + H_2O(l)$$

c) formación de óxido de aluminio y hierro a partir de aluminio y óxido de hierro (III):

$$2Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe(s) + 850\ kJ$$

7.30. Clasifica los siguientes ejemplos como reacciones exotérmicas o endotérmicas e indica ΔH para cada caso:

a) la combustión de propano:

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g) + 2220\ kJ$$

b) la formación de sal de mesa:

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s) + 819\ kJ$$

c) descomposición de pentacloruro de fósforo:

$$PCl_5(g) + 67\ kJ \longrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

7.31 La ecuación para la formación de tetracloruro de silicio a partir de silicio y cloro es

$$Si(s) + 2Cl_2(g) \longrightarrow SiCl_4(g) \qquad \Delta H = -657\ kJ$$

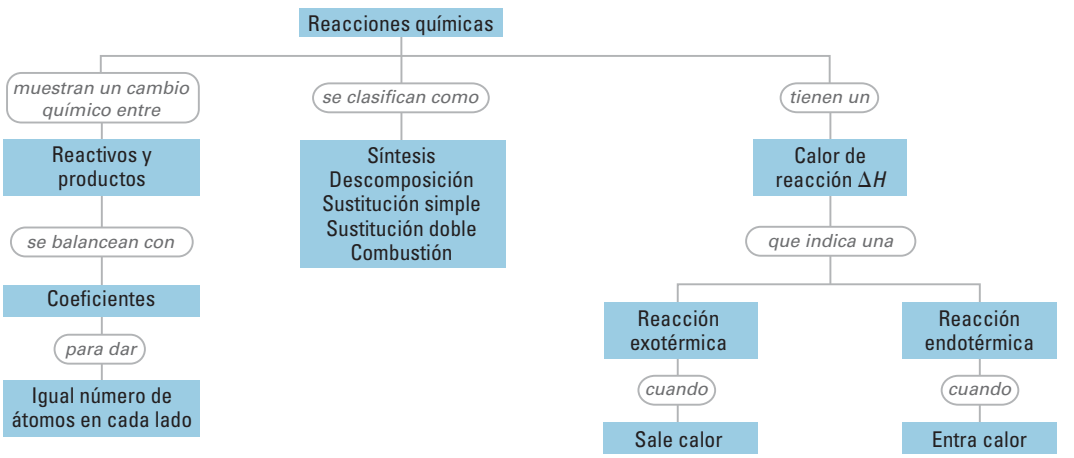
¿Cuántos kilojoules se liberan cuando 125 g de Cl_2 reaccionan con silicio?

7.32 El metanol (CH_3OH), que se usa como combustible para cocinar, experimenta combustión para producir dióxido de carbono y agua:

$$2CH_3OH(l) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(l) \qquad \Delta H = -726\ kJ$$

¿Cuántos kilojoules se liberan cuando se queman 75.0 g de metanol?

Mapa conceptual — Reacciones químicas



Repaso del capítulo

7.1 Reacciones químicas

Un cambio químico ocurre cuando los átomos de las sustancias iniciales se reordenan para formar nuevas sustancias. Cuando se forman nuevas sustancias tiene lugar una reacción química.

7.2 Ecuaciones químicas

Una ecuación química muestra las fórmulas de las sustancias que reaccionan a la izquierda de la flecha de reacción y las fórmulas de los productos que forman en el lado derecho de la flecha de reacción.

7.3 Balanceo de ecuaciones químicas

Una ecuación se balancea al escribir los números enteros menores (coeficientes) enfrente de las fórmulas para igualar los átomos de cada elemento en los reactivos y los productos.

7.4 Tipos de reacciones

Muchas reacciones químicas se pueden clasificar en varios tipos de reacción: síntesis, descomposición, sustitución simple, sustitución doble y/o combustión.

7.5 Energía en reacciones químicas

En las reacciones químicas, el calor de reacción (ΔH) es la diferencia de energía entre los reactivos y los productos. En una reacción exotérmica, la energía de los productos es menor que la de los reactivos. El calor se libera y ΔH es negativo. En una reacción endotérmica, la energía de los productos es mayor que la de los reactivos. El calor se absorbe y ΔH es positivo.

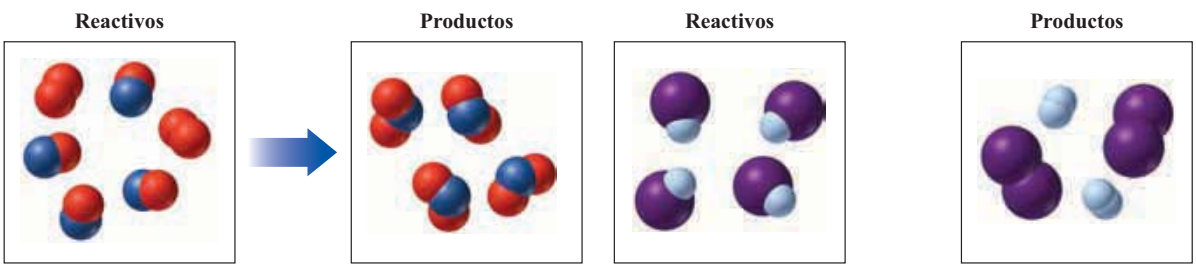
Términos clave

calor de reacción Calor (símbolo ΔH) absorbido o liberado cuando tiene lugar una reacción a presión constante.
cambio físico Cambio en el que se modifican las propiedades físicas, pero no las propiedades químicas.
cambio químico Formación de una nueva sustancia con composición y propiedades diferentes que las de la sustancia inicial.
coeficientes Números enteros colocados enfrente de las fórmulas en una ecuación para balancear el número de átomos de cada elemento.
ecuación balanceada Forma final de una reacción química que muestra el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y productos.
ecuación química Forma abreviada para representar una reacción química usando fórmulas químicas para indicar los reactivos y productos.
productos Sustancias formadas como resultado de una reacción química.
reacción de síntesis Reacción en la que los reactivos se combinan para formar un solo producto.
reacción de combustión Reacción en la que un elemento o un compuesto reacciona con oxígeno para formar productos óxido.
reacción de descomposición Reacción en la que un solo reactivo se divide en dos o más sustancias más simples.
reacción de sustitución doble Reacción en la que elementos de dos diferentes reactivos intercambian lugares.
reacción de sustitución simple Reacción en la que un elemento sustituye un elemento diferente en un compuesto.
reacción endotérmica Reacción donde la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.
reacción exotérmica Reacción donde la energía de los reactivos es mayor que la de los productos.
reacción química Proceso mediante el cual tiene lugar un cambio químico.
reactivos Sustancias iniciales que experimentan cambio en una reacción química.

Comprensión de conceptos

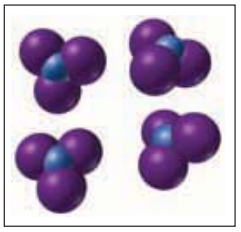
7.33 Si las esferas rojas representan átomos de oxígeno y las azules átomos de nitrógeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción.
b) indica el tipo de reacción: descomposición, síntesis, sustitución simple o sustitución doble.

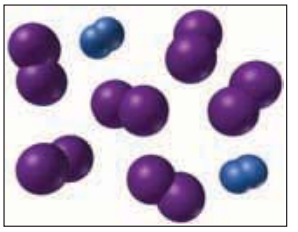
7.34 Si las esferas moradas representan átomos de yodo y las azules átomos de hidrógeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada.
b) indica el tipo de reacción: descomposición, síntesis, sustitución simple o sustitución doble.



7.35 Si las esferas azules representan átomos de nitrógeno y las moradas átomos de yodo,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada.
b) indica el tipo de reacción: descomposición, síntesis, sustitución simple o sustitución doble.

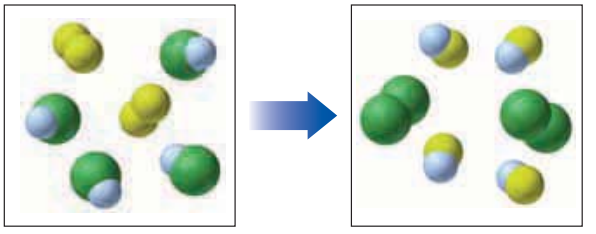
Reactivos **Productos**





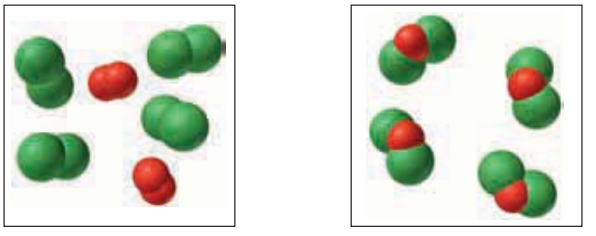
7.36 Si las esferas verdes representan átomos de cloro, las amarillas átomos de flúor y las azules átomos de hidrógeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada.
b) indica el tipo de reacción: descomposición, síntesis, sustitución simple o sustitución doble.

Reactivos **Productos**



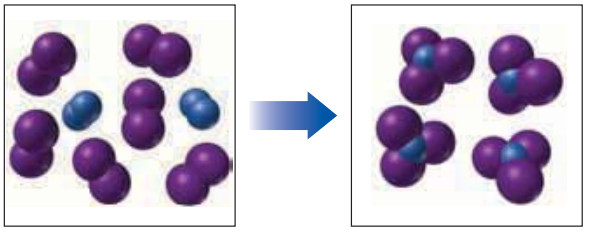
7.37 Si las esferas verdes representan átomos de cloro y las rojas átomos de oxígeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada.
b) indica el tipo de reacción: descomposición, síntesis, sustitución simple o sustitución doble.

Reactivos **Productos**



7.38 Si las esferas azules representan átomos de nitrógeno y las moradas átomos de yodo,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada.
b) indica el tipo de reacción: descomposición, síntesis, sustitución simple o sustitución doble.

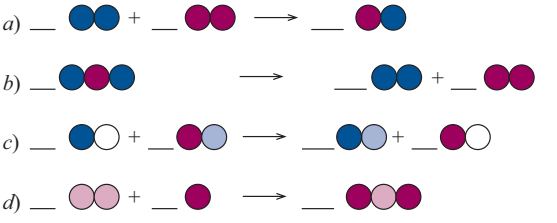
Reactivos **Productos**



7.39 Identifica algunos de los cambios físicos y químicos de una vela que arde.



7.40 Balancea cada una de las siguientes ecuaciones al agregar coeficientes e identificar el tipo de reacción de cada una:



Preguntas y problemas adicionales

7.41 Identifica el tipo de cada una de las siguientes reacciones como síntesis, descomposición, sustitución simple, sustitución doble o combustión.
a) Un metal y un no metal forman un compuesto iónico.
b) Un compuesto que contiene carbono e hidrógeno reacciona con oxígeno.
c) Dos compuestos reaccionan para producir dos nuevos compuestos.
d) Calentar carbonato de calcio produce óxido de calcio y dióxido de carbono.
e) El zinc sustituye al cobre en $Cu(NO_3)_2$.

7.42 Identifica el tipo de cada una de las siguientes reacciones como síntesis, descomposición, sustitución simple, sustitución doble o combustión.
a) Un compuesto se separa en sus elementos.
b) Un elemento sustituye al ion en un compuesto.
c) El cobre y el bromo forman bromuro de cobre (II).
d) El sulfito de hierro (II) se descompone en óxido de hierro (II) y dióxido de azufre.
e) El ion plata de $AgNO_3(ac)$ forma un sólido con el ion bromo de $KBr(ac)$.

7.43 Balancea cada una de las siguientes ecuaciones desbalanceadas e identifica el tipo de reacción:
a) $NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$
b) $Fe_3O_4(s) + H_2(g) \longrightarrow Fe(s) + H_2O(g)$
c) $Sb(s) + Cl_2(g) \longrightarrow SbCl_3(s)$
d) $NI_3(s) \longrightarrow N_2(g) + I_2(g)$
e) $KBr(ac) + Cl_2(ac) \longrightarrow KCl(ac) + Br_2(l)$
f) $Fe(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(ac) + H_2(g)$
g) $Al_2(SO_4)_3(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + Al(OH)_3(s)$

7.44 Balancea cada una de las siguientes ecuaciones desbalanceadas e identifica el tipo de reacción:
a) $Li_3N(s) \longrightarrow Li(s) + N_2(g)$
b) $Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$
c) $Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2(g)$
d) $Mg(s) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + H_2(g)$
e) $Cr_2O_3(s) + H_2(g) \longrightarrow Cr(s) + H_2O(g)$
f) $Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$
g) $MgCl_2(ac) + AgNO(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + AgCl(s)$

7.45 Predice los productos y escribe una ecuación balanceada para cada una de las siguientes reacciones:
a) $Zn(s) + HCl(ac) \longrightarrow$ _____ + _____ (sustitución simple)
b) $BaCO_3(s) \longrightarrow$ _____ + _____ (descomposición)
c) $NaOH(ac) + F_2(ac) \longrightarrow$ _____ + _____ (sustitución doble)
d) $Al(s) + F_2(g) \longrightarrow$ _____ (síntesis)

7.46 Predice los productos y escribe una ecuación balanceada para cada una de las siguientes reacciones:
a) $NaCl(s) \xrightarrow{\text{Electricidad}}$ _____ + _____ (descomposición)
b) $Ca(s) + Br_2(g) \longrightarrow$ _____ (síntesis)
c) $SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow$ _____ (síntesis)
d) $HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow$ _____ + _____ (sustitución doble)

7.47 Escribe y balancea ecuaciones para cada una de las siguientes reacciones e identifica el tipo de reacción:
a) Clorato de potasio sólido se calienta para formar cloruro de potasio sólido y gas oxígeno.
b) Cloruro de sodio acuoso y nitrato de plata acuoso reaccionan para formar cloruro de plata sólido y nitrato de sodio acuoso.

7.48 Escribe y balancea ecuaciones para cada una de las siguientes reacciones e identifica el tipo de reacción:
a) Sodio metálico reacciona con gas oxígeno para formar óxido de sodio sólido.
b) Monóxido de carbono gaseoso y gas oxígeno se combinan para formar dióxido de carbono gaseoso.

7.49 La formación de 2 moles de óxido de nitrógeno, NO, de $N_2(g)$ y $O_2(g)$, requiere 90.2 kJ de calor.

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g) \qquad \Delta H = 90.2\ \text{kJ}$$

a) ¿Cuántos kJ se requieren para formar 3.00 g de NO?
b) ¿Cuál es la ecuación completa (incluido calor) para la descomposición de NO?
c) ¿Cuántos kJ se liberan cuando 5.00 g de NO se descomponen en N_2 y O_2?

7.50 La formación de óxido (Fe_2O_3) del hierro sólido y gas oxígeno libera 1.7×10^3 kJ.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s) \qquad \Delta H = -1.7 \times 10^3\ \text{kJ}$$

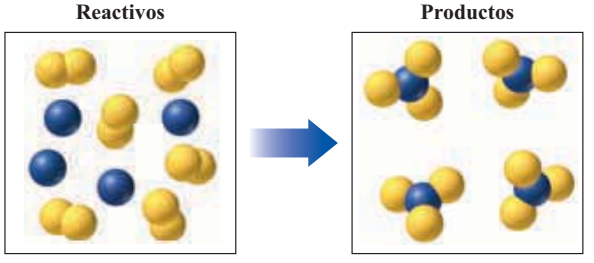
a) ¿Cuántos kJ se liberan cuando reaccionan 2.00 g de Fe?
b) ¿Cuántos gramos de óxido se forman cuando se liberan 150 kcal?

Preguntas de desafío

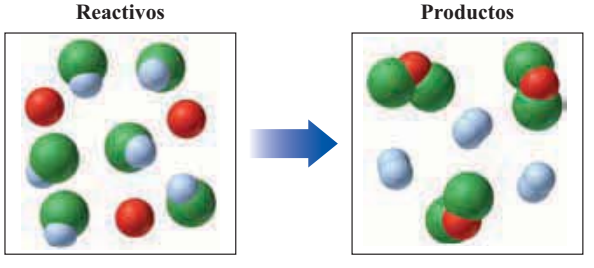
7.51 Escribe una ecuación balanceada para cada una de las siguientes descripciones e identifica cada tipo de reacción:
a) Una solución acuosa de nitrato de plomo (II) se mezcla con fosfato de sodio acuoso para producir fosfato de plomo (II) y nitrato de sodio acuoso.
b) El metal galio se calienta en gas oxígeno para formar óxido de galio (III) sólido.
c) Cuando se calienta nitrato de sodio sólido se producen nitrito de sodio sólido y gas oxígeno.

7.52 Escribe una ecuación balanceada para cada una de las siguientes descripciones e identifica cada tipo de reacción:
a) Óxido de bismuto (III) sólido y carbono sólido reaccionan para formar metal bismuto y monóxido de carbono.
b) Clorato de potasio sólido se calienta para formar cloruro de potasio sólido y gas oxígeno.
c) Gas butano (C_4H_{10}) reacciona con gas oxígeno para formar dos productos gaseosos: dióxido de carbono y agua.

7.53 En el siguiente diagrama, las esferas azules son X y las amarillas son Y.
a) Escribe las fórmulas de los reactivos y los productos.
b) Escribe la ecuación balanceada para la reacción.
c) Identifica el tipo de reacción.



7.54 En el siguiente diagrama, las esferas rojas son A, las azules son B y las verdes con C.
a) Escribe las fórmulas de los reactivos y los productos.
b) Escribe la ecuación balanceada para la reacción.
c) Identifica el tipo de reacción.



7.55 Cuando un compuesto que contiene C y H se quema en oxígeno, la reacción produce 0.40 moles de CO_2 y 0.60 moles de H_2O.
a) Determina el número de moles de carbono y moles de hidrógeno en el compuesto.
b) Indica la fórmula empírica del producto.
c) Si una molécula del compuesto contiene 6 átomos de H, ¿cuál es la fórmula molecular?
d) Escribe la ecuación balanceada para la reacción de combustión.

7.56 Un alambre de cobre con una masa de 4.32 g reacciona con azufre para formar 5.41 g de un compuesto de sulfuro de cobre.
a) Determina el número de moles de cobre y azufre en el compuesto.
b) Indica la fórmula empírica del producto.
c) Si la fórmula real del compuesto sulfuro contiene 1 S, ¿cuál es su fórmula?
d) Escribe la ecuación balanceada para la reacción de síntesis.

7.57 Para la reacción: $2S(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$ $\Delta H = -790$ kJ
a) ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?
b) ¿Cuántos kJ se liberan cuando reaccionan 1.5 moles de S?
c) ¿Cuántos kJ se liberan cuando se forman 125 g de SO_3?
d) ¿Cuál es el ΔH, en kilojoules, para la siguiente reacción?

$$2SO_3(g) \longrightarrow 2S(s) + 3O_2(g)$$

e) ¿La reacción del inciso d es endotérmica o exotérmica?

7.58 Cuando peróxido (H_2O_2) se usa en combustibles de cohetes produce agua, oxígeno y calor:

$$2H_2O_2(l) \longrightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$$

a) Si la reacción de 2.00 g de H_2O_2 libera 5.76 kJ, ¿cuál es el calor de reacción?
b) ¿Cuántos kilojoules se liberan cuando reaccionan 275 g de peróxido?

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

7.1 *a*) físico *b*) químico
c) físico

7.2 La producción de luz y calor son evidencia de una reacción química.

7.3 Hay 4 átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y 14 átomos de oxígeno en el lado de reactivos de la ecuación y en el lado de productos.

7.4 $3Fe(s) + 2O_2(g) \longrightarrow Fe_3O_4(s)$

7.5 $N_2(g) + 2O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$ reacción de combustión y de síntesis

7.6 *a*) $H_2(g) + I_2(g) + 50.\ kJ \longrightarrow 2\,HI(g)$
b) $\Delta H = 50.\ kJ$

7.7 *a*) endotérmica *b*) $\Delta H = 10.5$ kJ

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

7.1 *a*) físico *b*) químico
c) físico *d*) químico

7.3 *a*) Cambio físico; no hay evidencia de una reacción química cuando el agua forma copos de nieve.
b) Luz, calor y la formación de un gas son evidencia de una reacción química.
c) Cambio físico; no hay evidencia de un cambio en las propiedades del pan.
d) El cambio de color al tostar malvaviscos es evidencia de una reacción química.

7.5 *a*) Lado de reactivos: 2 átomos de N, 4 átomos de O
Lado de productos: 2 átomos de N, 4 átomos de O
b) Lado de reactivos: 5 átomos de C, 2 átomos de S, 4 átomos de O
Lado de productos: 5 átomos de C, 2 átomos de S, 4 átomos de O
c) Lado de reactivos: 4 átomos de C, 4 átomos de H, 10 átomos de O
Lado de productos: 4 átomos de C, 4 átomos de H, 10 átomos de O
d) Lado de reactivos: 2 átomos de N, 8 átomos de H, 4 átomos de O

7.7 *a*) no balanceada *b*) balanceada
c) no balanceada *d*) balanceada

7.9 *a*) 2 átomos de Na, 2 átomos de Cl
b) 1 átomo de P, 3 átomos de Cl, 6 átomos de H
c) 4 átomos de P, 16 átomos de O, 12 átomos de H

7.11 *a*) $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$
b) $2HgO(s) \longrightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$
c) $4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$
d) $2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$
e) $2Cu_2O(s) + O_2(g) \longrightarrow 4CuO(s)$

7.13 *a*) $Mg(s) + 2AgNO_3(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + 2Ag(s)$
b) $CuCO_3(s) \longrightarrow CuO(s) + CO_2(g)$
c) $2Al(s) + 3CuSO_4(ac) \longrightarrow 3Cu(s) + Al_2(SO_4)_3(ac)$
d) $Pb(NO_3)_2(ac) + 2NaCl(ac) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2NaNO_3(ac)$
e) $2Al(s) + 6HCl(ac) \longrightarrow 2AlCl_3(ac) + 3H_2(g)$

7.15 *a*) $Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$
b) $2Li_3N(s) \longrightarrow 6Li(s) + N_2(g)$
c) $2Al(s) + 6HBr(ac) \longrightarrow 2AlBr_3(ac) + 3H2(g)$
d) $3Ba(OH)_2(ac) + 2Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2(s) + 6NaOH(ac)$
e) $As_4S_6(s) + 9O_2(g) \longrightarrow As_4O_6(s) + 6SO_2(g)$

7.17 *a*) $2Li(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + 2LiOH(ac)$
b) $2P(s) + 5Cl_2(g) \longrightarrow 2PCl_5(s)$
c) $FeO(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$
d) $2C_5H_{10}(l) + 15O_2(g) \longrightarrow 10CO_2(g) + 10H_2O(g)$
e) $3H_2S(g) + 2FeCl_3(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s) + 6HCl(g)$

7.19 *a*) Un solo reactivo se divide en dos sustancias más simples (elementos).
b) Un elemento en el compuesto que reacciona se sustituye por el otro reactivo.

7.21 *a*) síntesis; combustión
b) sustitución simple
c) descomposición
d) sustitución doble
e) combustión
f) descomposición
g) sustitución doble
h) síntesis; combustión

7.23 *a*) $Mg(s) + Cl_2(g) \longrightarrow MgCl_2(s)$
b) $2HBr(g) \longrightarrow H_2(g) + Br_2(g)$
c) $Mg(s) + Zn(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Mg(NO_3)_2(ac) + Zn(s)$
d) $K_2S(ac) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow PbS(g) + 2KNO_3(ac)$
e) $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(g)$

7.25 En las reacciones exotérmicas, la energía de los productos es menor que la de los reactivos.

7.27 *a*) exotérmica *b*) endotérmica
c) exotérmica

7.29 *a*) exotérmica, $\Delta H = -890$ kJ
b) endotérmica, $\Delta H = 65.3$ kJ
c) exotérmica, $\Delta H = -850$ kJ

7.31 579 kJ

7.33 *a*) $2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$
b) síntesis

7.35 *a*) $2NI_3(s) \longrightarrow N_2(g) + 3I_2(g)$
b) descomposición

7.37 *a*) $2Cl_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2OCl_2(g)$
b) síntesis

7.39 Son cambios físicos los siguientes: la cera sólida se funde para formar líquido, la vela se vuelve más corta, la cera líquida cambia a sólido, la forma de la cera cambia, el pabilo se acorta.

Los cambios químicos incluyen los siguientes: se emiten calor y luz, la cera y el pabilo se queman en presencia de oxígeno.

7.41 *a*) síntesis *b*) combustión
c) sustitución doble *d*) descomposición
e) sustitución simple

7.43 *a*) $NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$ síntesis
b) $Fe_3O_4(s) + 4H_2(g) \longrightarrow 3Fe(s) + 4H_2O(g)$
sustitución simple
c) $2Sb(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2SbCl_3(s)$ síntesis
d) $2NI_3(s) \longrightarrow N_2(g) + 3I_2(g)$ descomposición
e) $2KBr(ac) + Cl_2(ac) \longrightarrow 2KCl(ac) + Br_2(l)$
sustitución simple
f) $2Fe(s) + 3H_2SO_4(ac) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(ac) + 3H_2(g)$
sustitución simple
g) $Al_2(SO_4)_3(ac) + 6NaOH(ac) \longrightarrow 3Na_2SO_4(ac) + 2Al(OH)_3(s)$
sustitución doble

7.45 *a*) $Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$
b) $BaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} BaO(s) + CO_2(g)$
c) $NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$
d) $2Al(s) + 3F_2(g) \longrightarrow 2AlF_3(s)$

7.47 *a*) $2KClO_3(s) \longrightarrow 3O_2(g)$ descomposición
b) $NaCl(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$
sustitución doble

7.49 *a*) 4.51 kJ
b) $2NO(g) \longrightarrow N_2(g) + O_2(g) + 902\ kJ$
c) 7.51 kJ

7.51 *a*) $3Pb(NO_3)_2(ac) + 2Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Pb_3(PO_4)_2(s) + 6NaNO_3(ac)$
sustitución doble
b) $4Ga(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Ga_2O_3(s)$
síntesis/combustión
c) $2\ NaNO_3(s) \longrightarrow 2\ NaNO_2(s) + O_2(g)$
descomposición

7.53 *a*) Reactivos: X y Y_2; Productos: XY_3
b) $2X + 3Y_2 \longrightarrow 2XY_3$
c) síntesis

7.55 *a*) 0.40 moles de carbono y 1.20 moles de hidrógeno
b) La razón es 0.40 moles de C : 1.20 moles de H, lo que produce la fórmula empírica CH_3.
c) C_2H_6
d) $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(g)$

7.57 *a*) exotérmica
b) 590 kJ se liberan.
c) 620 kJ se liberan.
d) $\Delta H = +790$ kJ se liberan.
e) endotérmica

Cantidades químicas en reacciones

8



"En nuestro laboratorio de ciencias de alimentos desarrollo una variedad de productos alimenticios, desde donas hasta bebidas energizantes" dice Anne Cristofano, técnica en alimentos ejecutiva en Mattson & Company. "Cuando comencé el "proyecto dona", investigué los ingredientes, luego los pesé en el laboratorio. Agregué agua para hacer una pasta y cocinar las donas en una freidora. Las temperaturas de la pasta y del aceite hacen una gran diferencia. Si no obtengo el sabor o textura correctos, ajusto los ingredientes, como azúcar y harina, o ajusto la temperatura."

Un técnico en alimentos estudia las propiedades físicas y químicas de los alimentos y desarrolla formas científicas para procesarlos y conservarlos durante largo tiempo en los anaqueles. Los productos alimenticios se prueban en su textura, color y sabor. Los resultados de estas pruebas ayudan a mejorar la calidad y seguridad del alimento.

AVANCES

8.1 Relaciones molares en ecuaciones químicas

8.2 Cálculos de masa para reacciones

8.3 Reactivos limitantes

8.4 Rendimiento porcentual

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Cuando conocemos la ecuación química para una reacción, determinamos la cantidad de producto que se puede producir. En gran medida hacemos lo mismo en casa cuando usamos una receta para elaborar galletas o agregar la cantidad correcta de agua para hacer sopa. En el taller mecánico, un mecánico ajusta el carburador o sistema de inyección de combustible de un motor para permitir las cantidades correctas de combustible y oxígeno, de modo que el motor trabaje de manera adecuada. En el hospital, un terapeuta del sistema respiratorio evalúa el nivel de CO_2 y O_2 en la sangre. Cierta cantidad de oxígeno debe llegar a los tejidos para reacciones metabólicas eficientes. Si la oxigenación de la sangre es baja, el terapeuta oxigenará al paciente y volverá a comprobar los niveles sanguíneos.

En este capítulo describiremos la cantidad de un compuesto como un mol y calcularemos la masa relacionada con la fórmula de un compuesto. A partir de una ecuación balanceada determinamos la masa y número de moles de un reactivo y calculamos la cantidad de producto. Saber cómo determinar los resultados cuantitativos de una reacción química es importante, tanto para los químicos como para el personal médico, los farmacéuticos y terapeutas respiratorios.

8.1 Relaciones molares en ecuaciones químicas

Meta de aprendizaje

Dada la cantidad en moles de reactivo o producto, usar los factores mol-mol de la ecuación balanceada para calcular los moles de otra sustancia en la reacción.

En el capítulo 7, vimos que las ecuaciones se balancean en términos de los números de cada tipo de átomo en los reactivos y productos. Sin embargo, cuando se realizan experimentos en el laboratorio o se preparan medicamentos en la farmacia, las muestras contienen tantos átomos y moléculas que resulta imposible contarlos individualmente. Lo que se puede medir certeramente es la masa usando una balanza. Puesto que la masa se relaciona con el número de partículas a través de la masa molar, medir la masa es equivalente a contar el número de partículas o moles.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Estequiometría

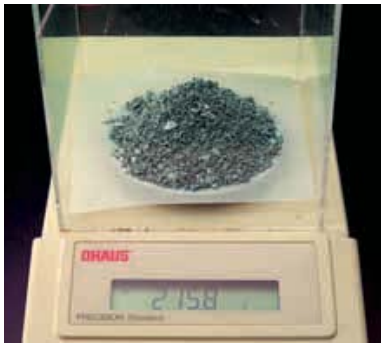
Conservación de masa

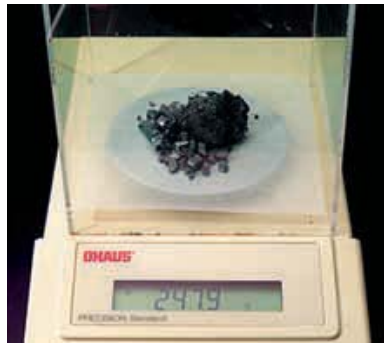
En cualquier reacción química, la cantidad total de materia en los reactivos es igual a la cantidad total de materia en los productos. Si todos los reactivos se pesaran, tendrían una masa total igual a la masa total de los productos. Esto se conoce como la **ley de conservación de la masa**, la cual dice que no hay cambio en la masa total de las sustancias que reaccionan en una reacción química. Por tanto, no se pierde o gana masa conforme las sustancias originales cambian a nuevas sustancias.

Por ejemplo, la plata pierde su lustre cuando reacciona con el azufre para formar sulfuro de plata.

$$2Ag(s) + S(s) \longrightarrow Ag_2S(s)$$

En esta reacción el número de átomos de plata que reacciona es dos veces el número de átomos de azufre. Cuando 200 átomos de plata reaccionan, se requieren 100 átomos de azufre. Sin embargo, por lo general, en esta reacción realmente habría muchos más átomos. Si tratáramos con cantidades molares, los coeficientes en la ecuación se interpretan en términos de moles. Por tanto, 2 moles de plata reaccionan con cada mol de azufre. Dado que la masa molar de cada uno se puede determinar, las cantidades de plata y azufre también se establecen en términos de masa en gramos. Por tanto, una ecuación para una ecuación química se interpreta de muchas formas, como se ve en la tabla 8.1.





$2Ag(s)$ + $S(s)$ ⟶ $Ag_2S(s)$

Masa de reactivos = Masa de productos

Tabla 8.1 Información disponible de una ecuación balanceada

	Reactivos		Productos
Ecuación	**2Ag(*s*)**	+ **S(*s*)**	⟶ **$Ag_2S(s)$**
Átomos	2 átomos de Ag	+ 1 átomo de S	⟶ 1 Ag_2S unidad de fórmula
	200 átomos de Ag	+ 100 átomos de S	⟶ 100 Ag_2S unidades fórmula
Número de Avogadro de átomos	$2(6.022 \times 10^{23})$ átomos de Ag	+ $1(6.022 \times 10^{23})$ átomos de S	⟶ $1(6.022 \times 10^{23})$ Ag_2S unidades fórmula
Moles	2 moles de Ag	+ 1 mol de S	⟶ 1 mol de Ag_2S
Masa (g)	2(107.9 g) Ag	+ 1(32.07 g) S	⟶ 1(247.9 g) Ag_2S
Masa total (g)	247.9 g		⟶ 247.9 g

Problema de muestra 8.1 Conservación de masa

Calcula la masa total de reactivos y productos para la siguiente ecuación cuando reacciona 1 mol de CH_4:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

Solución

Al interpretar los coeficientes en la ecuación como el número de moles de cada sustancia y multiplicar por las respectivas masas molares da la masa total de reactivos y productos.

	Reactivos		Productos
Ecuación	$CH_4(g)$	+ $2O_2(g)$	⟶ $CO_2(g) + 2H_2O(g)$
Moles	1 mol CH_4	+ 2 moles de O_2	⟶ 1 mol CO_2 + 2 moles de H_2O
Masa	16.04 g CH_4	+ 64.00 g O_2	⟶ 44.01 g CO_2 + 36.03 g H_2O
Masa total	80.04 g reactivos		= 80.04 g productos

Comprobación de estudio

Para la siguiente reacción, calcula la masa total de los reactivos y productos cuando reaccionan 4 moles de NH_3:

$$4NH_3(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$$

Factores mol-mol en una ecuación

Cuando el hierro reacciona con azufre, el producto es sulfuro de hierro (III).

$$2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s)$$



Hierro (Fe) + Azufre (S) → Sulfuro de hierro (Fe_2S_3)

$2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s)$

Puesto que la ecuación está balanceada, conocemos las proporciones de hierro y azufre en la reacción. Para esta reacción, vemos que 2 moles de hierro reaccionan con 3 moles de azufre para formar 1 mol de sulfuro de hierro (III). A partir de los coeficientes, escribimos **factores mol-mol** entre reactivos y entre reactivos y productos.

Fe y S: $\dfrac{2 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de S}}$ y $\dfrac{3 \text{ moles de S}}{2 \text{ moles de Fe}}$

Fe y Fe_2S_3: $\dfrac{2 \text{ moles de Fe}}{1 \text{ mol de } Fe_2S_3}$ y $\dfrac{1 \text{ mol de } Fe_2S_3}{2 \text{ moles de Fe}}$

S y Fe_2S_3: $\dfrac{3 \text{ moles de S}}{1 \text{ mol de } Fe_2S_3}$ y $\dfrac{1 \text{ mol de } Fe_2S_3}{3 \text{ moles de S}}$

Problema de muestra 8.2 Escritura de factores mol-mol

Considera la siguiente ecuación balanceada:

$$4Na(s) + O_2(s) \longrightarrow 2Na_2O(s)$$

Escribe los factores mol-mol para

a) Na y O_2 *b*) Na y Na_2O

Solución

a) $\dfrac{4 \text{ moles de Na}}{1 \text{ mol de } O_2}$ y $\dfrac{1 \text{ mol de } O_2}{4 \text{ moles de Na}}$

b) $\dfrac{4 \text{ moles de Na}}{2 \text{ moles de } Na_2O}$ y $\dfrac{2 \text{ moles de } Na_2O}{4 \text{ moles de Na}}$

Comprobación de estudio

Al usar la ecuación en el problema de muestra 8.2, escribe los factores mol-mol para O_2 y Na_2O.

Uso de factores mol-mol en cálculos

Siempre que se prepara una receta o se ajusta un motor para la mezcla adecuada de combustible y aire, o se preparan medicinas en un laboratorio farmacéutico se necesitan conocer las cantidades adecuadas de reactivos a usar y cuánto del producto se formará. Anteriormente escribimos todos los posibles factores de conversión que se obtienen de la ecuación balanceada $2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s)$. Ahora mostraremos cómo se usan los factores mol-mol en cálculos químicos.

Problema de muestra 8.3 **Cálculo de moles de un reactivo**

En la reacción de hierro y azufre, ¿cuántos moles de azufre se necesitan para reaccionar con 1.42 moles de hierro?

$$2Fe(s) + 3S(s) \longrightarrow Fe_2S_3(s).$$

Guía para usar factores molares

PASO 1 Escribe los moles dados y deseados.

PASO 2 Escribe un plan para convertir los moles dados a los deseados.

PASO 3 Usa coeficientes para escribir relaciones y factores mol-mol.

PASO 4 Planteamiento del problema usando el factor molar que cancela los moles dados.

Solución

PASO 1 **Escribe los números de moles dados y deseados.** En este problema necesitamos encontrar el número de moles de S que reaccionan con 1.42 moles de Fe.

Dado 1.42 moles Fe **Deseado** moles de S

PASO 2 **Escribe el plan para convertir lo dado a lo deseado.**

moles de Fe → Factor mol-mol → moles de S

PASO 3 **Usa coeficientes para escribir relaciones y factores mol-mol.** Usa coeficientes para escribir los factores mol-mol para las sustancias dada y deseada.

$$2 \text{ moles de Fe} = 3 \text{ moles de S}$$

$$\frac{2 \text{ moles de Fe}}{3 \text{ moles de S}} \quad \text{y} \quad \frac{3 \text{ moles de S}}{2 \text{ moles de Fe}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema usando el factor mol-mol que cancela los moles dados.** Usa un factor mol-mol para cancelar los moles dados y proporcionar los moles deseados.

$$1.42 \text{ moles de Fe} \times \frac{3 \text{ moles de S}}{2 \text{ moles de Fe}} = 2.13 \text{ moles de S}$$

Esta respuesta está dada a tres cifras significativas porque la cantidad dada, 1.42 moles de Fe, tiene 3 CS. Los valores en el factor mol-mol son exactos.

Comprobación de estudio

Con la ecuación del problema de muestra 8.3, calcula el número de moles de hierro necesarios para reaccionar completamente con 2.75 moles de azufre.

Problema de muestra 8.4 Cálculo de moles de un producto

En una reacción de combustión, el propano (C_3H_8) reacciona con oxígeno. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen cuando reaccionan 2.25 moles de C_3H_8?

$$C_3H_3(g) + 5O_2(s) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

Propano

Solución

PASO 1 **Escribe los moles dados y deseados.** En este problema necesitamos encontrar el número de moles de CO_2 que se producen cuando reaccionan 2.25 moles de C_3H_8.

Dado 2.25 moles C_3H_8 **Deseado** moles de CO_2

PASO 2 **Escribe el plan para convertir lo dado a lo deseado.**

moles de C_3H_8 → Factor mol-mol → moles de CO_2

PASO 3 **Usa coeficientes para escribir relaciones y factores mol-mol.** Usa coeficientes para escribir los factores mol-mol para las sustancias dadas y deseadas.

$$1 \text{ mol } C_3H_8 = 3 \text{ moles de } CO_2$$

$$\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{3 \text{ moles de } CO_2} \text{ y } \frac{3 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema usando el factor mol-mol que cancela los moles dados.** Usa un factor mol-mol para cancelar los moles dados y proporcionar los moles deseados.

$$2.25 \cancel{\text{ moles de } C_3H_8} \times \frac{3 \text{ moles de } CO_2}{1 \cancel{\text{ mol } C_3H_8}} = 6.75 \text{ moles de } CO_2$$

La respuesta se da a tres cifras significativas porque la cantidad dada, 2.25 moles de C_3H_8, tiene 3 CS. Los valores en el factor mol-mol son exactos.

Comprobación de estudio

Con la ecuación del problema de muestra 8.4, calcula el número de moles de oxígeno que deben reaccionar para producir 0.756 moles de agua.

Preguntas y problemas Relaciones molares en ecuaciones químicas

8.1 Da una interpretación de las siguientes ecuaciones en términos de (1) número de partículas y (2) número de moles:

a) $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$

b) $4P(s) + 5O_2(g) \longrightarrow 2P_2O_5(s)$

8.2 Da una interpretación de las siguientes ecuaciones en términos de (1) número de partículas y (2) número de moles:

a) $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$

b) $4HCl(g) + O_2(g) \longrightarrow 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$

8.3 Calcula las masas totales de los reactivos y los productos en cada una de las ecuaciones del problema 8.1.

8.4 Calcula las masas totales de los reactivos y los productos en cada una de las ecuaciones del problema 8.2.

8.5 Escribe todos los factores mol-mol para las ecuaciones mencionadas en el problema 8.1.

8.6 Escribe todos los factores mol-mol para las ecuaciones mencionadas en el problema 8.2.

8.7 La reacción de hidrógeno con oxígeno produce agua.

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$$

a) ¿cuántos moles de O_2 se requieren para reaccionar con 2.0 moles de H_2?
b) si tienes 5.0 moles de O_2, ¿cuántos moles de H_2 se necesitan para la reacción?
c) ¿cuántos moles de H_2O se forman cuando reaccionan 2.5 moles de O_2?

8.8 El amoniaco se produce por la reacción de hidrógeno y nitrógeno.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

Amoniaco

a) ¿cuántos moles de H_2 se necesitan para reaccionar con 1.0 mol de N_2?
b) ¿cuántos moles de N_2 reaccionan si se producen 0.60 moles de NH_3?
c) ¿cuántos moles de NH_3 se producen cuando reaccionan 1.4 moles de H_2?

8.9 Cuando el carbono se calienta con dióxido de azufre se producen disulfuro de carbono y monóxido de carbono.

$$5C_2(s) + 2SO_2(g) \longrightarrow CS_2(l) + 4CO(g)$$

a) ¿cuántos moles de C se necesitan para reaccionar con 0.500 moles de SO_2?
b) ¿cuántos moles de CO se producen cuando reaccionan 1.2 moles de C?
c) ¿cuántos moles de SO_2 se requieren para producir 0.50 moles de CS_2?
d) ¿cuántos moles de CS_2 se producen cuando reaccionan 2.5 moles de C?

8.10 En el soplete de acetileno, el gas acetileno (C_2H_2) se quema en oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

a) ¿cuántos moles de O_2 se necesitan para reaccionar con 2.00 moles de C_2H_2?
b) ¿cuántos moles de CO_2 se producen cuando reaccionan 3.5 moles de C_2H_2?
c) ¿cuántos moles de C_2H_2 se requieren para producir 0.50 moles de H_2O?
d) ¿cuántos moles de CO_2 se producen de 0.100 moles de O_2?

8.2 Cálculos de masa para reacciones

Meta de aprendizaje

Dada la masa en gramos de una sustancia en una reacción, calcular la masa en gramos de otra sustancia en la reacción.

Cuando realizas un experimento químico en el laboratorio usas una balanza especial para obtener cierta masa de reactivo. A partir de la masa en gramos, determinas el número de moles del reactivo. Al usar factores mol-mol, puedes predecir los moles de producto que se producirán. Luego se usa la masa molar del producto para convertir de nuevo los moles en masa en gramos.

Guía para calcular las masas de reactivos y productos en una reacción química

PASO 1
Usa masa molar para convertir gramos dados a moles (si es necesario).

PASO 2
Escribe un factor mol-mol a partir de los coeficientes en la ecuación.

PASO 3
Convertir moles dados a moles de sustancia deseada usando factor mol-mol.

PASO 4
Convertir moles de sustancia deseada a gramos usando masa molar.

Problema de muestra 8.5 Masa de productos a partir de moles de reactivo

En al formación de esmog, el nitrógeno reacciona con oxígeno para producir óxido de nitrógeno. Calcula los gramos de NO producidos cuando reaccionan 2.15 moles de O_2.

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$$

Solución

PASO 1 **Dado** 2.15 moles de O_2 **Deseado** gramos de NO

PASO 2 **Plan**

moles de O_2 → Factor mol-mol → moles de NO → Masa molar → gramos de NO

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** El factor mol-mol que convierte moles de O_2 a moles de NO se deriva de los coeficientes en la ecuación balanceada.

$$1 \text{ mol } O_2 = 2 \text{ moles de NO}$$

$$\frac{2 \text{ moles de NO}}{1 \text{ mol de } O_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles de NO}}$$

$$1 \text{ mol NO} = 30.01 \text{ g}$$

$$\frac{30.01 \text{ g NO}}{1 \text{ mol de NO}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de NO}}{30.01 \text{ g NO}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Primero cambiamos lo dado: 2.15 moles de O_2, a moles de NO.

$$2.15 \text{ moles de } O_2 \times \frac{2 \text{ moles de NO}}{1 \text{ mol de } O_2} = 4.30 \text{ moles de NO}$$

Ahora los moles de NO se convierten a gramos de NO usando su masa molar.

$$4.30 \text{ moles de NO} \times \frac{30.01 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 129 \text{ g NO}$$

Estos dos pasos también se escriben como una secuencia de factores de conversión que conducen a la masa en gramos de NO.

$$2.15 \text{ moles de } O_2 \times \frac{2 \text{ moles de NO}}{1 \text{ mol de } O_2} \times \frac{30.01 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 129 \text{ g NO}$$

Comprobación de estudio

Con la ecuación del problema de muestra 8.5, calcula los gramos de NO que se producen cuando reaccionan 0.734 moles de N_2.



Problema de muestra 8.6 Masa de producto a partir de masa de reactivo

En una reacción de combustión, el acetileno (C_2H_2) se quema con oxígeno.

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen cuando se queman 54.6 g de C_2H_2?

Solución

PASO 1 **Dado** 54.6 g de C_2H_2 **Deseado** gramos de CO_2

PASO 2 **Plan** Una vez convertidos gramos de C_2H_2 a moles de C_2H_2 usando su masa molar, usamos un factor mol-mol para encontrar los moles de CO_2. Entonces la masa molar de CO_2 nos dará los gramos de CO_2.

gramos de C_2H_2 → (Masa molar) → moles de C_2H_2 → (Factor mol-mol) → moles de CO_2 → (Masa molar) → gramos de CO_2

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** Necesitamos la masa molar de C_2H_2 y CO_2. El factor mol-mol que convierte moles de C_2H_2 a moles de CO_2 se deriva de los coeficientes en la ecuación balanceada.

$$1\ \text{mol}\ C_2H_2 = 26.04\ \text{g}$$
$$\frac{26.04\ \text{g}\ C_2H_2}{1\ \text{mol de}\ C_2H_2}\ \text{y}\ \frac{1\ \text{mol de}\ C_2H_2}{26.04\ C_2H_2}$$

$$2\ \text{moles de}\ C_2H_2 = 4\ \text{moles de}\ CO_2$$
$$\frac{4\ \text{moles de}\ C_2H_2}{2\ \text{moles de}\ CO_2}\ \text{y}\ \frac{2\ \text{moles de}\ CO_2}{4\ \text{moles de}\ C_2H_2}$$

$$1\ \text{mol}\ CO_2 = 44.01\ \text{g}$$
$$\frac{44.01\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol de}\ CO_2}\ \text{y}\ \frac{1\ \text{mol de}\ CO_2}{44.01\ \text{g}\ CO_2}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Según el plan, primero convierte gramos de C_2H_2 a moles de C_2H_2.

$$54.6\ \text{g}\ C_2H_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26.04\ \text{g}\ C_2H_2} = 2.10\ \text{moles de}\ C_2H_2$$

Luego cambia moles de C_2H_2 a moles de CO_2 usando el factor mol-mol.

$$2.10\ \text{moles de}\ C_2H_2 \times \frac{4\ \text{moles de}\ CO_2}{2\ \text{moles de}\ C_2H_2} = 4.20\ \text{moles de}\ CO_2$$

Finalmente, puedes convertir moles de CO_2 a gramos de CO_2.

$$4.20\ \text{moles de}\ CO_2 \times \frac{44.01\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 185\ \text{g}\ CO_2$$

La solución se obtiene usando los factores de conversión en secuencia.

$$54.6\ \text{g}\ C_2H_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26.04\ \text{g}\ C_2H_2} \times \frac{4\ \text{moles de}\ CO_2}{2\ \text{moles de}\ C_2H_2} \times \frac{44.01\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 185\ \text{g}\ CO_2$$

Comprobación de estudio

Con la ecuación del problema de muestra 8.6, calcula los gramos de CO_2 que se producen cuando reaccionan 25.0 g de O_2.



Problema de muestra 8.7 Cálculo de masa de reactivo

El gas propano, (C_3H_8), un combustible para estufas portátiles y algunos automóviles especialmente equipados, reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para reaccionar con 22.0 g de C_3H_8?

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

Solución

PASO 1 **Dado** 22.0 g de C_3H_8 **Deseado** gramos de O_2

PASO 2 **Plan** Los 22.0 g de C_3H_8 primero se cambian a moles de C_3H_8 usando su masa molar. Luego los moles de C_3H_8 se cambian a moles de O_2, que se pueden convertir a gramos de O_2.

gramos de C_3H_8 → (Masa molar) → moles de C_3H_8 → (Factor mol-mol) → moles de O_2 → (Masa molar) → gramos de O_2

PASO 3 **Equalities/Conversion Factors**

$$\frac{1\text{ mol } C_3H_8 = 44.09\text{ g}}{44.09\text{ g } C_3H_8 \;/\; 1\text{ mol de } C_3H_8} \text{ y } \frac{1\text{ mol de } C_3H_8}{44.09\text{ g } C_3H_8}$$

$$\frac{1\text{ mol } C_3H_8 = 5\text{ mol } O_2}{1\text{ mol de } C_3H_8 \;/\; 5\text{ moles de } O_2} \text{ y } \frac{5\text{ moles de } O_2}{1\text{ mol de } C_3H_8}$$

$$\frac{1\text{ mol } O_2 = 32.00\text{ g}}{32.00\text{ g } O_2 \;/\; 1\text{ mol de } O_2} \text{ y } \frac{1\text{ mol de } O_2}{32.00\text{ g } O_2}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Usa una secuencia de tres factores para convertir gramos de C_3H_8 a gramos de O_2.

$$22.0\text{ g } \cancel{C_3H_8} \times \frac{1\text{ } \cancel{\text{mol } C_3H_8}}{44.09\text{ g } \cancel{C_3H_8}} \times \frac{5\text{ } \cancel{\text{moles de } O_2}}{1\text{ } \cancel{\text{mol de } C_3H_8}} \times \frac{32.00\text{ g } O_2}{1\text{ } \cancel{\text{mol } O_2}} = 79.8\text{ g } O_2$$

Comprobación de estudio

Con la ecuación del problema de muestra 8.7, calcula los gramos de C_3H_8 que se necesitan para producir 15.0 g de H_2O.

Preguntas y problemas Cálculos de masa en reacciones

8.11 El sodio reacciona con oxígeno para producir óxido de sodio.

$$4Na(s) + O_2(g) \longrightarrow 2Na_2O(s)$$

a) ¿cuántos gramos de Na_2O se producen cuando reaccionan 2.50 moles de Na?
b) si tienes 18.0 g de Na, ¿cuántos gramos de O_2 se requieren para la reacción?
c) ¿cuántos gramos de O_2 se necesitan en una reacción que produce 75.0 g de Na_2O?

8.12 El gas nitrógeno reacciona con gas hidrógeno para producir amoniaco mediante la siguiente ecuación:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

a) si tienes 1.80 moles de H_2, ¿cuántos gramos de NH_3 se producen?
b) ¿cuántos gramos de H_2 se necesitan para reaccionar con 2.80 g de N_2?
c) ¿cuántos gramos de NH_3 se producen a partir de 12.0 g de H_2?

8.13 El amoniaco y el oxígeno reaccionan para formar nitrógeno y agua.

$$4NH_2(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$$

Amoniaco

a) ¿cuántos gramos de O_2 se necesitan para reaccionar con 8.00 moles de NH_3?
b) ¿cuántos gramos de N_2 se producen cuando reaccionan 6.50 g de O_2?
c) ¿cuántos gramos de agua se forman a partir de la reacción de 34.0 g de NH_3?

8.14 El óxido de hierro (III) reacciona con carbono para dar hierro y monóxido de carbono.

$$Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO(g)$$

a) ¿cuántos gramos de C se requieren para reaccionar con 2.50 moles de Fe_2O_3?
b) ¿cuántos gramos de CO se producen cuando reaccionan 36.0 g de C?
c) ¿cuántos gramos de Fe se producen cuando reaccionan 6.00 g de Fe_2O_3?

8.15 El dióxido de nitrógeno y agua reaccionan para producir ácido nítrico, HNO_3, y óxido de nitrógeno.

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(ac) + NO(g)$$

a) ¿cuántos gramos de H_2O se requieren para reaccionar con 28.0 g de NO_2?
b) ¿cuántos gramos de NO se obtienen a partir de 15.8 g de NO_2?
c) ¿cuántos gramos de HNO_3 se producen a partir de 8.25 g de NO_2?

8.16 La cianamida cálcica reacciona con agua para formar carbonato de calcio y amoniaco.

$$CaCN_2(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow CaCO_2(s) + 2NH_3(g)$$

a) ¿cuántos gramos de agua se necesitan para reaccionar con 75.0 g de $CaCN_2$?
b) ¿cuántos gramos de NH_3 se producen a partir de 5.24 g de $CaCN_2$?
c) ¿cuántos gramos de $CaCO_3$ se forman si reaccionan 155 g de agua?

8.17 Cuando el mineral sulfuro de plomo (II) se quema en oxígeno, los productos son óxido de plomo (II) y dióxido de azufre.
a) escribe la ecuación balanceada para la reacción
b) ¿cuántos gramos de oxígeno se requieren para reaccionar con 0.125 moles de sulfuro de plomo (II)?
c) ¿cuántos gramos de dióxido de azufre se producen cuando reaccionan 65.0 g de sulfuro de plomo (II)?
d) ¿cuántos gramos de sulfuro de plomo (II) se usan para producir 128 g de óxido de plomo (II)?

8.18 Cuando los gases sulfuro de dihidrógeno y oxígeno reaccionan, forman los gases dióxido de azufre y vapor de agua.
a) escribe la ecuación balanceada para la reacción
b) ¿cuántos gramos de oxígeno se requieren para reaccionar con 2.50 g de sulfuro de dihidrógeno?
c) ¿cuántos gramos de dióxido de azufre se producen cuando reaccionan 38.5 g de oxígeno?
d) ¿cuántos gramos de oxígeno se requieren para producir 55.8 g de vapor de agua?

8.3 Reactivos limitantes

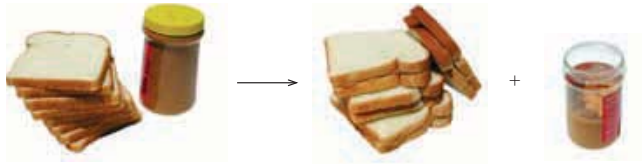
Meta de aprendizaje

Identificar el reactivo limitante cuando se dan las cantidades de dos o más reactivos; calcular la cantidad de producto formado a partir del reactivo limitante.

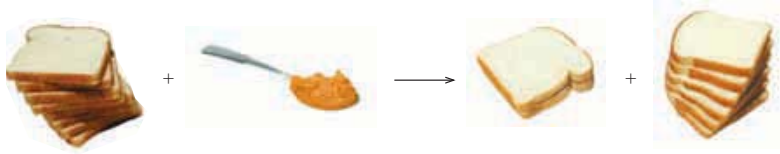
Cuando haces un sándwich de mantequilla de cacahuate para el desayuno, necesitas 2 rebanadas de pan y 1 cucharada de mantequilla de cacahuate para cada sándwich. Como ecuación lo escribirías:

2 rebanadas de pan + 1 cucharada de mantequilla de cacahuate ⟶ 1 sándwich de mantequilla de cacahuate

Si tienes 8 rebanadas de pan y un frasco de mantequilla de cacahuate, se te acabará el pan después de hacer 4 sándwiches. No puedes hacer más sándwiches una vez que se agote el pan, aun cuando haya mucha mantequilla de cacahuate en el frasco. El número de rebanadas de pan limitó el número de sándwiches. Otro día puedes tener 8 rebanadas de pan, pero sólo una cucharada de mantequilla de cacahuate en el frasco. La mantequilla de cacahuate se acabará después de hacer sólo 1 sándwich y te quedarán 6 rebanadas de pan. La pequeña cantidad de mantequilla de cacahuate disponible limitó el número de sándwiches. Esta vez la cantidad de mantequilla de cacahuate está limitada.



8 rebanadas de pan + 1 frasco de mantequilla de cacahuate — hace — 4 sándwiches de mantequilla de cacahuate + sobra mantequilla de cacahuate



8 rebanadas de pan + 1 cucharada de mantequilla de cacahuate — hace — 1 sándwich de mantequilla de cacahuate + 6 sobran 6 rebanadas de pan

De forma similar, la disponibilidad de reactivos en una reacción química puede limitar la cantidad de producto que se forma. En muchas reacciones, los reactivos no se combinan en cantidades que permitan a cada uno acabarse exactamente al mismo tiempo. Entonces un reactivo se acaba antes que el otro. El reactivo que se acaba por completo en la reacción se llama **reactivo limitante**. El otro reactivo, llamado **reactivo en exceso**, sobrará. En la última analogía, el frasco de la mantequilla de cacahuate era el reactivo limitante y el pan el reactivo en exceso.

Pan	Mantequilla de cacahuate	Sándwiches	Limitante	Exceso
1 barra (20 rebanadas)	1 cucharada	1	Mantequilla de cacahuate	Pan
4 rebanadas	1 frasco lleno	2	Pan	Mantequilla de cacahuate
8 rebanadas	1 frasco lleno	4	Pan	Mantequilla de cacahuate

Problema de muestra 8.8 **Reactivos limitantes**

Vas a dar una fiesta. En tu lavavajillas hay 10 cucharas, 8 tenedores y 6 cuchillos. Si cada lugar en la mesa requiere 1 cuchara, 1 tenedor y 1 cuchillo, ¿a cuántas personas puedes servir?



Solución

Puedes colocar lugares hasta que se te agoten los cubiertos.

1 cuchara + 1 tenedor + 1 cuchillo = 1 lugar

El número de lugares a partir de cada cubierto es

$$10 \text{ cucharas} \times \frac{1 \text{ lugar}}{1 \text{ cuchara}} = 10 \text{ lugares}$$

$$8 \text{ tenedores} \times \frac{1 \text{ lugar}}{1 \text{ tenedor}} = 8 \text{ lugares}$$

$$6 \text{ cuchillos} \times \frac{1 \text{ lugar}}{1 \text{ cuchillo}} = 6 \text{ lugares (menor número de lugares)}$$

El cubierto limitante es 6 cuchillos, que limita tu fiesta a 6 lugares. Por tanto, en la fiesta puede haber 5 invitados y tú mismo.

Comprobación de estudio

Tienes una tienda donde vendes partes para bicicleta. Si hay 45 ruedas y 18 asientos, ¿cuántas bicicletas puedes armar?

Cálculo de moles de producto a partir de un reactivo limitante

Las analogías de los reactivos limitantes cotidianos también se aplican a las sustancias en una reacción química. Considera la reacción en la que hidrógeno y cloro forman cloruro de hidrógeno.

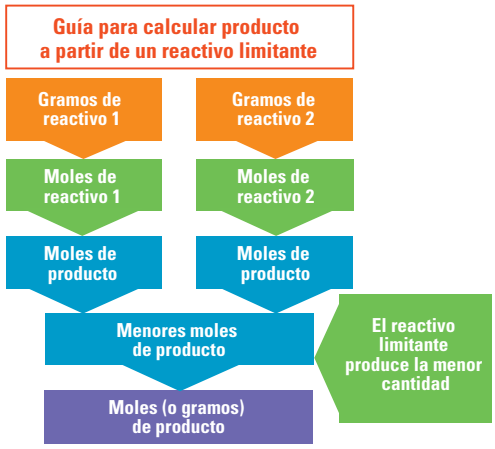
$$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2HCl(g)$$

Supón que la mezcla de reacción contiene 2 moles de H_2 y 5 moles de Cl_2. A partir de la ecuación, vemos que 1 mol de H_2 reacciona con 1 mol de Cl_2 para producir 2 moles de HCl. Los factores mol-mol para estas relaciones se escriben como

$$\frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de } H_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ moles de HCl}} = 1$$

$$\frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de } Cl_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{2 \text{ moles de HCl}} = 1$$

Ahora necesitamos calcular la cantidad de producto que es posible a partir de cada uno de los reactivos. Se busca el reactivo limitante, que es el que produce la menor cantidad de producto.



Moles de HCl a partir de H_2

$$2 \text{ moles de } H_2 \times \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de } H_2} = 4 \text{ moles de HCl (menor cantidad de producto)}$$

Moles de HCl a partir de Cl_2

$$5 \text{ moles de } Cl_2 \times \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de } Cl_2} = 10 \text{ moles de HCl (no es posible)}$$

En esta mezcla de reacción, H_2 es el reactivo limitante porque reacciona para producir 4 moles de HCl, la menor cantidad. Cuando 2 moles de H_2 se agotan, la reacción se detiene. El reactivo en exceso son los 3 moles de Cl_2 que quedan en la mezcla que no pueden reaccionar. Es posible mostrar los cambios en cada reactivo y el producto del modo siguiente.

	Reactivos			Producto
Ecuación	**H_2**	**+**	**Cl_2** $\longrightarrow$	**2HCl**
Moles iniciales	2 moles		5 moles	0
Moles usados/formados	−2 moles		−2 moles	+4 moles
Moles sobrantes	0		3 moles	4 moles
Identificar como	Reactivo limitante		Reactivo en exceso	Producto posible

Problema de muestra 8.9 Moles de producto a partir del reactivo limitante

Considera la reacción para la síntesis de metanol (CH_3OH).

$$CO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(g)$$

En el laboratorio se combinan 3.00 moles de CO y 5.00 moles de H_2. Calcula el número de moles de CH_3OH que se forman e identifica al reactivo limitante.

Solución

PASO 1 **Dado** 3.00 moles de CO y 5.00 moles de H_2
Deseado moles de CH_3OH

PASO 2 **Plan** Podemos determinar el reactivo limitante y el reactivo en exceso al calcular los moles de metanol que cada reactivo produciría si se usara todo. El número real de moles de CH_3OH producido es del reactivo que produce el menor número de moles.

moles de CO → Factor mol-mol → moles de CH_3OH

moles de H_2 → Factor mol-mol → moles de CH_3OH

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** Los factores mol-mol necesarios se obtienen de la ecuación.

$$1 \text{ mol de CO} = 1 \text{ mol de } CH_3OH \qquad \frac{1 \text{ mol de } CH_3OH}{1 \text{ mol de CO}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de } CH_3OH}$$

$$2 \text{ moles de } H_2 = 1 \text{ mol de } CH_3OH \qquad \frac{1 \text{ mol de } CH_3OH}{2 \text{ moles de } H_2} \text{ y } \frac{2 \text{ moles de } H_2}{1 \text{ mol de } CH_3OH}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Los moles de CH_3OH de cada reactivo se determinan en cálculos separados.

$$3.00 \text{ moles de CO} \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{1 \text{ } \cancel{\text{mol CO}}} = 3.00 \text{ moles de } CH_3OH$$

$$5.00 \text{ moles de } H_2 \times \frac{1 \text{ mol de } CH_3OH}{2 \text{ } \cancel{\text{moles de } H_2}} = 2.50 \text{ moles de } CH_3OH \text{ (menor cantidad)}$$

La menor cantidad (2.5 moles de CH_3OH) es todo el metanol que se puede producir. Por tanto, H_2 es el reactivo limitante y CO es el reactivo en exceso.

	Reactivos			Producto
Ecuación	**CO**	**+**	**$2H_2$** →	**CH_3OH**
Moles iniciales	3.0 moles		5.0 moles	0
Moles usados/formados	−2.5 moles		−5.0 moles	+2.5 moles
Moles sobrantes	0.5 moles		0 moles	2.5 moles
Identificar como	Reactivo en exceso		Reactivo limitante	Producto posible

Comprobación de estudio

Considera la reacción para la formación de óxido de cobre (II) a partir de óxido de cobre (I).

$$2Cu_2O(s) + O_2(g) \longrightarrow 4CuO(s)$$

Completa la siguiente tabla para las cantidades de reactivos y productos si reaccionan 5.0 moles de óxido de cobre (I) y 2.0 moles de oxígeno.

	Reactivos			Producto
Ecuación	$2Cu_2O$	+	O_2 →	4CuO
Moles iniciales	5.0 mol		2.0 mol	0 mol
Moles usados/formados				
Moles sobrantes				
Identificar como				

Cálculo de masa de producto a partir de un reactivo limitante

Las cantidades de las sustancias en una reacción también se presentan en gramos. Los cálculos para identificar el reactivo limitante son los mismos que antes, pero primero se deben convertir a moles los gramos de cada reactivo. Una vez determinado el reactivo limitante, los moles de producto posible se convierten a gramos usando masa molar. Este cálculo se muestra en los problemas de muestra 8.10 y 8.11.

Problema de muestra 8.10 **Masa de producto a partir de un reactivo limitante**

El monóxido de carbono y el gas hidrógeno reaccionan para formar metanol, CH_3OH.

$$CO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(l)$$

Si reaccionan 48.0 g de CO y 10.0 g de H_2, ¿cuántos gramos de metanol se producirían?

Solución

PASO 1 **Dado** 48.0 g de CO y 10.0 g de H_2 **Deseado** gramos de CH_3OH

PASO 2 **Plan** Convierte los gramos de cada reactivo a moles y calcula los moles de CH_3OH que cada reactivo puede producir. Luego convierte el número de moles de CH_3OH del reactivo limitante a gramos de CH_3OH usando masa molar.

48.0 g CO → (Masa molar) → moles CO → (Factor mol-mol) → moles CH_3OH (si es menor) → (Masa molar) → gramos CH_3OH

o

10.0 g H_2 → (Masa molar) → moles H_2 → (Factor mol-mol) → moles CH_3OH (si es menor) → (Masa molar) → gramos CH_3OH

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1 \text{ mol de CO} = 28.01 \text{ g CO} \qquad \frac{1 \text{ mol CO}}{28.01 \text{ g CO}} \text{ y } \frac{28.01 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}}$$

$$1 \text{ mol CO} = 1 \text{ mol } CH_3OH \qquad \frac{1 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol } CH_3OH} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{1 \text{ mol CO}}$$

$$1 \text{ mol } H_2 = 2.016 \text{ g } H_2 \qquad \frac{1 \text{ mol } H_2}{2.016 \text{ g } H_2} \text{ y } \frac{2.016 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2}$$

$$2 \text{ moles de } H_2 = 1 \text{ mol } CH_3OH \qquad \frac{2 \text{ moles de } H_2}{1 \text{ mol } CH_3OH} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{2 \text{ moles de } H_2}$$

$$1 \text{ mol } CH_3OH = 32.04 \text{ g } CH_3OH \qquad \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32.04 \text{ g } CH_3OH} \text{ y } \frac{32.04 \text{ g } CH_3OH}{1 \text{ mol } CH_3OH}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Ahora se pueden determinar los moles de CH_3OH de cada reactivo en cálculos separados.

Moles de CH_3OH producidos a partir de CO

$$48.0 \text{ g } \cancel{CO} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol CO}}}{28.01 \text{ g } \cancel{CO}} \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{1 \text{ } \cancel{\text{mol CO}}} = 1.17 \text{ mol } CH_3OH$$

(menor número de moles)

Moles de CH_3OH producidos a partir de H_2

$$10.0\ \text{g}\ \cancel{\text{H}_2} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol H}_2}}{2.016\ \cancel{\text{g H}_2}} \times \frac{1\ \text{mol CH}_3\text{OH}}{2\ \text{moles de H}_2} = 2.48\ \text{moles de CH}_3\text{OH}$$

Puesto que CO produce el menor número de moles de CH_3OH, CO es el reactivo limitante. Ahora se calculan los gramos de producto CH_3OH a partir de estos reactivos, al convertir los moles de CH_3OH obtenidos de CO a gramos usando masa molar.

$$1.71\ \cancel{\text{mol CH}_3\text{OH}} \times \frac{32.04\ \text{g CH}_3\text{OH}}{1\ \cancel{\text{mol CH}_3\text{OH}}} = 54.8\ \text{g CH}_3\text{OH}$$

Comprobación de estudio

El sulfuro de hidrógeno se quema con oxígeno para dar dióxido de azufre y agua. ¿Cuántos moles de dióxido de azufre se forman a partir de la reacción de 0.250 moles de H_2S y 0.300 moles de O_2?

$$2H_2S(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2SO_2(g) + 2H_2O(g)$$

Problema de muestra 8.11 Masa de producto a partir del reactivo limitante

Amoniaco y flúor reaccionan para formar tetrafluoruro de dinitrógeno, N_2F_4, y fluoruro de hidrógeno.

$$2NH_3(g) + 5F_2(g) \longrightarrow N_2F_4(g) + 6HF(g)$$

Si reaccionan 5.00 g de NH_3 y 20.0 g de F_2, ¿cuántos gramos de fluoruro de hidrógeno se producen?

Solución

PASO 1 **Dado** 5.00 g de NH_3 y 20.0 g de F_2 **Deseado** gramos de HF

PASO 2 **Plan** Determina el reactivo limitante y el reactivo en exceso al calcular el número posible de moles de HF que produce cada reactivo. Se busca el reactivo que produce el menor número de moles de HF. En este cálculo, los gramos de cada reactivo se convierten a moles y se calcula el número de moles de HF que cada uno producirá. Luego, el número de moles de HF del reactivo limitante, la menor cantidad, se convierten a la masa en gramos de HF usando su masa molar.

5.00 g NH_3	Masa molar	moles NH_3	Factor mol-mol	moles HF (si es menor)	Masa molar	gramos HF
20.0 g F_2	Masa molar	moles F_2	Factor mol-mol	moles HF (si es menor)	Masa molar	gramos HF

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1\ \text{mol de NH}_3}{17.03\ \text{g NH}_3} = \frac{17.03\ \text{g NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3} \quad \text{y} \quad \frac{17.03\ \text{g NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3}$$

$$\frac{2\ \text{moles NH}_3}{6\ \text{moles HF}} = \frac{6\ \text{moles de HF}}{2\ \text{moles de NH}_3} \quad \text{y} \quad \frac{6\ \text{moles de HF}}{2\ \text{moles de NH}_3}$$

$$1\text{ mol } F_2 = 38.00\text{ g } F_2 \qquad \frac{1\text{ mol } F_2}{38.00\text{ g } F_2} \text{ y } \frac{38.00\text{ g } F_2}{1\text{ mol } F_2}$$

$$6\text{ moles de HF} = 5\text{ moles de } F_2 \qquad \frac{5\text{ moles } F_2}{6\text{ moles de HF}} \text{ y } \frac{6\text{ moles de HF}}{5\text{ moles de } F_2}$$

$$1\text{ mol HF} = 20.01\text{ g HF} \qquad \frac{1\text{ mol HF}}{20.01\text{ g HF}} \text{ y } \frac{20.01\text{ g HF}}{1\text{ mol HF}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Los moles de HF de cada reactivo se determinan en cálculos separados.

$$5.00\text{ g } \cancel{NH_3} \times \frac{1\text{ } \cancel{\text{mol } NH_3}}{17.03\text{ g } \cancel{NH_3}} \times \frac{6\text{ mol HF}}{2\text{ } \cancel{\text{mol } NH_3}} = 0.881\text{ moles de HF}$$

$$20.0\text{ g } \cancel{F_2} \times \frac{1\text{ } \cancel{\text{mol } F_2}}{38.00\text{ g } \cancel{F_2}} \times \frac{6\text{ mol HF}}{5\text{ } \cancel{\text{mol } F_2}} = \textbf{0.632 moles de HF (menor número de moles)}$$

El reactivo limitante es F_2 porque produce el menor número de moles de producto HF. A continuación, la cantidad del producto, HF, se convierte de moles a gramos usando su masa molar.

$$0.632\text{ } \cancel{\text{mol HF}} \times \frac{20.01\text{ g HF}}{1\text{ } \cancel{\text{mol HF}}} = 12.6\text{ g HF}$$

Comprobación de estudio

Cuando dióxido de silicio (arena) y carbono se calientan, se producen el material cerámico carburo de silicio, SiC, y monóxido de carbono. ¿Cuántos gramos de SiC se forman a partir de 20.0 g de SiO_2 y 50.0 g de C?

$$SiO_2(s) + 3C(s) \xrightarrow{\text{Calor}} SiC(s) + 2CO(g)$$

Preguntas y problemas — Reactivos limitantes

8.19 Una compañía de taxis tiene 10 taxis.
a) cierto día, sólo 8 choferes se presentan a trabajar. ¿Cuántos taxis se pueden usar para llevar pasajeros?
b) otro día, 10 choferes llegan a trabajar, pero 3 taxis están en el taller. ¿Cuántos taxis se pueden utilizar?

8.20 Un relojero tiene 15 carátulas de reloj. Cada reloj requiere 1 carátula y 2 manecillas.
a) si el relojero también tiene 42 manecillas, ¿cuántos relojes puede armar?
b) si el relojero sólo tiene 8 manecillas, ¿cuántos relojes puede armar?

8.21 Nitrógeno e hidrógeno reaccionan para formar amoniaco.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

Determina el reactivo limitante en cada una de las siguientes mezclas:
a) 3.0 moles de N_2 y 5.0 moles de H_2
b) 8.0 moles de N_2 y 4.0 moles de H_2
c) 3.0 moles de N_2 y 12.0 moles de H_2

8.22 Hierro y oxígeno reaccionan para formar óxido de hierro (III).

$$4Fe(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

Determina el reactivo limitante en cada una de las siguientes mezclas:
a) 2.0 moles de Fe y 6.0 moles de O_2
b) 5.0 moles de Fe y 4.0 moles de O_2
c) 16.0 moles de Fe y 20.0 moles de O_2

8.23 Para cada una de las siguientes reacciones, calcula los moles del producto indicado formados cuando se usan 2.00 moles de cada reactivo:
a) $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$ (SO_3)
b) $3Fe(s) + 4H_2O(l) \longrightarrow Fe_3O_4(s) + 4H^2(g)$ (Fe_2O_4)
c) $C_7H_{16}(g) + 110_2(g) \longrightarrow 7CO_2(g) + 8H_2O(g)$ (CO_2)

8.24 Para cada una de las siguientes reacciones, calcula los moles del producto indicado formados cuando se usan 3.00 moles de cada reactivo:

a) $4Li(s) + O_2(s) \longrightarrow 2Li_2O_2(s)$ (Li_2O)

b) $Fe_2O_3(s) + 3H_2(g) \longrightarrow 2Fe(s) + 3H_2O(l)$ (Fe)

c) $Al_2S_3(s) + 6H_2O(l) \longrightarrow 2A1(OH)_3(ac) + 3H_2S(g)$ (H_2S)

8.25 Para cada una de las siguientes reacciones, calcula los moles del producto indicado formados cuando se usan 20.0 g de cada reactivo:

a) $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$ $(AlCl_3)$

b) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$ (H_2O)

c) $CS_2(g) + 3O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2SO_2(g)$ (SO_2)

8.26 Para cada una de las siguientes reacciones, calcula los moles del producto indicado formados cuando se usan 20.0 g de cada reactivo:

a) $4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$ (Al_2O_3)

b) $3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(ac) + NO(g)$ (HNO_3)

c) $4NH_3(g) + SO_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$ (H_2O)

Meta de aprendizaje

Dada la cantidad real de producto, determinar el rendimiento porcentual para una reacción.

8.4 Rendimiento porcentual

Hasta este punto hemos realizado cálculos considerando que la cantidad de producto es la máxima cantidad posible o 100%. En otras palabras, supusimos que todos los reactivos cambiaban completamente a productos. Aunque esta sería una situación ideal, por lo general no ocurre. Cuando se realiza una reacción y los productos se colocan de un contenedor a otro, parte del producto se pierde. También puede haber reacciones colaterales que agotan alguno de los reactivos para dar un producto diferente. Por tanto, en un experimento verdadero, realmente nunca se obtiene la cantidad predicha del producto deseado.

Supón que se corre una reacción química en el laboratorio. Primero medimos cantidades específicas de los reactivos y los colocamos en un matraz de reacción. Luego calculamos **la producción** o **rendimiento teórico** para la reacción, que es la cantidad de producto que podríamos esperar si todos los reactivos se convirtieran en producto, de acuerdo con las razones molares de la ecuación. La **producción** o **rendimiento real** es la cantidad de producto que recolectamos cuando termina la reacción. Puesto que parte del producto se pierde, el rendimiento real siempre es menor que el rendimiento teórico. Si conocemos el rendimiento real y el rendimiento teórico de un producto, podemos expresar la producción real como **rendimiento porcentual**

$$\text{Rendimiento porcentual (\%)} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100\%$$

Guía para calcular el rendimiento porcentual

PASO 1 Escribe las cantidades dadas y deseadas

PASO 2 Escribe un plan para calcular la producción teórica y el rendimiento porcentual.

PASO 3 Escribe la masa molar para el reactivo y el factor mol-mol a partir de la ecuación balanceada.

PASO 4 Resuelve para la razón del rendimiento porcentual al dividir la producción real (dada) entre la producción teórica × 100.



Problema de muestra 8.12 Cálculo del rendimiento porcentual

En una nave espacial, el LiOH se usa para absorber el CO_2 exhalado del aire respirado para formar $LiHCO_3$.

$$LiOH(s) + CO_2(g) \longrightarrow LiHCO_3(s)$$

¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción, si 50.0 g de LiOH dan 72.8 g de $LiHCO_3$?

Solución

PASO 1 **Dado** 50.0 g de LiOH y 72.8 g de $LiHCO_3$ (realmente producido)
Deseado producción % de $LiHCO_3$

PASO 2 **Plan**

Cálculo de producción teórica:

$$50.0\text{ g LiOH} \xrightarrow{\text{Masa molar}} \text{moles LiOH} \xrightarrow{\text{Factor mol-mol}} \text{moles } LiHCO_3 \xrightarrow{\text{Masa molar}} \text{gramos } LiHCO_3$$

Cálculo de rendimiento porcentual:

$$\frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100\%$$

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1\text{ mol LiOH}}{23.95\text{ g LiOH}} \text{ y } \frac{23.95\text{ g LiOH}}{1\text{ mol LiOH}} \quad (1\text{ mol LiOH} = 23.95\text{ g LiOH})$$

$$\frac{1\text{ mol } LiHCO_3}{1\text{ mol LiOH}} \text{ y } \frac{1\text{ mol LiOH}}{1\text{ mol } LiHCO_3} \quad (1\text{ mol } LiHCO_3 = 1\text{ mol LiOH})$$

$$\frac{67.96\text{ g } LiHCO_3}{1\text{ mol } LiHCO_3} \text{ y } \frac{1\text{ mol } LiHCO_3}{67.96\text{ g } LiHCO_3} \quad (1\text{ mol } LiHCO_3 = 67.96\text{ g } LiHCO_3)$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

Cálculo de producción teórica:

$$50.0\text{ g } \cancel{\text{LiOH}} \times \frac{1\text{ } \cancel{\text{mol LiOH}}}{23.95\text{ g } \cancel{\text{LiOH}}} \times \frac{1\text{ } \cancel{\text{mol } LiHCO_3}}{1\text{ } \cancel{\text{mol LiOH}}} \times \frac{67.96\text{ g } LiHCO_3}{1\text{ } \cancel{\text{mol } LiHCO_3}} = 142\text{ g } LiHCO_3$$

Cálculo de rendimiento porcentual:

$$\frac{\text{Producción real (dada)}}{\text{Producción teórica (calculada)}} \times 100\% \quad \frac{72.8\text{ g } LiHCO_3}{142\text{ g } LiHCO_3} \times 100\% = 51.3\%$$

Un rendimiento porcentual de 51.3% significa que en realidad se produjeron por la reacción 72.8 g de la cantidad teórica de 142 g de $LiHCO_3$.

Comprobación de estudio

Para la reacción en el problema de muestra 8.12, ¿cuál es el rendimiento porcentual si 8.00 g de CO_2 producen 10.5 g de $LiHCO_3$?

Preguntas y problemas Rendimiento porcentual

8.27 El disulfuro de carbono se produce mediante la reacción de carbono y dióxido de azufre.

$$5C(s) + 2SO_2(g) \longrightarrow CS_2(g) + 4CO(g)$$

a) ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción, si 40.0 g de carbono producen 36.0 g de disulfuro de carbono?

b) ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción, si 32.0 g de dióxido de azufre producen 12.0 g de disulfuro de carbono?

8.28 El óxido de hierro (III) reacciona con monóxido de carbono para producir hierro y dióxido de carbono.

$$Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$$

a) ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción, si 65.0 g de óxido de hierro (III) producen 15.0 g de hierro?

b) ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción, si 75.0 g de monóxido de carbono producen 15.0 g de dióxido de carbono?

8.29 El aluminio reacciona con oxígeno para producir óxido de aluminio.

$$4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$$

La reacción de 50.0 g de aluminio y suficiente oxígeno tiene una producción de 75.0%. ¿Cuántos gramos de óxido de aluminio se producen?

8.30 El propano (C_3H_8) se quema en oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$

Calcula la masa de CO_2 que se produce si la reacción de 45.0 g de propano y suficiente oxígeno tiene una producción de 60.0%.

8.31 Cuando 30.0 g de carbono se calientan con dióxido de silicio, se producen 28.2 g de monóxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de esta reacción?

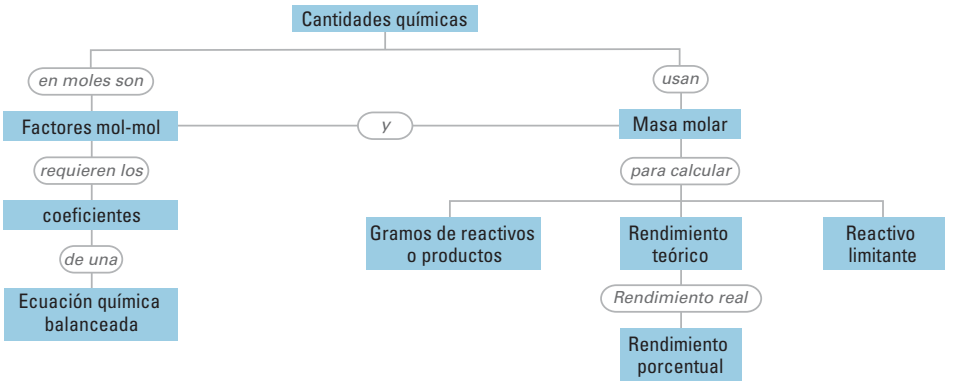
$$SiO_2(g) + 3C(s) \longrightarrow SiC(g) + 2CO(g)$$

8.32 Calcio y nitrógeno reaccionan para formar nitruro de calcio.

$$3Ca(s) + N_2(g) \longrightarrow Ca_3N_2(s)$$

Si 56.6 g de calcio se mezclan con gas nitrógeno y se producen 32.4 g de nitruro de calcio, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

Mapa conceptual **Cantidades químicas en reacciones**



Repaso del capítulo

8.1 Relaciones molares en ecuaciones químicas

En una ecuación balanceada, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Los coeficientes en una ecuación que describen la relación entre los moles de cualesquiera dos componentes se usan para escribir factores mol-mol. Cuando se conoce el número de moles para una sustancia, se usa un factor mol-mol para encontrar los moles de una sustancia diferente en la reacción.

8.2 Cálculos de masa para reacciones

En cálculos que usan ecuaciones se emplean las masas molares de las sustancias y sus factores molares para cambiar el número de gramos de una sustancia a los correspondientes gramos de una sustancia diferente.

8.3 Reactivos limitantes

Un reactivo limitante es el que produce la menor cantidad de producto, mientras queda algo de reactivo en exceso. Cuando se proporciona la masa de dos o más reactivos, la masa de un producto se calcula a partir del producto producido por el reactivo limitante.

8.4 Rendimiento porcentual

El rendimiento porcentual de una reacción indica el porcentaje de producto que realmente se produce durante una reacción. El rendimiento porcentual se calcula al dividir el rendimiento real en gramos de un producto entre el rendimiento teórico en gramos.

Términos clave

factor mol-mol Factor de conversión que relaciona el número de moles de dos compuestos en una ecuación derivada de sus coeficientes.

ley de conservación de masa En una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total del producto; la materia ni se pierde ni se gana.

reactivo en exceso Reactivo que sobra cuando el reactivo limitante se agota en una reacción.

reactivo limitante Reactivo que se agota durante una reacción química y limita la cantidad de producto que puede formar.

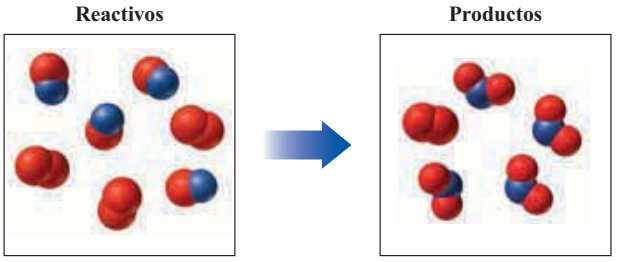
rendimiento porcentual Razón del rendimiento real de una reacción al rendimiento teórico posible para la reacción.

rendimiento real Cantidad real de producto producida por una reacción.

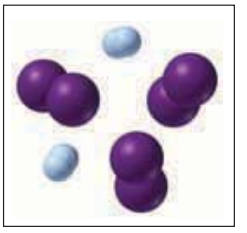
rendimiento teórico Máxima cantidad de producto que puede producir una reacción a partir de una cantidad dada de reactivo.

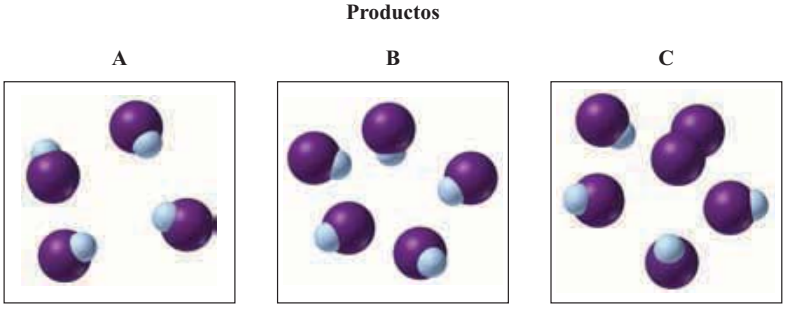
Comprensión de conceptos

8.33 Si las esferas rojas representan átomos de oxígeno y las azules átomos de nitrógeno.
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción
b) identifica el reactivo limitante

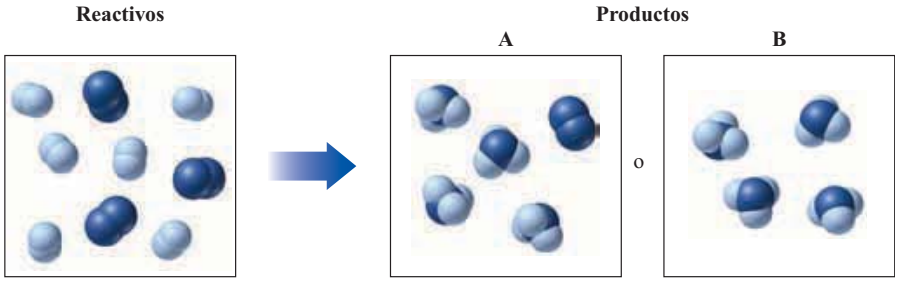


8.34 Si las esferas moradas representan átomos de yodo y las azul claro átomos de hidrógeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada
b) identifica el diagrama que muestra los productos que resultan

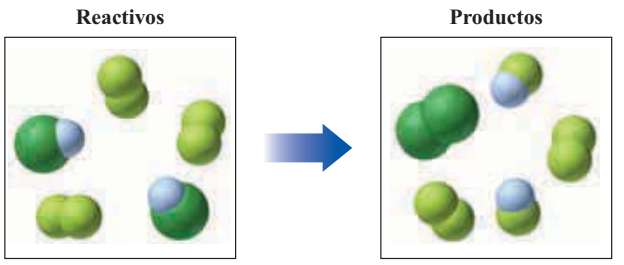




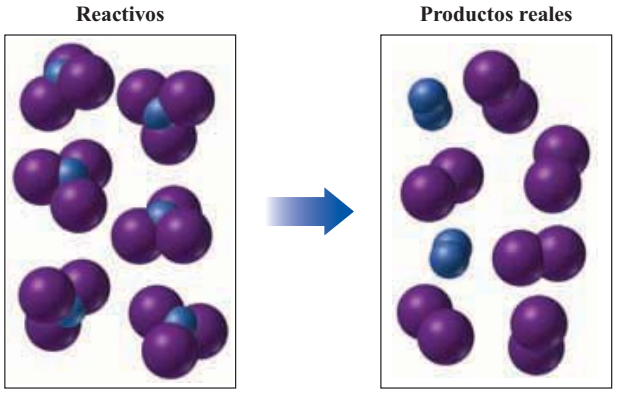
8.35 Si las esferas azul oscuro representan átomos de nitrógeno y las azul claro átomos de hidrógeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada
b) identifica el diagrama que muestra los productos que resultan



8.36 Si las esferas verdes representan átomos de cloro, las amarillo verdoso átomos de flúor y las azul claro representan átomos de hidrógeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada
b) identifica el reactivo limitante

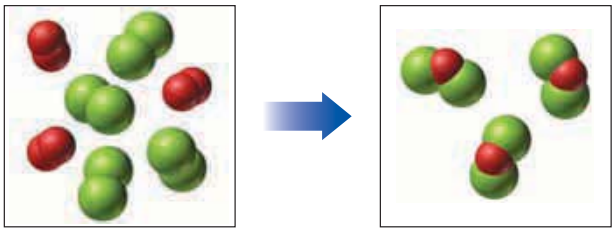


8.37 Si las esferas azules representan átomos de nitrógeno y las moradas átomos de yodo,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada
b) del diagrama de los productos reales que resultan, calcula el rendimiento porcentual para la reacción



8.38 Si las esferas verdes representan átomos de cloro y las rojas átomos de oxígeno,
a) escribe una ecuación balanceada para la reacción representada.
b) identifica el reactivo limitante.
c) a partir del diagrama de los productos reales que resultan, calcula el rendimiento porcentual para la reacción.

Reactivos **Productos reales**



Preguntas y problemas adicionales

8.39 En una bodega de vinos, la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en las uvas experimenta fermentación para producir etanol (C_2H_6O) y dióxido de carbono.

$$\underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow 2\underset{\text{Etanol}}{C_2H_6O} + 2CO_2$$

a) ¿cuántos moles de glucosa se requieren para formar 124 g de etanol?
b) ¿cuántos gramos de etanol se formarían a partir de la reacción de 0.240 kg de glucosa?

8.40 El gasohol es un combustible que contiene etanol (C_2H_6O) que se quema en oxígeno (O_2) para dar dióxido de carbono y agua.
a) establece los reactivos y productos para esta reacción en la forma de una ecuación balanceada.
b) ¿cuántos moles de O_2 se necesitan para reaccionar completamente con 4.0 moles de C_2H_6O?
c) si un automóvil produce 88 g de CO_2, ¿cuántos gramos de O_2 se agotan en la reacción?
d) si agregas 125 g de C_2H_6O a tu gasolina, ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O se pueden producir?

8.41 Balancea la siguiente ecuación:

$$NH_3(g) + F_2(g) \longrightarrow N_2F_4(g) + HF(g)$$

a) ¿cuántos moles de cada reactivo se necesitan para producir 4.00 moles de HF?
b) ¿cuántos gramos de F_2 se requieren para reaccionar con 1.50 moles de NH_3?
c) ¿cuántos gramos de N_2F_4 se pueden producir cuando reaccionan 3.40 g de NH_3?

8.42 El gas propano, C_3H_8, reacciona con oxígeno para producir agua y dióxido de carbono. El propano tiene una densidad de 2.02 g/L a temperatura ambiente.

$$\underset{\text{Propano}}{C_3H_8(g)} + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$$

a) ¿cuántos moles de agua se forman cuando reaccionan completamente 5.00 L de gas propano (C_3H_8)?
b) ¿cuántos gramos de CO_2 se producen a partir de 18.5 g de gas oxígeno y propano en exceso?
c) ¿cuántos gramos de H_2O se pueden producir a partir de la reacción de 8×10^{22} moléculas de gas propano, C_3H_8?

8.43 Cuando una mezcla de 12.8 g de Na y 10.2 g de Cl_2 reacciona, ¿cuál es la masa de NaCl que se produce?

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

8.44 Si una mezcla de 35.8 g de CH_4 y 75.5 g de S reacciona, ¿cuántos gramos de H_2S se producen?

$$CH_4(g) + 4S(g) \longrightarrow CS_2(g) + 2H_2S(g)$$

8.45 El gas pentano, C_5H_{12}, reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

$$C_5H_{12}(g) + 8O_2(g) \longrightarrow 5CO_2(g) + 6H_2O(g)$$

a) ¿cuántos gramos de pentano deben reaccionar para producir 4.0 moles de agua?
b) ¿cuántos gramos de CO_2 se producen a partir de 32.0 g de oxígeno y pentano en exceso?
c) ¿cuántos gramos de CO_2 se forman si 44.5 g de C_5H_{12} se mezclan con 108 g de O_2?

8.46 Cuando el dióxido de nitrógeno (NO_2) del escape de un automóvil se combina con agua en el aire forma ácido nítrico (HNO_3), que causa lluvia ácida y óxido de nitrógeno.

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(ac) + NO(g)$$

a) ¿cuántas moléculas de NO_2 se necesitan para reaccionar con 0.250 moles de H_2O?
b) ¿cuántos gramos de HNO_3 se producen cuando reaccionan completamente 60.0 g de NO_2?
c) ¿cuántos gramos de HNO_3 se producen si 225 g de NO_2 se mezclan con 55.2 g de H_2O?

8.47 El gas acetileno C_2H_2 se quema en oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. Si se producen 62.0 g de CO_2 cuando 22.5 g de C_2H_2 reaccionan con suficiente oxígeno, ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción?

8.48 Cuando 50.0 g de óxido de hierro (III) reaccionan con monóxido de carbono se producen 32.8 g de hierro. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

$$Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$$

8.49 Una reacción de nitrógeno y suficiente hidrógeno produce 30.0 g de amoniaco, que es una producción de 65.0% para la reacción. ¿Cuántos gramos de nitrógeno reaccionaron?

$$N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$$

8.50 Considera la ecuación *no balanceada* para la descomposición del clorato de potasio.

$$KClO_3(s) \longrightarrow KCl(s) + O_2(g)$$

a) cuando 46.0 g de $KClO_3$ se calientan se forman 12.1 g de O_2. ¿Cuántos gramos de KCl también se forman?
b) ¿cuál es el rendimiento porcentual de KCl para la reacción?

8.51 El acetileno, C_2H_2, que se usa en los sopletes de soldador, se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

a) ¿cuántas moléculas de oxígeno se necesitan para reaccionar con 22.0 g de acetileno?
b) ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se producirían a partir de la reacción completa del acetileno del inciso a?
c) si la reacción del inciso a produce 64.0 g de CO_2, ¿cuál es el *rendimiento porcentual* para la reacción?

8.52 Considera la ecuación *no balanceada* para la reacción de sodio y nitrógeno para formar nitruro de sodio.

$$Na(s) + N_2(g) \longrightarrow Na_3N(s)$$

a) si 80.0 g de sodio se mezclan con 20.0 g de gas nitrógeno, ¿qué masa de nitruro de sodio se forma?
b) si la reacción del inciso a tiene un rendimiento porcentual de 75.0%, ¿cuánto nitruro de sodio se produce realmente?

Preguntas de desafío

8.53 El monóxido de carbono reacciona con hidrógeno para formar metanol, CH_3OH.

$$CO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(l)$$

Supón que mezclas 50.0 g de CO y 10.0 g de H_2.
a) ¿cuál es el reactivo limitante?
b) ¿cuál es el reactivo en exceso?
c) ¿cuántos gramos de metanol se producirían?
d) ¿cuántos gramos de reactivo en exceso quedan?

8.54 El hidrocarburo gaseoso acetileno, C_2H_2, que se usa en los sopletes de soldadura, libera una gran cantidad de calor cuando se quema, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

a) ¿cuántos moles de agua se producen de la reacción completa de 64.0 g de oxígeno?
b) ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan para reaccionar completamente con 2.25×10^{24} moléculas de acetileno?
c) ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se producen a partir de la reacción completa de 78.0 g de acetileno?
d) si la reacción del inciso c produce 186 g de CO_2, ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción?

8.55 Considera la siguiente ecuación *no balanceada*:

$$Al(s) + O_2(g) \longrightarrow Al_2O_3(s)$$

a) balancea la ecuación
b) identifica el tipo de reacción
c) ¿cuántos moles de oxígeno reaccionan con 4.50 moles de Al?
d) ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se producen cuando reaccionan 50.2 g de aluminio?
e) cuando 0.500 moles de aluminio reaccionan con 8.00 g de oxígeno, ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se formarían?
f) si 45.0 g de aluminio y 62.0 g de oxígeno experimentan una reacción que tiene una producción de 70.0%, ¿qué masa de óxido de aluminio se forma?

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

8.1 La masa total del reactivo es 164.14g (68.14 g NH_3 + 96.00 g O_2), que es igual a la masa total de los productos de 164.14g (56.04 g N_2 + 108.10 g H_2O).

8.2 $\dfrac{2 \text{ moles de } Na_2O}{1 \text{ mol } O_2}$ y $\dfrac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ moles de } Na_2O}$

8.3 1.83 moles de Fe

8.4 0.945 moles de O_2

8.5 44.1 g NO

8.6 27.5 g CO_2

8.7 9.18 g C_3H_8

8.8 18 bicicletas

8.9

	Reactivos			Producto
Ecuación	$2Cu_2O(s)$ +	$O_2(g)$	⟶	$4CuO(s)$
Moles iniciales	5.0 moles	2.0 moles		0 moles
Moles usados/formados	−4.0 moles	−2.0 moles		8.0 moles
Moles sobrantes	1.0 mol	0		8.0 moles
Identifica como	Reactivo en exceso	Reactivo limitante		Producto posible

8.10 0.200 mol SO_2

8.11 13.3 g SiC

8.12 84.7%

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

8.1 *a*) **(1)** Dos moléculas de gas dióxido de azufre reaccionan con 1 molécula de gas oxígeno para producir 2 moléculas de gas trióxido de azufre
b) **(2)** Dos moles de gas dióxido de azufre reaccionan con 1 mol de gas oxígeno para producir 2 moles de gas trióxido de azufre
c) **(1)** Cuatro átomos de fósforo sólido reaccionan con 5 moléculas de gas oxígeno para producir 2 moléculas de pentóxido de difósforo sólido
d) **(2)** Cuatro moles de fósforo sólido reaccionan con 5 moles de gas oxígeno para producir 2 moles de pentóxido de difósforo sólido

8.3 *a*) 160.14 g reactivos = 160.14 g productos
b) 283.88 g reactivos = 283.88 g productos

8.5 *a*) $\frac{2 \text{ moles de } SO_2}{1 \text{ mol } O_2}$ y $\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles de } SO_2}$

$\frac{2 \text{ moles de } SO_2}{2 \text{ moles de } SO_3}$ y $\frac{2 \text{ moles de } SO_3}{2 \text{ moles de } SO_2}$

$\frac{2 \text{ moles de } SO_3}{1 \text{ mol } O_2}$ y $\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ moles de } SO_3}$

b) $\frac{4 \text{ moles de P}}{5 \text{ moles de } O_2}$ y $\frac{5 \text{ moles de } O_2}{4 \text{ moles de P}}$

$\frac{4 \text{ moles de P}}{2 \text{ moles de } P_2O_5}$ y $\frac{2 \text{ moles de } P_2O_5}{4 \text{ moles de P}}$

$\frac{5 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } P_2O_5}$ y $\frac{2 \text{ moles de } P_2O_5}{5 \text{ moles de } O_2}$

8.7 *a*) 1.0 mol O_2 *b*) 10 moles de H_2
c) 5.0 moles de H_2O

8.9 *a*) 1.25 moles de C *b*) 0.96 moles de CO
c) 1.0 mol SO_2 *d*) 0.50 moles de CS_2

8.11 *a*) 77.5 g Na_2O *b*) 6.26 g O_2
c) 19.4 g O_2

8.13 *a*) 192 g O_2 *b*) 3.79 g N_2
c) 54.0 g H_2O

8.15 *a*) 3.66 g H_2O *b*) 3.44 g NO
c) 7.53 g HNO_3

8.17 *a*) $2PbS(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2PbO(s) + 2SO_2(g)$
b) 6.00 g O_2
c) 18.4 g SO_2
d) 137 g PbS

8.19 *a*) Se pueden usar 8 taxis para recoger pasajeros
b) Se pueden conducir 7 taxis

8.21 *a*) 5.0 moles de H_2 *b*) 4.0 moles de H_2
c) 3.0 moles de N_2

8.23 *a*) 2.00 moles de SO_3 *b*) 0.500 moles de Fe_3O_4
c) 1.27 moles de CO_2

8.25 *a*) 0.188 moles de $AlCl_3$ *b*) 0.750 moles de H_2O
c) 0.417 moles de SO_2

8.27 *a*) 71.0% *b*) 63.2%

8.29 70.9 g Al_2O_3

8.31 60.5%

8.33 *a*) $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$
b) NO es el reactivo limitante.

8.35 *a*) $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ *b*) A

8.37 *a*) $2NI_3 \longrightarrow N_2 + 3I_2$ *b*) producción de 67%

8.39 *a*) 1.35 moles de glucosa *b*) 123 g de etanol

8.41 *a*) $2NH_3(g) + 5F_2(g) \longrightarrow N_2F_4(g) + 6HF(g)$
b) 1.33 mol NH_3 y 3.33 moles de F_2
c) 143 g F_2
d) 10.4 g N_2F_4

8.43 16.8 g NaCl

8.45 *a*) 48 g C_5H_{12} *b*) 27.5 g CO_2
c) 92.8 g CO_2

8.47 81.5%

8.49 Reaccionaron 38.0 g de N_2

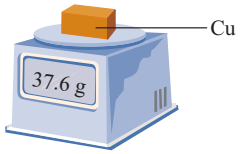
8.51 *a*) 1.27×10^{24} moléculas de O_2
b) 74.4 g CO_2
c) rendimiento de 86.0%

8.53 *a*) 1.79 moles de CO formarán 1.79 moles de metanol. CO es el reactivo limitante
b) H_2 es el reactivo en exceso
c) Se forman 57.4 g de metanol
d) Sobran 2.80 g de H_2

8.55 *a*) $4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$
b) Esta es una reacción de síntesis
c) 3.38 moles de oxígeno
d) 94.9 g de óxido de aluminio
e) 17.0 g de óxido de aluminio
f) 59.6 g de óxido de aluminio

Combinación de ideas de los capítulos 7 y 8

CI 11 En un experimento como se ve en la figura, un trozo de cobre se pesa y reacciona con gas oxígeno para producir óxido de cobre (II) sólido.



a) si el cobre tiene una densidad de 8.94 g/cm^3, ¿cuál es el volumen (cm^3) del cobre?
b) ¿cuántos átomos de cobre hay en la muestra?
c) Escribe la ecuación para la reacción.
d) ¿cuántos gramos de oxígeno se requieren para reaccionar completamente con el cobre?
e) ¿cuántos gramos de óxido de cobre (II) resultarán de la reacción de 8.56 g de Cu y 3.72 g de oxígeno?
f) ¿cuántos gramos de óxido de cobre (II) resultarán en el inciso d si el rendimiento porcentual para la reacción es 85%?

CI 12 El ácido butírico, un compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, contribuye al olor característico del queso parmesano. Cuando 8.81 g de ácido butírico experimentan combustión, los productos son 17.6 g de CO_2 y 7.21 g de H_2O.



a) ¿cuántos moles de carbono, hidrógeno y oxígeno hay en la muestra de ácido butírico?
b) ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto?
c) si el ácido butírico tiene una masa molar de aproximadamente 88, ¿cuál es su fórmula molecular?
d) escribe la ecuación balanceada para la reacción de combustión del ácido butírico.
e) ¿cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar completamente con 1.58 g de ácido butírico?

CI 13 Cuando la ropa tiene manchas, con frecuencia se agrega blanqueador al agua para reaccionar con la mugre y hacer



las manchas incoloras. Una marca de blanqueador contiene 5.25% de hipoclorito de sodio por masa (ingrediente activo) con una densidad de 1.08 g/mL. La solución de blanqueador líquido se prepara al burbujear gas cloro en una solución de hidróxido de sodio para producir hipoclorito de sodio, cloruro de sodio y agua.

a) ¿cuál es la fórmula y masa molar del hipoclorito de sodio?
b) ¿cuál es la composición porcentual del hipoclorito de sodio?
c) ¿cuántos iones hipoclorito hay en 1 galón de solución blanqueadora?
d) escribe la ecuación para la preparación de blanqueador
e) ¿cuántos gramos de NaOH se requieren para producir la masa de hipoclorito de sodio por 1 galón de blanqueador?
f) si 165 g de Cl_2 pasan a través de una solución que contiene 275 g de NaOH y se producen 162 g de hipoclorito de sodio, ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción?

CI 14 El escape de los automóviles es una de las principales causas de contaminación ambiental. Los contaminantes formados de la gasolina incluyen óxido de nitrógeno, que se produce a altas temperaturas en el motor del automóvil a partir de nitrógeno y oxígeno en el aire. Una vez emitido al aire, el óxido de nitrógeno reacciona con oxígeno para producir dióxido de nitrógeno, un gas rojizo con un penetrante olor acre que causa el esmog. La gasolina, C_8H_{18}, tiene una densidad de 0.803 g/cm^3. Supón que un automóvil obtiene 28 mi/gal y tiene un millaje total durante un año de 24 000 mi.

a) escribe una ecuación balanceada para la combustión completa de gasolina

b) ¿cuántas moléculas de C_8H_{18} hay en 15.2 galones de gasolina?

c) ¿cuántos kilogramos de dióxido de carbono produciría este automóvil en un año (supón combustión completa)?

d) Escribe ecuaciones balanceadas para la producción de óxido de nitrógeno y dióxido de nitrógeno



Respuestas a las CIs

CI 11 *a*) 4.21 cm^3

b) 3.56×10^{23} átomos de Cu

c) $2Cu(s) + O_2(g) \longrightarrow 2CuO(s)$

d) 9.47 g O_2

e) 10.7 g CuO

f) 9.10 g

CI 13 *a*) NaOCl, 74.44 g/mol

b) Na 30.88%; O 21.49%; Cl 47.62%

c) 1.74×10^{24} OCl^-

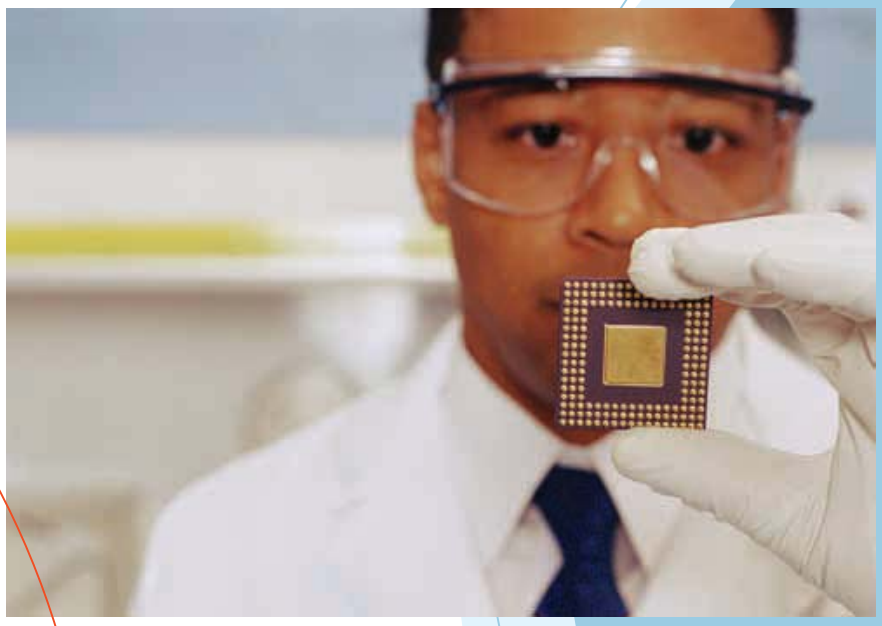
d) $2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaOCl + NaCl + H_2O$

e) 231 g NaOH

f) 93.6%

Estructura electrónica y tendencias periódicas

9



"Las cualidades únicas de los metales semiconductores hacen posible que creemos sofisticados circuitos electrónicos", dice Tysen Streib, gerente de producto global, Applied Materials. "Los elementos de las columnas 3A, 4A y 5A de la tabla periódica con frecuencia son buenos semiconductores porque fácilmente forman cristales con enlaces covalentes. Cuando se agregan pequeñas cantidades de impurezas, los electrones fluyen de manera libre o los huecos pueden viajar a través del cristal con muy pocas interferencias. Sin estos enlaces covalentes y los electrones débilmente unidos, no tendrías algunos de los microchips que usamos en las computadoras, teléfonos celulares y miles de otros dispositivos."

Los científicos de materiales estudian las propiedades químicas de los materiales para encontrar nuevos usos en productos tales como automóviles, puentes y ropa. También desarrollan materiales que se usan como superconductores o en chips de circuitos integrados y celdas de combustible. La química es importante en la ciencia de materiales porque proporciona información acerca de la estructura y la composición.

AVANCES

9.1 Radiación electromagnética

9.2 Espectros atómicos y niveles de energía

9.3 Niveles de energía, subniveles y orbitales

9.4 Escritura de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas

9.5 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica

9.6 Tendencias periódicas de los elementos

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.



Cuando la luz del sol pasa a través de un prisma o gota de agua, la luz se dispersa en diferentes longitudes de onda, dando muchos colores. Esos son los colores que vemos en un arco iris que se forma cuando la luz solar pasa a través de las gotas de lluvia. Colores similares se ven cuando ciertos elementos se calientan. Ves este efecto durante un espectáculo de fuegos artificiales. El litio y el estroncio dan colores rojos a los fuegos pirotécnicos, el sodio produce amarillo, el magnesio se usa para el blanco, el bario da el color verde, el cobre es azul y mezclas de estroncio y cobre dan morado.

Después de que Rutherford concluyó que el átomo contenía un núcleo y un gran volumen ocupado sólo por electrones, los científicos se preguntaron cómo se mueven los electrones alrededor del núcleo. Con el tiempo, propusieron que los electrones tenían diferentes energías y debían ordenarse en niveles de energía específicos dentro de los átomos. El trabajo ulterior de los físicos y químicos reveló que los electrones se comportaban como partículas y como ondas de luz. Finalmente surgió la visión moderna del átomo.

En este capítulo veremos con más detalle la estructura atómica. Comenzamos nuestra discusión con el estudio de la luz, que es una herramienta que los científicos usan para probar el comportamiento de los electrones en los átomos. Luego veremos cómo los electrones en los átomos se ordenan en niveles de energía y cómo el comportamiento de los elementos determina su posición en la tabla periódica. La configuración electrónica determina la similitud de los átomos en un grupo y cómo los átomos en cada grupo de elementos reaccionan para formar nuevas sustancias.

9.1 Radiación electromagnética

Meta de aprendizaje

Comparar la longitud de onda de la radiación con su energía.

Tal vez hayas escuchado la radio, cocinado comida en un horno de microondas o usado un control remoto para encender una televisión. Quizá llamaste a alguien mediante un teléfono celular. Es posible que hayas visto los brillantes colores de una señal de neón y, si llovió, tal vez viste un arco iris. Todos estos ejemplos de **radiación electromagnética** implican energía que viaja como ondas a través del espacio.

Longitud de onda y frecuencia

Probablemente estés familiarizado con la acción de las olas en el océano. Si estás en la playa, puedes notar que el agua en cada ola se eleva y cae conforme la onda se aproxima a la playa. El punto más alto en la onda se llama pico o cresta. En un día tranquilo, puede haber grandes distancias entre cada cresta. Sin embargo, si hay una tormenta con mucha energía, las crestas estarán mucho más juntas.



Las ondas de radiación electromagnética también tienen crestas. La **longitud de onda** (símbolo λ, lambda) es la distancia de una cresta en una onda a la cresta en la siguiente onda (ve la figura 9.1). En algunos tipos de radiación, las crestas están muy separadas, mientras en otras están muy juntas. Cuando las crestas están juntas, muchas ondas pasan por cierto punto en 1 segundo. La **frecuencia** (símbolo ν, nu) es el número de ondas que pasan por cierto punto en un segundo. La velocidad de una onda es la distancia en metros que recorre en un segundo. La velocidad de radiación está dada en metros por segundo (m/s o ms^{-1}). Toda la radiación electromagnética viaja con la rapidez de la luz (c) en el vacío, que es de 3.00×10^8 m/s.

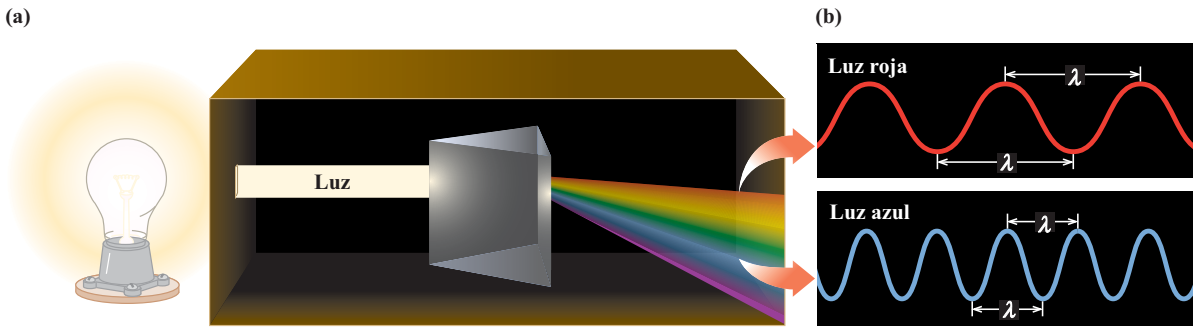


Figura 9.1 **(a)** La luz que pasa a través de un prisma se separa en un espectro de colores que llamamos arco iris. **(b)** Una longitud de onda es la distancia desde un punto en una onda al mismo punto en la siguiente. Las ondas con diferentes longitudes de onda tienen diferentes frecuencias.

P *¿Cómo se compara la longitud de onda de la luz roja con la de la luz azul?*

Estas características de las ondas se relacionan mediante la siguiente ecuación

$$\text{velocidad } (c) = \text{longitud de onda } (\lambda) \times \text{frecuencia } (\nu)$$

$$c = \lambda\nu$$

$$3.00 \times 10^8 \text{ m/s} = \lambda\nu$$

Cuando la ecuación se reordena, vemos que la longitud de onda y la frecuencia son inversamente proporcionales. Por tanto, la radiación electromagnética con una longitud de onda larga tiene una frecuencia baja; la radiación con una longitud de onda corta tiene una frecuencia alta.

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{\nu}$$

Diferentes tipos de radiación, como las ondas de radio, la luz visible y los rayos gamma, tienen diferentes longitudes de onda. Por ejemplo, las ondas de radio tienen longitudes de onda más largas y frecuencias menores que las longitudes de onda más cortas y mayor frecuencia de la luz ultravioleta o los rayos gamma.

Cálculos de frecuencia, longitud de onda y velocidad

Las longitudes de onda de la radiación se expresan en metros (m). Las frecuencias se miden en ciclos por segundo. La unidad hertz (Hz) representa una onda por segundo (1/s o s^{-1}).

$$\text{Frecuencia } (\nu) = \frac{1 \text{ ciclo de una onda}}{\text{s}} = 1/\text{s} \quad \text{o} \quad 1 \text{ s}^{-1} = 1 \text{ Hz}$$

Cuando escuchas radio FM es posible que hayas escuchado al anunciador decir que transmiten con una frecuencia de 91.5 megahertz. Esto significa que 9.15×10^6 ciclos de las ondas de radio FM se mueven y pasan por un punto dado por segundo.

$$91.5 \text{ MHz} = 91.5 \times 10^6 \text{ Hz} = 91.5 \times 10^6 \text{ s}^{-1} = 9.15 \times 10^7 \text{ s}^{-1}$$

Ahora usamos la ecuación para longitud de onda para determinar la longitud de onda de la transmisión de radio a 91.5 MHz.

$$\lambda \text{ (longitud de onda)} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{9.15 \times 10^7 \text{ s}^{-1}} = 3.28 \text{ m}$$



Problema de muestra 9.1 **Longitud de onda y frecuencia**

Un estudiante usa un horno de microondas para hacer palomitas de maíz. Si la radiación tiene una frecuencia de 2500 megahertz (MHz), ¿cuál es la longitud de onda en metros de las microondas?

Solución

PASO 1 **Dado** $\nu = 2500$ MHz **Deseado** m

PASO 2 **Plan**

MHz → Factor métrico → Hz → Factor frecuencia → s^{-1} → Factor de longitud de onda → m

Después de convertir la unidad MHz a Hz ciclos por segundo (s^{-1}), podemos resolver la longitud de onda usando la ecuación para longitud de onda y frecuencia:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{\nu}$$

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1 \text{ MHz} = 10^6 \text{ Hz}$$

$$\frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}}$$

$$1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$$

$$\frac{1 \text{ Hz}}{1 \text{ s}^{-1}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ s}^{-1}}{1 \text{ Hz}}$$

PASO 4 **Configura el problema**

$$2500 \cancel{\text{MHz}} \times \frac{10^6 \cancel{\text{Hz}}}{1 \cancel{\text{MHz}}} \times \frac{1 \text{ s}^{-1}}{1 \cancel{\text{Hz}}} = 2.5 \times 10^9 \text{ s}^{-1}$$

Para resolver la longitud de onda, sustituye la frecuencia calculada en la ecuación para longitud de onda:

$$\lambda \text{ (longitud de onda)} \quad \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m} \cancel{\text{s}^{-1}}}{2.5 \times 10^9 \cancel{\text{s}^{-1}}} = 1.2 \times 10^{-1} \text{ m}$$

Comprobación de estudio

Si tu dentista usa rayos X con una longitud de onda de 2.2×10^{-10} m, ¿cuál es la frecuencia de los rayos X?

Espectro electromagnético

El **espectro electromagnético** es un ordenamiento de todas las diversas formas de radiación electromagnética en orden de longitudes de onda decrecientes o frecuencias crecientes (ve la figura 9.2). En un extremo están las *ondas de radio* con longitudes de onda largas que se usan en bandas de radio AM y FM, teléfonos celulares y señales de televisión. La longitud de onda de una onda típica de radio AM puede ser tan larga como un campo de futbol. Las *microondas* tienen longitudes de onda más cortas y frecuencias más altas que las ondas de radio. Las microondas de aproximadamente 10 mm se usan en radar. La *radiación infrarroja*

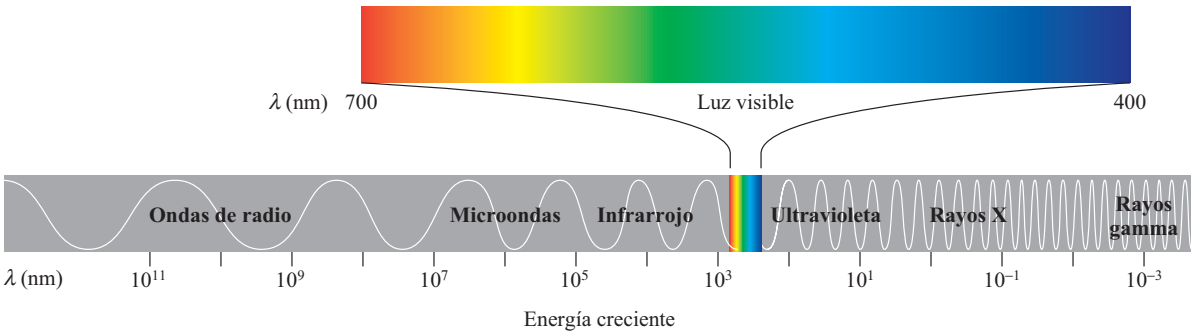


Figura 9.2 El espectro electromagnético tiene radiaciones con longitudes de onda largas y cortas en las regiones visible y no visible.

P *¿Cómo se compara la energía de la luz ultravioleta con la de una microonda?*

(IR) con longitud de onda aproximada de 10^{-5} m es responsable del calor que sentimos de la luz del sol y el calor de las lámparas infrarrojas que se usan para calentar alimentos en los restaurantes. Cierta radiación infrarroja se usa en controles remotos para aparatos de televisión y estéreos.

La *luz visible* con longitudes de onda de 700 a 400 nm es la única luz que pueden detectar nuestros ojos. La luz roja tiene la longitud de onda más larga con 700 nm; la anaranjada es de aproximadamente 600 nm; la verde de más o menos 500 nm, y la violeta, con alrededor de 400 nm, tiene la longitud más corta de la luz visible. Vemos objetos con diferentes colores porque reflejan sólo ciertas longitudes de onda, que nuestros ojos absorben. La luz de un foco la vemos blanca porque todas las longitudes de onda de la luz visible se mezclan.

La luz *ultravioleta* (UV) tiene las longitudes de onda más cortas y mayores frecuencias que la luz violeta del rango visible. La luz UV en la luz solar puede causar quemaduras, pero la mayor parte de la luz UV del sol se bloquea en la capa protectora de ozono. Los *rayos X* y los *rayos gamma* tienen longitudes de onda más cortas que la luz ultravioleta, lo que significa que tienen algunas de las frecuencias más altas. Los rayos X pueden pasar a través de sustancias blandas, pero no de metales o hueso, por lo que se usan para examinar maletas en los aeropuertos y ver imágenes de los huesos y dientes en el cuerpo. Los rayos gamma se producen mediante átomos radioactivos y en procesos nucleares en el sol y las estrellas. Los rayos gamma son peligrosos porque matan células en el cuerpo, razón por la cual se usan en el tratamiento de tumores y cánceres.

Problema de muestra 9.2 **El espectro electromagnético**

La luz visible tiene colores del rojo al violeta.

a) ¿cuál color tiene la longitud de onda más corta?

b) ¿cuál color tiene la frecuencia más baja?

Solución

a) la luz violeta tiene la longitud de onda más corta.

b) la luz roja tiene la frecuencia más baja.

Comprobación de estudio

Ordena lo siguiente en orden creciente de frecuencias: rayos X, luz ultravioleta, ondas de radio FM y microondas.

NOTA QUÍMICA

REACCIONES BIOLÓGICAS DEBIDO A LUZ UV

Nuestra vida diaria depende de la luz solar, pero la exposición a ésta puede tener efectos dañinos sobre las células vivientes, y demasiada exposición, incluso puede causar su muerte. La energía de la luz, especialmente la ultravioleta (UV), excita electrones y conduce a reacciones químicas indeseables. La lista de efectos dañinos de la luz solar incluyen quemaduras, arrugas, envejecimiento prematuro de la piel, cambios en el ADN de las células (que provoca cánceres de piel), inflamación de los ojos e incluso cataratas. Algunos medicamentos, como el Accutane y Retin-A, que se recetan para el acné, así como antibióticos, diuréticos, sulfonamidas y estrógeno, hacen la piel extremadamente sensible a la luz.

La radiación de alta energía es la más dañina biológicamente. La mayor parte de la radiación en este rango se absorbe en la epidermis. El grado en que la radiación se absorbe depende del grosor de la epidermis, así como la hidratación de la piel, la cantidad de pigmentos colorantes y proteínas, y el ordenamiento de los vasos sanguíneos. En las personas con piel clara, 85–90% de la radiación se absorbe por la epidermis, y el resto alcanza la capa de la dermis. En las personas con piel oscura, 90–95% de la radiación se absorbe en la epidermis, y un pequeño porcentaje llega a la dermis.

Sin embargo, la medicina saca ventaja del efecto benéfico de la luz solar. La fototerapia se usa para tratar ciertas patologías de la piel, incluidas soriasis, eczema y dermatitis. En el tratamiento de la soriasis, por ejemplo, se prescriben medicamentos orales para hacer la piel más fotosensible; seguida de exposición a radiación UV. La radiación de baja energía se usa para romper la bilirrubina en la anemia neonatal. La luz solar también es un factor en la estimulación del sistema inmunológico.



En el linfoma cutáneo de células T, un aumento anormal en células T causa ulceración dolorosa de la piel. La piel se trata mediante fotoforesis, en la que el paciente recibe un químico fotosensible y luego se saca sangre del cuerpo y se expone a luz ultravioleta. La sangre se regresa al paciente y las células T tratadas estimulan el sistema inmunológico para responder a las células de cáncer.

Preguntas y problemas Radiación electromagnética

9.1 ¿Cuál es el significado de la longitud de onda de la luz UV?

9.2 ¿Cómo se relacionan la longitud de onda y la frecuencia de la luz?

9.3 ¿Cuál es la diferencia entre luz "blanca" y luz azul o roja?

9.4 ¿Por qué podemos usar rayos X, pero no ondas de radio o microondas, para obtener una imagen de huesos y dientes?

9.5 Una estación de radio AM transmite noticias a 650 kHz y otra a 980 kHz. ¿Cuáles son las longitudes de onda de estas ondas de radio AM, en metros?

9.6 Una longitud de onda de 850 nm (8.5×10^{11} m) se usa para transmisión en fibra óptica. ¿Cuál es su frecuencia?

9.7 Si la luz anaranjada tiene una frecuencia de $4.8 \times 10^{14}\ s^{-1}$, ¿cuál es la longitud de onda de la luz anaranjada?

9.8 ¿Cuál es la frecuencia de la luz verde, si tiene una longitud de onda de 5.0×10^{11} m?

9.9 ¿Qué tipo de radiación electromagnética (luz ultravioleta, microondas o rayos X) tiene las longitudes de onda más largas?

9.10 De las ondas de radio, la luz infrarroja y la luz UV, ¿cuál tiene las longitudes de onda más cortas?

9.11 Coloca los siguientes tipos de radiación electromagnética en orden creciente de longitudes de onda: el color azul en un arco iris, rayos X, microondas de un horno, radiación infrarroja de una lámpara de calor.

9.12 Coloca los siguientes tipos de radiación electromagnética en orden decreciente de frecuencias: estación de música AM, radiación UV del sol, radar de policía.

Meta de aprendizaje

Explicar cómo los espectros atómicos se correlacionan con los niveles de energía en los átomos.

9.2 Espectros atómicos y niveles de energía

Cuando la luz blanca del sol o de un foco pasa a través de un prisma, se produce un espectro continuo como un arco iris. Tal vez hayas visto que esto ocurre cuando la luz solar pasa a través de un prisma o por gotas de lluvia. Cuando los átomos de los elementos se calientan producen luz. En la noche, quizá hayas visto el color amarillo de las lámparas de sodio o el color rojo de las luces de neón.

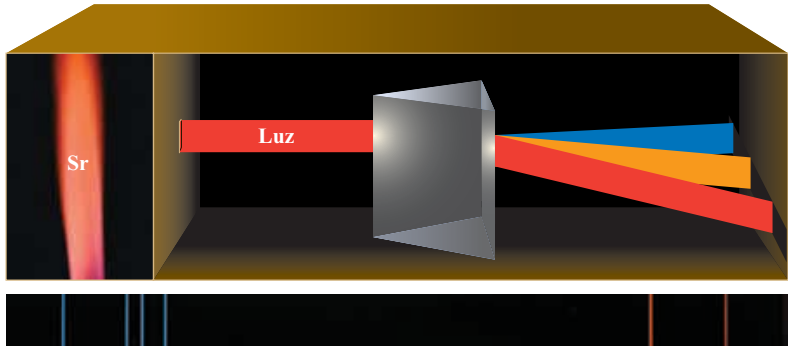
el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Modelo de capas de Bohr

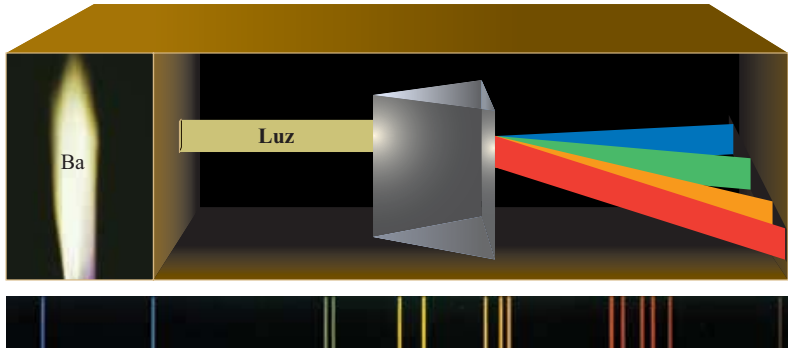


Espectros atómicos

Cuando la luz emitida por elementos calentados pasa a través de un prisma, no produce un espectro continuo. En cambio, se produce un **espectro atómico** que consiste en líneas de diferentes colores separados por áreas oscuras (figura 9.3). Esta separación de colores indica que sólo se producen ciertas longitudes de onda de luz cuando un elemento se calienta, lo que da a cada elemento un espectro atómico único.



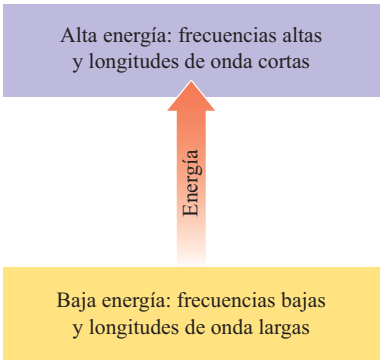
Estroncio, Sr



Bario, Ba

Figura 9.3 Cuando la luz emitida por el elemento calentado pasa a través de un prisma, que separa la luz en líneas de colores, se produce un espectro único para cada elemento.

P *¿Por qué los elementos no forman espectros continuos como se ven con la luz blanca?*



Energía luminosa y fotones

Cuando se emite luz, se comporta como una corriente de pequeñas partículas llamadas **fotones**. La energía (E) de un fotón se relaciona con la frecuencia (ν) de la luz emitida. Al usar un número llamado *constante de Planck* (h), la energía de un fotón en términos de frecuencia (ν) es $E = h\nu$. Por tanto, la energía de un fotón es directamente proporcional a su frecuencia. También podemos expresar la energía de un fotón como inversamente proporcional a su longitud de onda ($\nu = c/\lambda$).

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

En resumen, la radiación de alta energía tiene frecuencias altas y longitudes de onda cortas, mientras que la radiación de baja energía tiene frecuencias bajas y longitudes de onda largas.

Niveles de energía de los electrones

Al entender los fotones, los científicos pudieron asociar las líneas en un espectro atómico con cambios en las energías de los electrones. En un átomo, cada electrón tiene una energía fija o específica conocida como nivel de energía. La energía de un electrón está *cuantizada*, lo cual significa que la energía de un electrón nunca puede estar entre dos niveles de energía específicos.

A los niveles de energía se les asignan valores llamados **números cuánticos principales** (***n***), que son enteros positivos ($n = 1$, $n = 2$...). Generalmente, los electrones en los niveles de energía inferiores están más cerca del núcleo, mientras que los electrones en los niveles de energía superiores están más alejados.

Cambios en niveles de energía

Al absorber la cantidad de energía igual a la diferencia en niveles de energía, un electrón se eleva a un nivel de energía superior. Un electrón pierde energía cuando cae a un nivel de energía inferior y emite radiación electromagnética igual a la diferencia de energía de los niveles (figura 9.4). Si la radiación electromagnética emitida tiene una longitud de onda en el rango visible, vemos un color. La luz ultravioleta se produce cuando los electrones caen de niveles de energía superiores

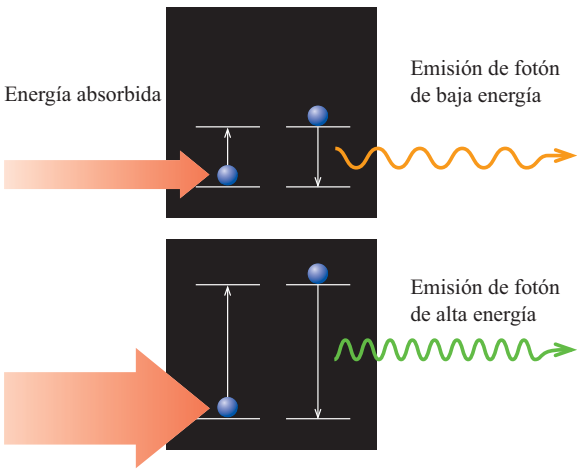


Figura 9.4 Los electrones absorben una cantidad específica de energía para moverse a un nivel de energía superior. Cuando los electrones pierden energía, se emiten fotones con energías específicas.

P *¿Cómo se compara la energía de un fotón de luz verde, con la energía de un fotón de luz roja?*

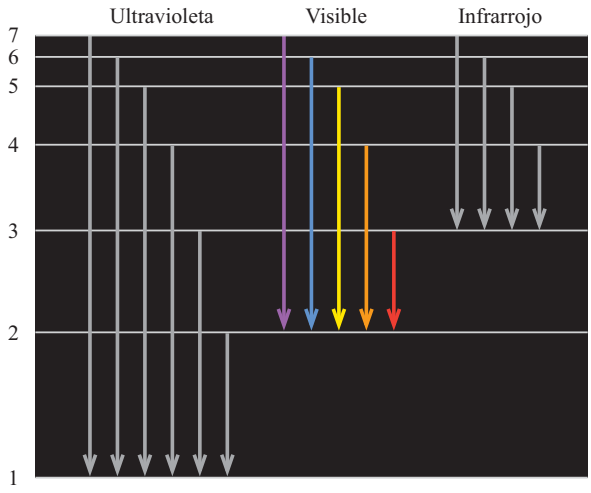


Figura 9.5 Cuando los electrones caen de un nivel superior al primero, segundo y tercer niveles, se emiten fotones de luz ultravioleta, luz visible e infrarroja.

P *¿Por qué se emite un diferente fotón de luz cuando un electrón cae del nivel de energía 5 al nivel 3, que cuando un electrón cae del nivel de energía 4 al 2?*

al primer nivel ($n = 1$). Cuando los electrones caen de niveles de energía superiores al segundo nivel ($n = 2$), se produce una serie de líneas coloridas de luz visible. Los fotones en el infrarrojo se producen cuando los electrones caen al tercer nivel de energía ($n = 3$) (figura 9.5).

Problema de muestra 9.3 **Niveles de energía de electrones**

a) ¿cómo se mueve un electrón a un nivel de energía superior?
b) cuando un electrón cae a un nivel de energía inferior, ¿cómo se pierde energía?

Solución

a) un electrón se mueve a un nivel de energía superior cuando absorbe una cantidad de energía igual a la diferencia en niveles.
b) cuando un electrón cae a un nivel inferior, se emite energía igual a la diferencia en niveles.

Comprobación de estudio

¿Por qué los científicos propusieron que los electrones ocupaban niveles de energía específicos en el átomo?

Preguntas y problemas Espectros atómicos y niveles de energía

9.13 ¿Cuál característica de un espectro atómico indica que la energía emitida al calentar un elemento no es continua?
9.14 ¿Cómo explicamos las distintas líneas que aparecen en un espectro atómico?
9.15 Los electrones pueden saltar a niveles de energía superiores cuando (absorben/emiten) un fotón.
9.16 Los electrones caen a niveles de energía inferiores cuando (absorben/emiten) un fotón.
9.17 ¿Un electrón que cae, a cuál nivel de energía es probable que le emita un fotón en la región infrarroja?
9.18 ¿Un electrón que cae, a cuál nivel de energía es probable que le emita un fotón de luz roja?

9.19 Identifica el tipo de fotón en cada par con la mayor energía:
a) luz verde o luz amarilla
b) luz roja o luz azul

9.20 Identifica el fotón en cada par con la mayor energía:
a) luz naranja o luz violeta
b) luz infrarroja o luz ultravioleta

Meta de aprendizaje

Describir los niveles de energía, subniveles y orbitales en los átomos.

9.3 Niveles de energía, subniveles y orbitales

Como vimos en el capítulo 4, a los niveles de energía (o *capas*) se les asigna el valor de un entero positivo conocido como *número cuántico principal* (*n*). Las energías de los electrones aumentan conforme el valor de *n* aumenta. Los electrones con la energía más baja se encuentran en el primer nivel de energía ($n = 1$), mientras que los electrones que ocupan niveles de energía superiores tienen mayores energías.

Número cuántico principal (*n*)

$1 < 2 < 3 < 4 < 5 < 6 < 7$

Aumenta la energía de los electrones

Hay un límite del número de electrones en un nivel de energía. Sólo unos cuantos electrones pueden ocupar los niveles de energía inferiores, mientras que los demás electrones se acomodan en los niveles de energía superiores. El máximo número de electrones que se permite en cualquier nivel de energía se calcula usando la fórmula $2n^2$ (dos veces el cuadrado del número cuántico principal). En la tabla 9.1 calculamos el número máximo de electrones permitidos en los primeros cuatro niveles de energía.

Tabla 9.1 Número máximo de electrones permitidos en los niveles de energía 1–4

Nivel de energía (*n*)	**1**	**2**	**3**	**4**
$\mathbf{2n^2}$	$2(1)^2$	$2(2)^2$	$2(3)^2$	$2(4)^2$
Número máximo de electrones	2	8	18	32

Subniveles

Cada nivel de energía consiste de uno o más **subniveles** (o *subcapas*), que tiene electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican mediante las letras *s*, *p*, *d* y *f*. El número de subniveles dentro de un nivel de energía es igual al número cuántico principal. El primer nivel de energía ($n = 1$) sólo tiene un subnivel, 1*s*. El segundo nivel de energía ($n = 2$) tiene dos subniveles, 2*s* y 2*p*. El tercer nivel de energía ($n = 3$) tiene tres subniveles, 3*s*, 3*p* y 3*d*. El cuarto nivel de energía ($n = 4$) tiene cuatro subniveles, 4*s*, 4*p*, 4*d* y 4*f* (figura 9.6).

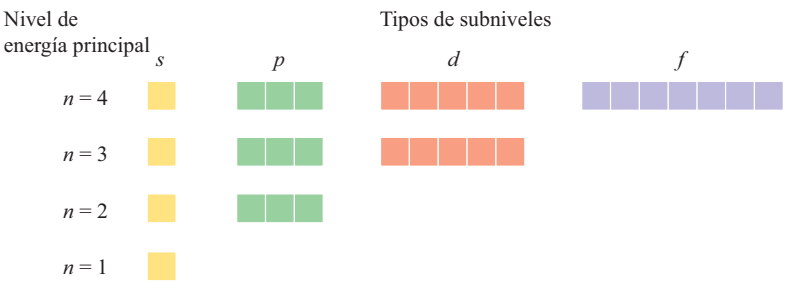


Figura 9.6 El número de subniveles en un nivel de energía es el mismo que el número cuántico principal *n*.

P *¿Cuántos subniveles hay en el nivel de energía n = 5?*

Dentro de cada nivel de energía, el subnivel *s* tiene la energía más baja. Si hay subniveles adicionales, el subnivel *p* tiene la siguiente energía más baja, luego el subnivel *d* y finalmente el subnivel *f*.

Orden creciente de energía de subniveles dentro de un nivel de energía

$$s < p < d < f$$

Energía más baja ⟶ Energía más alta

Los niveles de energía del $n = 5$ y superiores tienen tantos subniveles como el valor de *n*, pero sólo se necesitan los subniveles *s*, *p*, *d* y *f* para colocar los electrones de los átomos de los elementos conocidos en la actualidad.

Número de electrones en subniveles

Hay un número máximo de electrones que pueden ocupar cada subnivel. Un subnivel *s* tiene 1 o 2 electrones. Un subnivel *p* toma 6 electrones, un subnivel *d* puede contener hasta 10 electrones y un subnivel *f* tiene un máximo de 14 electrones. El número total de electrones en todos los subniveles se suma para dar los electrones en cada nivel de energía, como se muestra en la tabla 9.2.

Orbitales

No hay forma de saber la ubicación exacta de un electrón en un átomo. En vez de ello, los científicos describen la ubicación de un electrón en términos de probabilidad. Una región en un átomo donde hay la mayor probabilidad de encontrar un electrón se llama **orbital**. Supón que dibujas un círculo imaginario con un radio de 100 m alrededor de tu salón de química. Hay una alta probabilidad de que te encuentres dentro de dicha área cuando inicie tu clase. Pero, de vez en cuando, puedes estar afuera de dicho círculo porque estás enfermo o tu automóvil no arranca. Las formas de los orbitales representan las regiones tridimensionales en las que los electrones tienen la mayor probabilidad de encontrarse.

Tabla 9.2 Capacidad electrónica en subniveles para niveles de energía principales 1–4

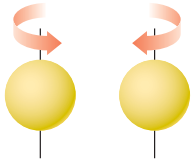
Nivel de energía principal (capa)	Número de subniveles	Tipo de subniveles	Número máximo de electrones	Máximo total de electrones
4	4	4*f*	14	32
		4*d*	10	
		4*p*	6	
		4*s*	2	
3	3	3*d*	10	18
		3*p*	6	
		3*s*	2	
2	2	2*p*	6	8
		2*s*	2	
1	1	1*s*	2	2



Electrón que gira contra las manecillas del reloj



Electrón que gira en sentido de las manecillas del reloj



Espines opuestos de electrones en un orbital



Un orbital *s*

Figura 9.7 Un orbital *s* es una esfera que representa la región de mayor probabilidad para encontrar un electrón *s* alrededor del núcleo de un átomo.

P *¿La probabilidad de encontrar un electrón s afuera de un orbital s es alta o baja?*



3*s*



2*s*



1*s*

Figura 9.8 Todos los orbitales *s* tienen la misma forma, pero el volumen aumenta cuando tienen electrones en niveles de energía superiores.

P *¿Cómo compararías la energía de los electrones en los orbitales 1s, 2s y 3s?*

Capacidad orbital y espín de electrón

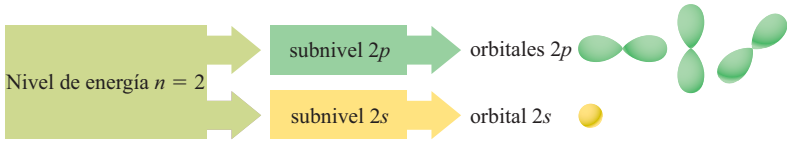
El *principio de exclusión de Pauli* afirma que un orbital puede contener un máximo de 2 electrones. De acuerdo con un modelo útil para el comportamiento de los electrones, un electrón se ve como girando sobre su eje, lo que genera un campo magnético. Cuando 2 electrones están en el mismo orbital, se repelerán mutuamente a menos que sus campos magnéticos se cancelen. Esto ocurre sólo cuando los 2 electrones giran en direcciones opuestas. Podemos representar los espines de los electrones en el mismo orbital con una flecha que apunta arriba y la otra abajo.



Formas de orbitales

Cada subnivel dentro de un nivel de energía está compuesto del mismo tipo de orbitales. Hay un orbital *s* por cada subnivel *s*; orbitales *p* por cada subnivel *p*; orbitales *d* por cada subnivel *d*, y orbitales *f* por cada subnivel *f*. Cada tipo de orbital tiene una forma única. En un orbital *s*, los electrones es más probable que se encuentren en una región esférica (figura 9.7). Cada orbital *s* tiene 1 o 2 electrones; hay sólo un orbital *s* por cada subnivel *s*. Mientras que la forma de cada orbital *s* es esférica, hay un aumento en el tamaño de los orbitales *s* en niveles de energía superiores (figura 9.8).

Un subnivel *p* consiste de tres orbitales *p*, cada uno de los cuales tiene dos lóbulos. Los tres orbitales *p* se ordenan en tres direcciones diferentes (ejes *x*, *y* y *z*) alrededor del núcleo (figura 9.9). Puesto que cada orbital *p* puede contener hasta 2 electrones, los tres orbitales *p* pueden acomodar 6 electrones en un subnivel *p*. En niveles de energía superiores, la forma de los orbitales *p* es la misma, pero el volumen aumenta.



Un subnivel *d* consiste de cinco orbitales *d*, lo que significa que un subnivel *d* tiene un máximo de 10 electrones. Con un total de siete orbitales *f*, un subnivel *f* tiene hasta 14 electrones. Las formas de los orbitales *d* y *f* son complejas y no las incluimos en el texto.

Problema de muestra 9.4 **Subniveles y orbitales**

Indica el tipo y número de orbitales en cada uno de los siguientes niveles y subniveles de energía.

a) subnivel 3*p* *b*) $n = 2$
c) $n = 3$ *d*) subnivel 4*d*

Solución

a) el subnivel 3*p* tiene tres orbitales 3*p*.
b) el nivel de energía principal $n = 2$ consiste de los orbitales 2*s* (uno) y 2*p* (tres).

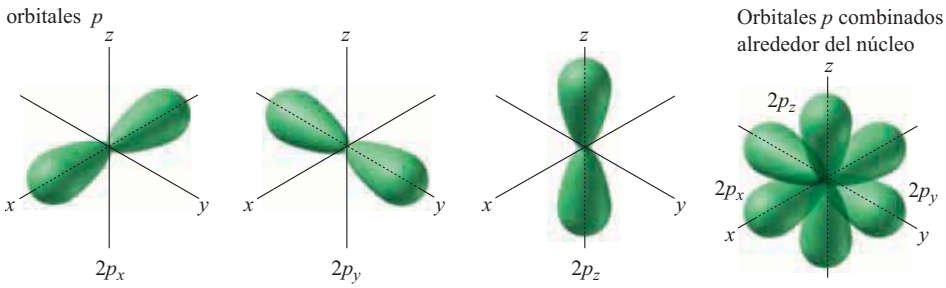


Figura 9.9 Cada uno de los orbitales *p* tiene una forma de mancuerna y se alinea a lo largo de un eje diferente. Cada orbital *p* tiene un máximo de 2 electrones.

P *Si hay tres orbitales p en un subnivel p, ¿cuántos electrones totales son posibles en un subnivel p?*

c) el nivel de energía principal $n = 3$ consiste de los orbitales 3*s* (uno), 3*p* (tres) y 3*d* (cinco).
d) el subnivel 4*d* tiene cinco orbitales 4*d*.

Comprobación de estudio

¿Qué es similar y qué es diferente para los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*?

Preguntas y problemas — Niveles de energía, subniveles y orbitales

9.21 Describe la forma de los siguientes orbitales:
a) 1*s* *b*) 2*p* *c*) 5*s*

9.22 Describe la forma de los siguientes orbitales:
a) 3*p* *b*) 6*s* *c*) 4*p*

9.23 ¿Qué es similar en lo siguiente?
a) orbitales 1*s* y 2*s*
b) subniveles 3*s* y 3*p*
c) subniveles 3*p* y 4*p*
d) tres orbitales 3*p*

9.24 ¿Qué es similar en lo siguiente?
a) orbitales 5*s* y 6*s*
b) orbitales 3*p* y 4*p*
c) subniveles 3*s* y 4*s*
d) orbitales 2*s* y 2*p*

9.25 Indica el número de cada uno en los siguientes ejemplos.
a) orbitales en el subnivel 3*d*
b) subniveles en el nivel de energía principal $n = 1$
c) orbitales en el subnivel 6*s*
d) orbitales en el nivel de energía principal $n = 3$

9.26 Indica el número de cada uno en los siguientes ejemplos:
a) orbitales en el nivel de energía principal $n = 2$
b) subniveles en el nivel de energía principal $n = 4$
c) orbitales en el subnivel 5*f*
d) orbitales en el subnivel 6*p*

9.27 Indica el número máximo de electrones en los siguientes casos:
a) orbital 2*p* *b*) subnivel 3*p*
c) nivel de energía principal $n = 4$ *d*) subnivel 5*d*

9.28 Indica el número máximo de electrones en los siguientes casos:
a) subnivel 3*s* *b*) orbital 4*p*
c) nivel de energía principal $n = 3$ *d*) subnivel 4*f*

9.4 Escritura de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas

Meta de aprendizaje

Escribir los diagramas orbitales y configuraciones electrónicas del hidrógeno al argón.

Ahora observamos cómo se ordenan los electrones en los orbitales dentro de un átomo. En un **diagrama orbital**, los recuadros (o círculos) representan los orbitales. Vemos en el diagrama de energía (figura 9.10) que los electrones en el orbital 1*s* tienen un nivel de energía menor que en el orbital 2*s*. Por tanto, los primeros 2 electrones en un átomo irán en el orbital 1*s*. Puesto que el subnivel 1*s* puede tener

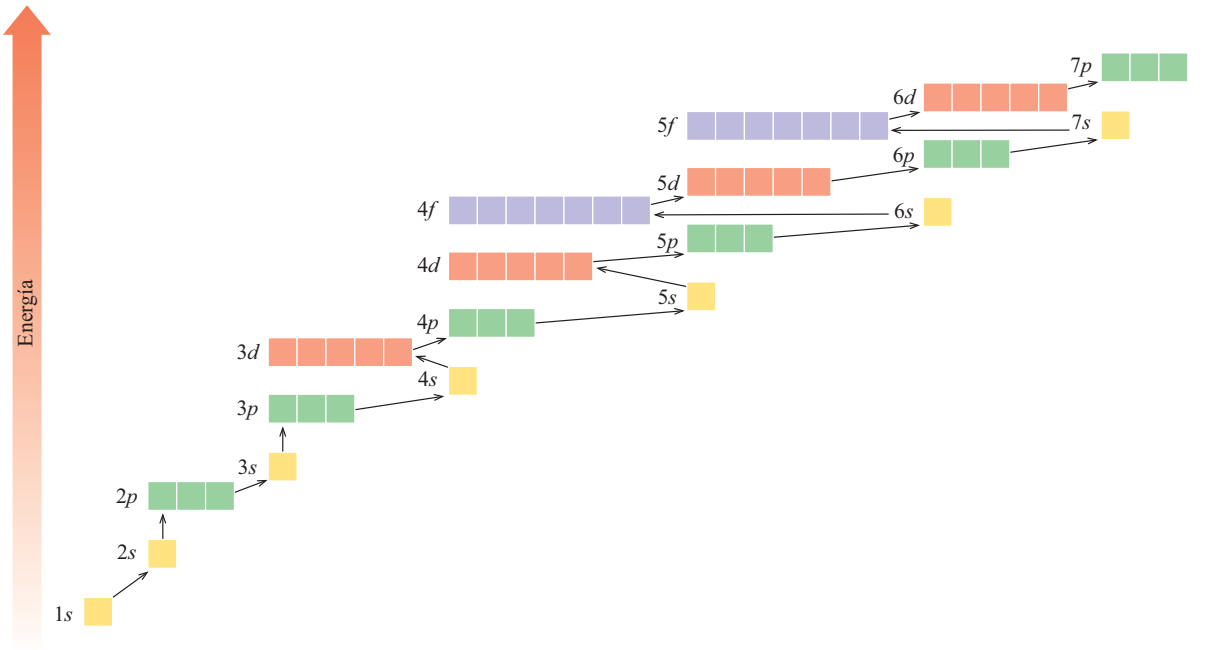


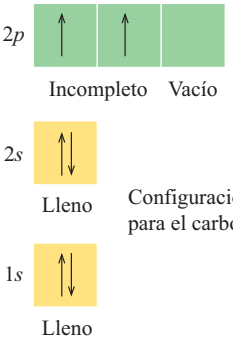
Figura 9.10 Los subniveles se llenan en orden creciente de energía, comenzando con 1*s*.

P *¿Por qué los orbitales 3d se llenan primero que el orbital 4s?*

sólo 2 electrones, los siguientes 2 electrones irán en el orbital 2*s*, que tiene la siguiente energía más baja en el diagrama de energía.

Con pocas excepciones (que se anotarán más tarde en este capítulo), la "acumulación" de electrones continúa hasta el siguiente subnivel de energía inferior disponible hasta que todos los electrones se colocan. Por ejemplo, el número atómico del carbono es 6, lo que significa que un átomo de carbono tiene 6 electrones. Los primeros 2 van en el orbital 1*s*, los siguientes 2 van en el orbital 2*s*. En el diagrama orbital, los 2 electrones en los orbitales 1*s* y 2*s* se muestran con espines opuestos, la primera flecha hacia arriba y la segunda hacia abajo. Los últimos 2 electrones en el carbono comienzan a llenar el subnivel 2*p*, el siguiente subnivel de energía más bajo. Sin embargo, hay tres orbitales 2*p* de igual energía. Puesto que los electrones cargados negativamente se repelen mutuamente, se colocan en diferentes orbitales 2*p*.

Configuraciones electrónicas en los orbitales de los niveles de energía 1 y 2 para el carbono



Configuración electrónica para el carbono: $1s^2 2s^2 2p^2$

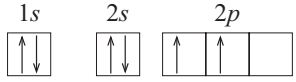


Diagrama orbital del carbono

Configuraciones electrónicas

La **configuración electrónica** de un átomo se "acumula" al colocar los electrones de un átomo en los subniveles en orden creciente de energía. Comenzando con el subnivel de energía más bajo, la configuración electrónica para el carbono se escribe como

Subnivel Número de electrones

$1s^2 2s^2 2p^2$ Se lee como "uno s dos, dos s dos, dos p dos"

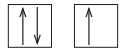
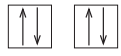
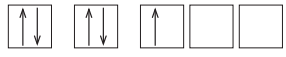
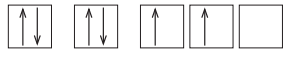
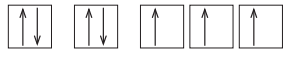
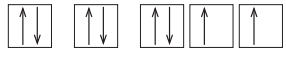
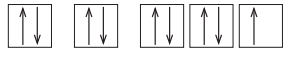
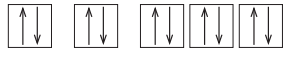
Periodo 1 Hidrógeno y helio

Podemos comenzar a dibujar los diagramas orbitales y construir la configuración electrónica para los elementos H y He en el periodo 1. Primero se usa el orbital 1*s* (que también es el subnivel 1*s*) porque tiene la energía más baja. El hidrógeno tiene 1 electrón en el subnivel 1*s*; el helio tiene 2. En el diagrama orbital, los electrones para el helio se muestran con espines opuestos.

Número atómico	Elemento	Diagrama orbital	Configuración electrónica
		1*s*	
1	H		$1s^1$
2	He		$1s^2$

Periodo 2 Litio a neón

El periodo 2 comienza con litio, que tiene 3 electrones. Los primeros 2 llenan el orbital 1*s*, mientras que el tercer electrón va en el orbital 2*s*, el subnivel con la siguiente energía más baja. En el berilio, se agrega otro electrón para completar el orbital 2*s*. Del boro al nitrógeno, los electrones se agregan uno a la vez a diferentes orbitales 2*p*, lo que da tres orbitales 2*p* a la mitad. Del oxígeno al neón, los electrones restantes se parean usando espines opuestos hasta que los orbitales 2*p* en el neón se llenan. Cuando los orbitales 2*p* se llenan, el subnivel 2*p* está completo. Para escribir las configuraciones electrónicas completas para los elementos en el periodo 2, los electrones siempre comienzan con el subnivel 1*s* seguido por el llenado de los subniveles 2*s* y luego los 2*p*.

Número atómico	Elemento	Diagrama orbital	Configuración electrónica	Configuración abreviada
		1*s* 2*s* 2*p*		
3	Li		$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
4	Be		$1s^2 2s^2$	[He] $2s^2$
5	B		$1s^2 2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^1$
6	C		$1s^2 2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^2$
		Electrones no pareados		
7	N		$1s^2 2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^3$
8	O		$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^4$
9	F		$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$
10	Ne		$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] $2s^2 2p^6$

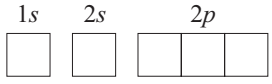
También se puede escribir una configuración electrónica en una *configuración abreviada*. La configuración electrónica del gas noble precedente se sustituye al escribir su símbolo dentro de corchetes. Por ejemplo, la configuración electrónica para el litio, $1s^2 2s^1$, se abrevia como [He]$2s^1$, donde [He] sustituye a $1s^2$.

Problema de muestra 9.5 **Escritura de configuraciones electrónicas**

Escribe el diagrama orbital, la configuración electrónica y la configuración electrónica abreviada para el nitrógeno.

Solución

El nitrógeno, con número atómico 7, tiene 7 electrones. Para escribir el diagrama orbital, dibuja recuadros para los orbitales 1*s*, 2*s* y 2*p*.



Agrega 7 electrones, comenzando con el orbital 1*s*. Dos electrones con espines opuestos se agregan a los orbitales 1*s* y 2*s*. Para los orbitales 2*p*, los 3 electrones restantes se colocan en orbitales separados con espines paralelos.

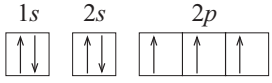


Diagrama orbital para nitrógeno (N)

La configuración electrónica para el nitrógeno muestra los electrones que llenan los subniveles en orden creciente de energía.

$1s^2 2s^2 2p^3$ Configuración electrónica para nitrógeno (N)

La configuración electrónica abreviada para el nitrógeno se escribe al sustituir el símbolo [He] por $1s^2$.

[He] $2s^2 2p^3$ Configuración electrónica abreviada para nitrógeno (N)

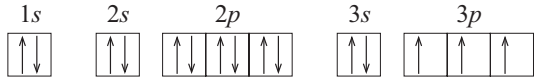
Comprobación de estudio

Escribe el diagrama orbital, la configuración electrónica y la configuración electrónica abreviada para el flúor.

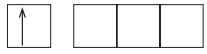
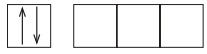
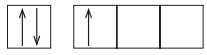
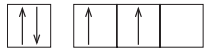
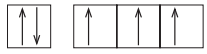
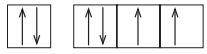
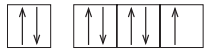
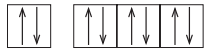
Periodo 3 Sodio a argón

En el periodo 3, los electrones entran a los orbitales de los subniveles 3*s* y 3*p*, pero no al subnivel 3*d*. Nota que los elementos del sodio al argón, que están directamente abajo de los elementos del litio al neón en el periodo 2, tienen un patrón similar de llenado de sus orbitales *s* y *p*. En sodio y magnesio, 1 y 2 electrones van en el orbital 3*s*. Los electrones restantes para aluminio, silicio y fósforo van en di-

ferentes orbitales 3*p*, de modo que el fósforo tiene un subnivel 3*p* incompleto. Para completar el diagrama de orbitales del fósforo, escribimos del modo siguiente:



Los electrones finales en azufre, cloro y argón se parean con los electrones que ya están en los orbitales 3*p* hasta el argón, que tiene un subnivel 3*p* completo. Para los elementos en el periodo 3 y superiores, con frecuencia escribimos los diagramas orbitales sólo para los electrones en los niveles de energía superiores. En el periodo 3, el símbolo [Ne] sustituye la configuración electrónica del neón, $1s^2 2s^2 2p^6$. La forma abreviada es conveniente para usar configuraciones electrónicas que contienen muchas notaciones de subniveles.

Número atómico	Elemento	Diagrama orbital (sólo orbitales 3*s* y 3*p*)	Configuración electrónica	Forma abreviada
		3*s* 3*p*		
11	Na		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[Ne] $3s^1$
12	Mg		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	[Ne] $3s^2$
13	Al		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^1$
14	Si		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^2$
15	P		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^3$
16	S		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^4$
17	Cl		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	[Ne] $3s^2 3p^5$
18	Ar		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[Ne] $3s^2 3p^6$

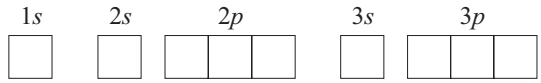
Problema de muestra 9.6 **Diagramas orbitales y configuraciones electrónicas**

Para cada uno de los siguientes elementos, escribe el tipo de notación electrónica establecido:

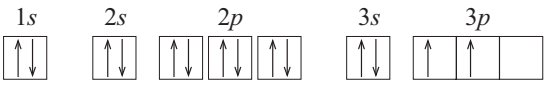
a) diagrama orbital para silicio
b) configuración electrónica para fósforo
c) configuración electrónica abreviada para cloro

Solución

a) El silicio, en el periodo 3, tiene número atómico 14, lo que dice que tiene 14 electrones. Para escribir el diagrama orbital, dibuja recuadros para los orbitales hasta 3*p*.



Agrega 14 electrones, comenzando con el orbital 1*s*. Muestra electrones pareados en el mismo orbital con espines opuestos y coloca los últimos 2 electrones en diferentes orbitales 3*p*.



b) La configuración electrónica da los electrones que llenan el subnivel en orden creciente de energía. El fósforo está en el grupo 5A (15) en el periodo 3. En los periodos 1 y 2, un total de 10 electrones llenan los subniveles $1s^2$, $2s^2$ y $2p^6$. En el periodo 3, 2 electrones van en $3s^2$. Los 3 electrones restantes (total de 15) se colocan en el subnivel 3*p*.

P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

c) En el cloro, el gas noble previo es neón. Para la configuración abreviada, escribe [Ne] para $1s^2 2s^2 2p^6$ y los electrones en los subniveles 3*s* y 3*p*.

[Ne] $3s^2 3p^5$ Configuración electrónica abreviada para Cl

Comprobación de estudio

Escribe las configuraciones electrónicas completa y abreviada para el azufre.

Preguntas y problemas — Escritura de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas

9.29 Compara los términos *configuración electrónica* y *configuración abreviada.*

9.30 Compara los términos *diagrama orbital* y *configuración electrónica.*

9.31 Escribe un diagrama orbital para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) boro *b*) aluminio
c) fósforo *d*) argón

9.32 Escribe un diagrama orbital para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) flúor *b*) sodio
c) magnesio *d*) azufre

9.33 Escribe una configuración electrónica completa para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) nitrógeno *b*) sodio
c) azufre *d*) boro

9.34 Escribe una configuración electrónica completa para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) carbono *b*) silicio
c) fósforo *d*) argón

9.35 Escribe una configuración electrónica abreviada para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) magnesio *b*) azufre
c) aluminio *d*) nitrógeno

9.36 Escribe una configuración electrónica abreviada para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) fósforo *b*) silicio
c) sodio *d*) oxígeno

9.37 Da el símbolo del elemento con cada una de las siguientes configuraciones electrónicas:
a) $1s^2 2s^1$ *b*) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
c) [Ne]$3s^2 3p^2$ *d*) [He]$2s^2 2p^5$

9.38 Indica el símbolo del elemento con cada una de las siguientes configuraciones electrónicas:
a) $1s^2 2s^2 2p^4$ *b*) [Ne]$3s^2$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ *d*) [Ne]$3s^2 3p^1$

9.39 Escribe el símbolo del elemento que satisfaga las siguientes condiciones:
a) tiene 3 electrones en el nivel de energía $n = 3$
b) tiene 2 electrones 2*p*
c) completa el subnivel 3*p*
d) tiene 2 electrones en el subnivel 2*s*

9.40 Indica el símbolo del elemento que satisfaga las siguientes condiciones:
a) tiene 5 electrones en el subnivel 3*p*
b) tiene 3 electrones 2*p*
c) completa el subnivel 3*s*
d) tiene 1 electrón en el subnivel 3*s*

9.5 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica

Meta de aprendizaje

Escribir la configuración electrónica para átomos usando los bloques de subnivel en la tabla periódica.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Modelo de capas de Bohr

Hasta ahora hemos escrito configuraciones electrónicas usando los diagramas de energía. Conforme las configuraciones incluyen más subniveles, esto se vuelve tedioso. Sin embargo, en la tabla periódica, los números atómicos están en orden creciente de energía de subnivel. Por tanto, podemos "acumular" átomos al leer la tabla periódica de izquierda a derecha a través de cada periodo.

Bloques de subnivel en la tabla periódica

Las configuraciones electrónicas de los elementos se relacionan con sus posiciones en la tabla periódica. Diferentes secciones o bloques dentro de la tabla corresponden a los subniveles *s*, *p*, *d* y *f* (figura 9.11).

1. Los **elementos del bloque *s*** incluyen hidrógeno y helio, y los elementos en los grupos 1A (1) y 2A (2). Esto significa que los 1 o 2 electrones finales en los elementos del bloque *s* se ubican en subniveles *s*. El número de periodo indica el subnivel particular *s* que se llena: 1*s*, 2*s*, etcétera.
2. Los **elementos del bloque *p*** consisten de los elementos en los grupos del 3A (13) al 8A (18). Hay seis elementos de bloque *p* en cada periodo porque cada subnivel *p* con tres orbitales *p* puede contener hasta 6 electrones. El número de periodo indica el subnivel *p* particular que se llena: 2*p*, 3*p*, etcétera.
3. Los **elementos del bloque *d*** aparecen primero después del calcio (número atómico 20) con las diez columnas de elementos de los metales de transición. Hay diez elementos en el bloque *d* porque los cinco orbitales *d* en cada subnivel *d* pueden contener hasta 10 electrones. El subnivel *d* particular es uno menos ($n - 1$) que el número de periodo. Por ejemplo, en el periodo 4, el primer bloque *d* es el subnivel 3*d*. En el periodo 5, el segundo bloque *d* es el subnivel 4*d*.
4. Los **elementos del bloque *f*** incluyen todos los elementos en las dos filas al fondo de la tabla periódica. Hay 14 elementos en cada bloque *f* porque los siete orbitales *f* en un subnivel *f* pueden contener hasta 14 electrones. Los elementos que tienen números atómicos superiores a 57 (La) tienen electrones en el bloque 4*f*. El subnivel *f* es dos menos ($n - 2$) que el número de periodo. Por

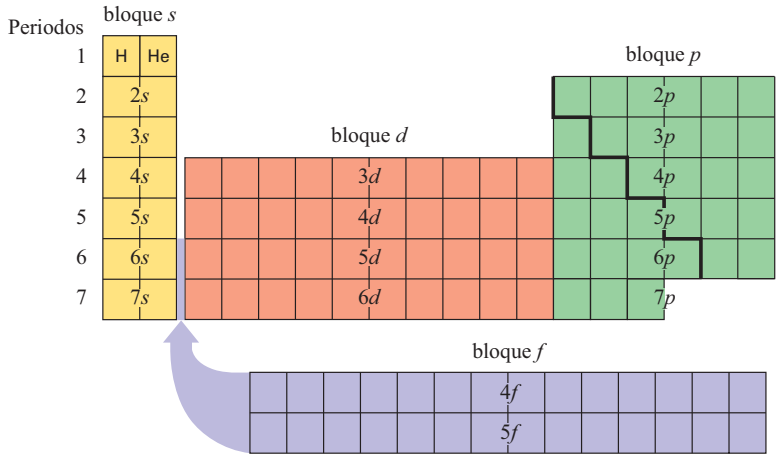


Figura 9.11 La configuración electrónica sigue el orden de subniveles en la tabla periódica.

P *Si el neón está en el grupo 8A, periodo 2, ¿cuántos electrones hay en los subniveles 1s, 2s y 2p del neón?*

ejemplo, en el periodo 6, el primer bloque *f* es el subnivel 4*f*. En el periodo 7, el segundo bloque *f* es el subnivel 5*f*.

Escritura de configuraciones electrónicas usando bloques de subnivel

Ahora escribimos configuraciones electrónicas usando los bloques de subnivel en la tabla periódica. Como antes, cada configuración comienza en H. Pero ahora nos movemos a través de la tabla, y escribimos cada bloque con que nos topemos hasta llegar al elemento para el que escribimos la configuración electrónica. Por ejemplo, escribe la configuración electrónica para el cloro (número atómico 17) a partir de los bloques de subnivel en la tabla periódica. Para cada elemento usamos los siguientes pasos:

PASO 1 Ubica el elemento en la tabla periódica.

PASO 2 Escribe los subniveles llenos en orden a través de cada periodo (izquierda a derecha).

PASO 3 Cuenta el número de electrones en el subnivel para el elemento dado y completa la configuración.

Periodo		Bloques de subnivel llenos
1	subnivel 1*s* (H ⟶ He)	$1s^2$
2	subnivel 2*s* (Li ⟶ Be) entonces 2*p* subnivel (B ⟶ Ne)	$2s^2 \longrightarrow 2p^6$
3	subnivel 3*s* (Na ⟶ Mg) entonces 3*p* subnivel (Al ⟶ Cl)	$3s^2 \longrightarrow 3p^?$ (Cl)

Al escribir en orden los bloques de subnivel hasta el cloro se obtiene

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^?$$

El cloro es el quinto elemento en el bloque 3*p*, lo que significa que el cloro tiene 5 electrones 3*p*. La configuración electrónica completa para el cloro se escribe del modo siguiente:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$ Bloque de subnivel final donde aparece Cl

Periodo 4

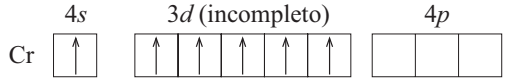
Hasta el momento, el llenado de los subniveles siguió un orden progresivo. Sin embargo, si observamos los bloques de subnivel en el periodo 4, vemos que el bloque de subnivel 4*s* se llena antes que los orbitales 3*d*. El orbital 4*s* tiene una energía ligeramente menor que los orbitales 3*d*, lo que significa que el subnivel 4*s* tiene la siguiente energía más baja después de llenar el subnivel 3*p* al final del periodo 3. Este orden ocurre de nuevo en el periodo 5, donde el orbital 5*s* se llena antes que los orbitales 4*d*, y de nuevo en el periodo 6, donde el orbital 6*s* se llena antes que el 5*d*.

Al comienzo del periodo 4, los 1 y 2 electrones restantes en el potasio (19) y calcio (20) van en el orbital 4*s*. En el escandio, el electrón restante va en el bloque 3*d*, que continúa llenándose hasta que tiene 10 electrones en el zinc (30). Una vez que el bloque 3*d* está completo, los siguientes 6 electrones van en el bloque 4*p* para los elementos del galio (31) al kriptón (36).

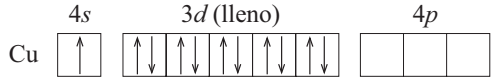
Número atómico	Elemento	Configuración electrónica	Configuración abreviada
Bloque 4*s* Elementos			
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar]4s^1$
20	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[Ar]4s^2$
Bloque 3*d* Elementos			
21	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	$[Ar]4s^2 3d^1$
22	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$[Ar]4s^2 3d^2$
23	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	$[Ar]4s^2 3d^3$
24	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	$[Ar]4s^1 3d^5$ (excepción)
25	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$[Ar]4s^2 3d^5$
26	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$[Ar]4s^2 3d^6$
27	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$[Ar]4s^2 3d^7$
28	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$[Ar]4s^2 3d^8$
29	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$[Ar]4s^1 3d^{10}$ (excepción)
30	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	$[Ar]4s^2 3d^{10}$
Bloque 4*p* Elementos			
31	Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^6$

Algunas excepciones en el orden de bloque de subnivel

Dentro del llenado del subnivel 3*d*, hay excepciones para cromo y cobre. En Cr y Cu, el subnivel 3*d* está cerrado a un subnivel incompleto o lleno, que es particularmente estable. Por tanto, el cromo sólo tiene 1 electrón en el subnivel 4*s* y 5*s* en el subnivel 3*d* para dar la estabilidad agregada de un subnivel *d* incompleto.



Una excepción similar ocurre cuando el cobre logra un subnivel 3*d* lleno al colocar sólo 1 electrón en el subnivel 4*s* y usar 10 electrones para completar el subnivel 3*d*



Después de que los subniveles 4*s* y 3*d* están completos, el subnivel 4*p* se llena como se esperaba de galio a kriptón, el gas noble que completa el periodo 4.

Guía para configuraciones electrónicas con bloques de subnivel

PASO 1
Ubica el elemento en la tabla periódica.

PASO 2
Escribe en orden los subniveles llenos avanzando a través de cada periodo.

PASO 3
Cuenta el número de electrones en el subnivel para el elemento dado y completa la configuración.

Problema de muestra 9.7 Uso de bloques de subnivel para escribir configuraciones electrónicas

Usa los bloques de subnivel en la tabla periódica para escribir la configuración electrónica para

a) bromo *b*) cesio

Solución

a) **PASO 1** El bromo está en el bloque *p* y en el periodo 4.

PASO 2 Comenzando con $1s^2$, avanza a través de la tabla periódica y escribe cada bloque de subnivel lleno del modo siguiente:

periodo 1 $1s^2$
periodo 2 $2s^2 \longrightarrow 2p^6$
periodo 3 $3s^2 \longrightarrow 3p^6$
periodo 4 $4s^2 \longrightarrow 3d^{10} \longrightarrow 4p?$

PASO 3 Hay 5 electrones en el subnivel 4*p* para Br ($4p^5$), que determina la configuración electrónica para Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) **PASO 1** El cesio está en el bloque *s* y en el periodo 6.

PASO 2 Al avanzar a través de la tabla periódica, comenzando desde el periodo 1, los bloques de subnivel se llenan del modo siguiente:

Periodo 1 $1s^2$
Periodo 2 $2s^2 \longrightarrow 2p^6$
Periodo 3 $3s^2 \longrightarrow 3p^6$
Periodo 4 $4s^2 \longrightarrow 3d^{10} \longrightarrow 4p^6$
Periodo 5 $5s^2 \longrightarrow 4d^{10} \longrightarrow 5p^6$
Periodo 6 $6s?$

PASO 3 Hay 1 electrón en el subnivel 6*s* para Cs ($6s^1$), que determina la configuración electrónica para Cs: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s$

Comprobación de estudio

Escribe la configuración electrónica del estaño.

Preguntas y problemas Configuraciones electrónicas y la tabla periódica

9.41 Escribe una configuración electrónica completa para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) arsénico *b*) hierro
c) paladio *d*) yodo

9.42 Escribe una configuración electrónica completa para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) calcio *b*) cobalto
c) galio *d*) cadmio

9.43 Escribe una configuración electrónica abreviada para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) titanio *b*) estroncio
c) bario *d*) plomo

9.44 Escribe una configuración electrónica abreviada para un átomo de cada uno de los siguientes elementos:
a) níquel *b*) arsénico
c) estaño *d*) antimonio

9.45 Proporciona el símbolo del elemento con cada una de las siguientes configuraciones electrónicas:
a) $1s^2 2s^1$ *b*) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
c) $[Ne]3s^2 3p^2$ *d*) $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$

9.46 Proporciona el símbolo del elemento con cada una de las siguientes configuraciones electrónicas:
a) $1s^2 2s^2 2p^4$ *b*) $[Ar]4s^2 3d^4$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ *d*) $[Xe]6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^3$

9.47 Proporciona el símbolo del elemento que satisface las siguientes condiciones:
a) tiene 3 electrones en el nivel de energía $n = 4$
b) tiene dos electrones $2p$
c) completa el subnivel $5p$
d) tiene 2 electrones en el subnivel $4d$

9.48 Proporciona el símbolo del elemento que satisface las siguientes condiciones:
a) tiene 5 electrones en el nivel de energía $n = 3$
b) tiene 1 electrón en el subnivel $6p$
c) completa el orbital $7s$
d) tiene cuatro electrones $5p$

9.49 Proporciona el número de electrones en los orbitales indicados para los siguientes casos:
a) $3d$ en zinc *b*) $2p$ en sodio
c) $4p$ en arsénico *d*) $5s$ en rubidio

9.50 Proporciona el número de electrones en los orbitales indicados para los siguientes casos:
a) $3d$ en manganeso *b*) $5p$ en antimonio
c) $6p$ en plomo *d*) $3s$ en magnesio

Meta de aprendizaje

Usar las configuraciones electrónicas de los elementos para explicar las tendencias periódicas.

9.6 Tendencias periódicas de los elementos

Las configuraciones electrónicas de los átomos son un importante factor en el comportamiento físico y químico de los elementos. En esta sección observaremos los *electrones de valencia* en los átomos, las tendencias en los tamaños de los átomos y la *energía de ionización*. Al avanzar en un periodo, hay un patrón de cambio regular en estas propiedades de un grupo al siguiente. Conocidas como *propiedades periódicas*, cada propiedad aumenta o disminuye a través de un periodo y luego la tendencia se repite en cada periodo sucesivo. Podemos usar los cambios estacionales en las temperaturas como una analogía para las propiedades periódicas. En el invierno, las temperaturas por lo general son frías y se vuelven más calientes en la primavera. Hacia el verano, las temperaturas exteriores son calientes, pero comienzan a enfriar en el otoño. Hacia el invierno, de nuevo esperamos temperaturas frías conforme el patrón de disminución y aumento de temperaturas se repite para otro año.

Número de grupo y electrones de valencia

Las propiedades químicas de los elementos representativos se deben principalmente a los **electrones de valencia**, que son los electrones en los niveles de energía más externos. Estos electrones de valencia ocupan los subniveles *s* y *p* con el número cuántico *n* más alto. Los números de grupo indican el número de electrones de valencia (externo) para los elementos en cada columna vertical. Por ejemplo, los elementos en el grupo 1A (1), como litio, sodio y potasio, tienen 1 electrón en el nivel de energía externa. Al observar el bloque de subnivel, podemos representar el electrón de valencia en los metales alcalinos del grupo 1A (1) como ns^1. Todos los elementos en el grupo 2A (2), los metales alcalinotérreos, tienen dos (2) electrones de valencia, ns^2. Los halógenos en el grupo 7A (17) tienen siete (7) electrones de valencia, ns^2np^5.

En la tabla 9.3 vemos la repetición de los electrones más externos *s* y *p* para los elementos representativos en los periodos del 1 al 4. El helio se incluye en el grupo 8A (18) porque es un gas noble, pero sólo tiene 2 electrones en su nivel de energía completo.

Tabla 9.3 Electrones de valencia para elementos representativos en los periodos 1–4

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
1							2
H							He
$1s^1$							$1s^2$
3	4	5	6	7	8	9	10
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$2s^1$	$2s^2$	$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
11	12	13	14	15	16	17	18
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
19	20	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
$4s^1$	$4s^2$	$4s^24p^1$	$4s^24p^2$	$4s^24p^3$	$4s^24p^4$	$4s^24p^5$	$4s^24p^6$

Problema de muestra 9.8 **Uso de números de grupo**

Usando la tabla periódica, escribe el número de grupo y la configuración electrónica de los electrones de valencia para los siguientes elementos:

a) calcio *b*) selenio *c*) plomo

Solución

a) el calcio está en el grupo 2A (2). Tiene una configuración electrónica de valencia de $4s^2$

b) el selenio está en el grupo 6A (16). Tiene una configuración electrónica de valencia de $4s^24p^4$

c) el plomo está en el grupo 4A (14). Tiene una configuración electrónica de valencia de $6s^26p^2$. Los electrones en los subniveles 5*d* y 4*f* no son electrones de valencia

Comprobación de estudio

¿Cuáles son los números de grupo y configuraciones electrónicas de valencia para el azufre y el estroncio?

Tamaño atómico

Aunque no hay límites para los átomos, los científicos tienen una buena idea del volumen típico de las nubes electrónicas en los átomos. Este volumen se describe en términos de su **radio atómico**, que es la distancia desde el núcleo hacia los electrones de valencia (más externos). Para elementos representativos, el radio atómico aumenta al bajar por cada grupo. Esperaríamos un aumento en radio porque los electrones más externos en los niveles de energía superiores están más lejos del núcleo. Por ejemplo, en los metales alcalinos, el Li tiene un electrón de valencia de $2s^1$; Na tiene un electrón de valencia de $3s^1$; K tiene un electrón de valencia de $4s^1$; y Rb tiene un electrón de valencia de $5s^1$ (ve la figura 9.12).

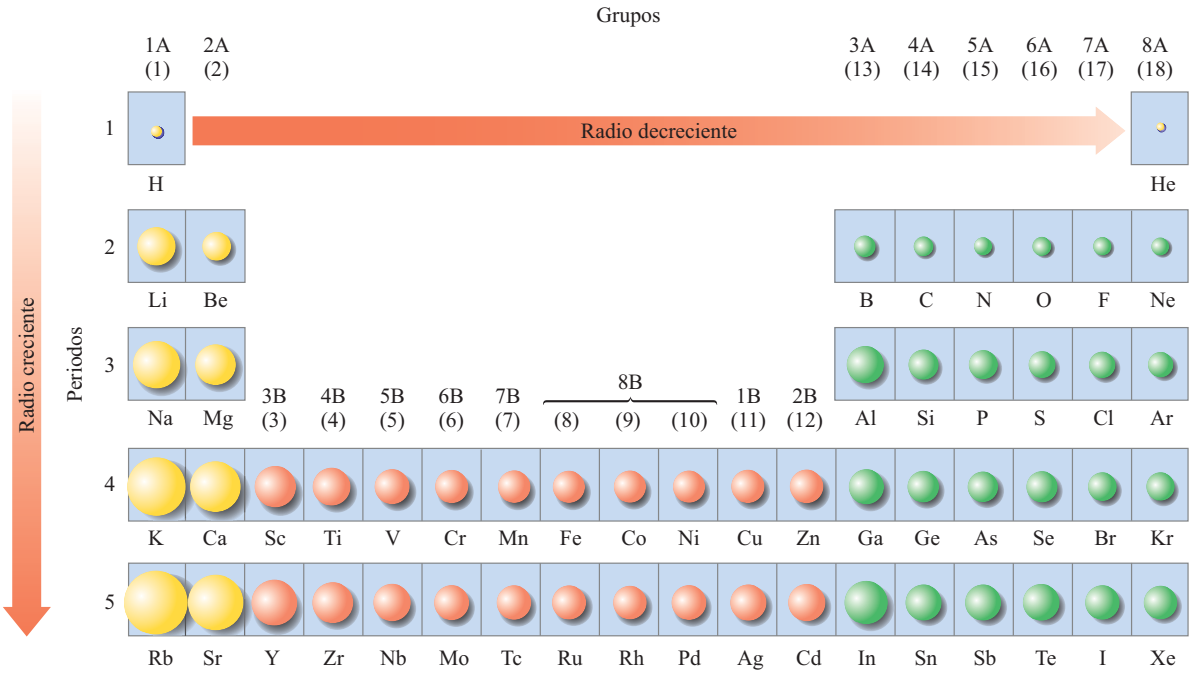


Figura 9.12 El radio atómico aumenta al bajar por un grupo, pero disminuye al ir de izquierda a derecha a través de un periodo.

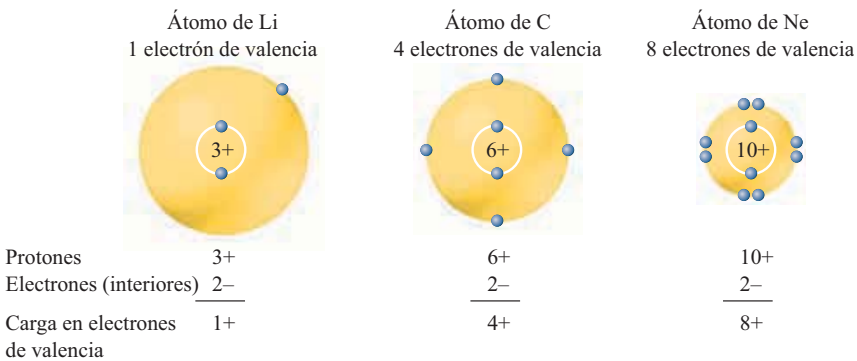
P *¿Por qué el radio atómico aumenta al bajar por un grupo?*

Los radios atómicos de los elementos representativos por lo general disminuyen de izquierda a derecha en la tabla periódica. Al avanzar por un periodo, hay un aumento en el número de electrones de valencia con un aumento correspondiente en protones, lo que causa una atracción más fuerte para los electrones más externos (ve la figura 9.13). Al avanzar a través de un periodo, los electrones de valencia se juntan más al núcleo, lo que hace a los átomos más pequeños.

Los radios atómicos de los elementos de transición que van a través de un periodo cambian sólo ligeramente porque los electrones se agregan a los subniveles *d* interiores. El aumento en la carga nuclear se balancea mediante un aumento en el número de electrones interiores. Por tanto, en los átomos de los elementos de transición del mismo periodo, la atracción para los elementos de valencia sigue siendo casi la misma, como su distancia desde el núcleo.

Figura 9.13 Al avanzar a través del periodo 2, la mayor carga nuclear atrae a los electrones de valencia con más fuerza, los acerca al núcleo y hace los átomos más pequeños.

P *¿Por qué un átomo de Mg tiene un radio atómico menor que un átomo de Na, pero un radio atómico mayor que un átomo de Si?*



Problema de muestra 9.9 **Radio atómico**

¿Por qué el radio de un átomo de fósforo es más grande que el de un átomo de nitrógeno, pero menor que el de un átomo de silicio?

Solución

El radio de un átomo de fósforo es mayor que el radio de un átomo de nitrógeno porque el fósforo tiene electrones de valencia en un nivel superior de energía, que está más lejos del núcleo. Un átomo de fósforo tiene un protón más que un átomo de silicio; por tanto, el núcleo en el fósforo tiene una atracción más fuerte para los electrones de valencia, lo que disminuye su radio en comparación con un átomo de silicio.

Comprobación de estudio

Ordena los átomos de los siguientes elementos en orden decreciente de radio atómico: Mg, S y Na.

Tamaños de átomos y sus iones

En la figura 9.14 se comparan los tamaños de los iones formados por los átomos de los metales y los no metales. Vemos que los iones positivos en el grupo 1A (1) son mucho más pequeños que los correspondientes a los átomos de metales. Esto ocurre porque los átomos de metales pierden todos sus electrones de valencia del nivel de energía más externo. Si observamos el segundo y tercer niveles de energía para el sodio, vemos que el electrón en el tercer nivel de energía se pierde para formar el ion sodio (Na^+), que tiene un octeto en el segundo nivel de energía.

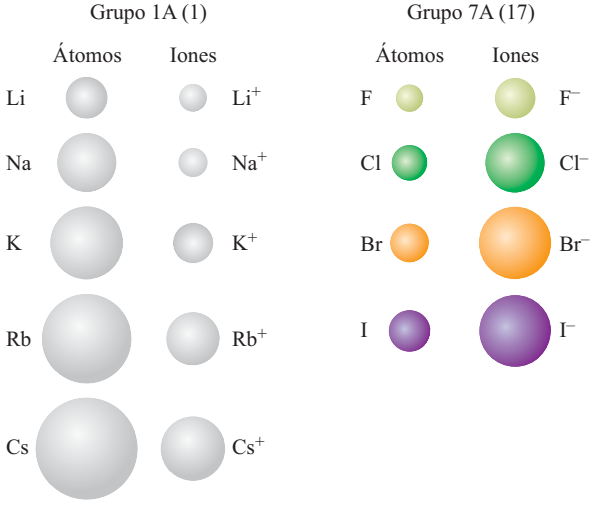
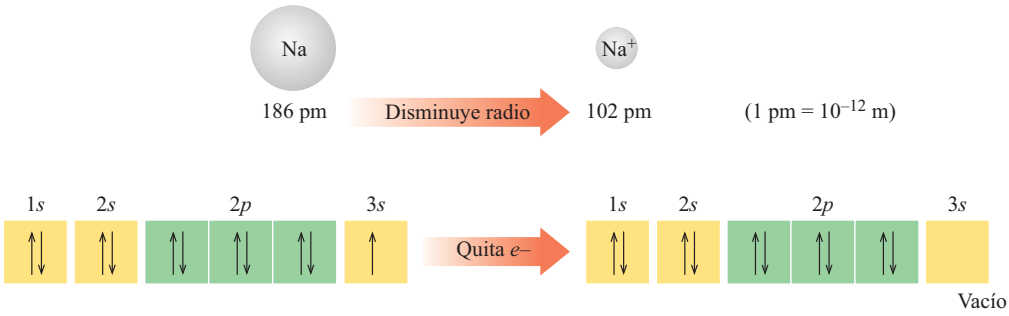
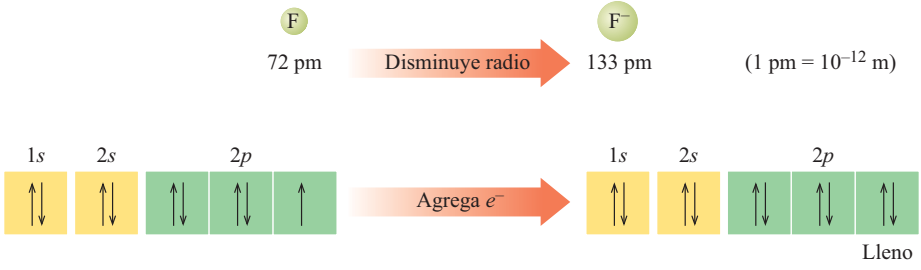


Figura 9.14 Los iones positivos de los metales tienen aproximadamente la mitad del tamaño de los correspondientes átomos de los metales. Los iones negativos de los no metales tienen aproximadamente el doble de tamaño que los correspondientes átomos de los no metales.

P *¿Cómo compararías el tamaño de los iones positivos al bajar por un grupo?*

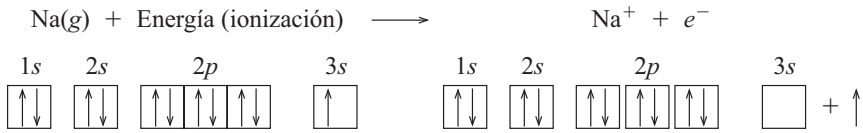


Cuando los átomos de los no metales agregan electrones, su tamaño aumenta debido al rechazo entre electrones (figura 9.14). Por ejemplo, un ion flúor es más grande que un átomo flúor porque se agrega un electrón de valencia al segundo nivel de energía, que completa un octeto.



Energía de ionización

Los electrones se mantienen en los átomos mediante su atracción al núcleo. Por tanto, se requiere energía para quitar un electrón de un átomo. La **energía de ionización** es la energía necesaria para quitar el electrón menos firmemente unido a un átomo en el estado gaseoso (*g*). Cuando se quita un electrón de un átomo neutro, se forma un catión con una carga 1+.



Por lo general, la energía de ionización disminuye al bajar por un grupo. Conforme disminuye la atracción nuclear para los electrones más alejados del núcleo, se necesita menos energía para quitar un electrón (figura 9.15). *Al avanzar por un periodo, de izquierda a derecha, la energía de ionización generalmente aumenta.* Conforme aumenta la atracción para los electrones más externos a través de un periodo, se requiere más energía para quitar un electrón. En general, la energía de ionización es baja para los metales y alta para los no metales. Además de esta tendencia general, hay diferencias específicas en las energías de ionización, que se explican mediante la estabilidad especial de un subnivel lleno o incompleto.

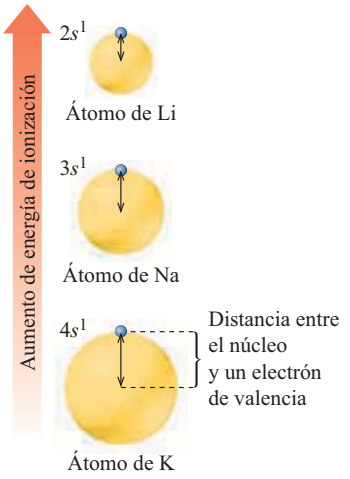


Figura 9.15 Conforme aumenta la distancia al núcleo en los átomos de Li, Na y K, la atracción al núcleo disminuye y se requiere menos energía para quitar al electrón de valencia.

P *¿Por qué Cs tendría una energía de ionización menor que K?*

En el periodo 1, los electrones de valencia están cerca del núcleo y firmemente unidos. H y He tienen altas energías de ionización porque se requiere una gran cantidad de energía para quitar un electrón. La energía de ionización para He es la más alta que en cualquier elemento porque He tiene un subnivel 1*s* lleno estable, que se perturba al quitar un electrón. Las altas energías de ionización de los gases nobles indican que sus configuraciones electrónicas son especialmente estables (figura 9.16).

En el periodo 2 hay una disminución en la energía de ionización del grupo 2A (2) al grupo 3A(13). Un electrón 2*p*, que está en un subnivel superior, está más lejos del núcleo y se quitará más fácilmente que un electrón 2*s*, y quitar este electrón implica un subnivel lleno estable. En los grupos 4A (14) y 5A (15), el aumento de carga del núcleo atrae a los electrones 2*p* más fuertemente, lo que requiere una mayor energía de ionización. Entonces hay una ligera disminución en la energía de ionización del grupo 6A (16) comparada con el grupo 5A(15). Para el grupo 6A (16), quitar un electrón 2*p* requiere menos energía porque resulta en un subnivel 2*p* estable incompleto. La energía de ionización aumenta para los grupos 7A (17) y 8A (18) debido al aumento en la carga nuclear. La perturbación de la configuración electrónica estable ns^2np^6 de los gases nobles requiere las energías de ionización más altas de todos los grupos.

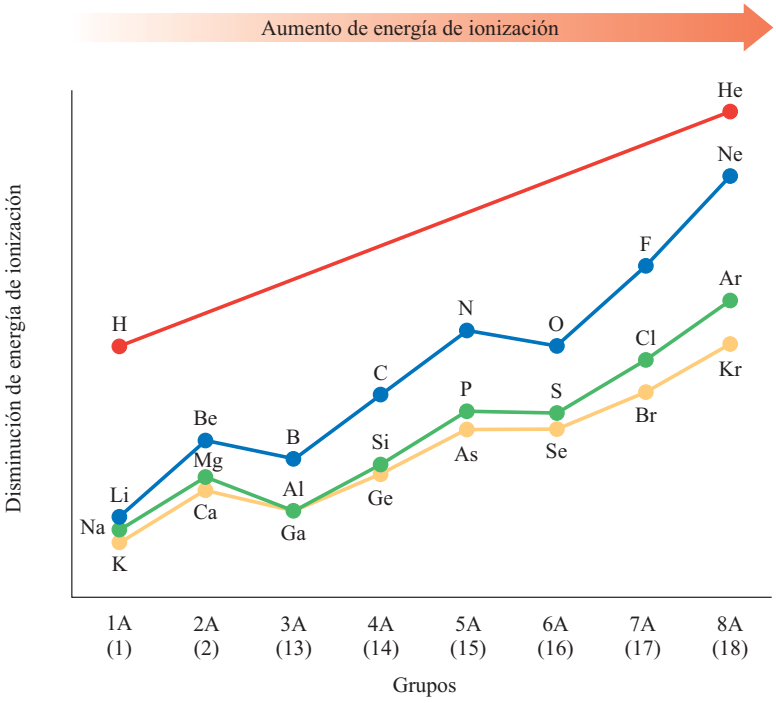


Figura 9.16 Las energías de ionización para los elementos representativos tienden a disminuir al bajar por un grupo y aumenta al avanzar por un periodo.

P *¿Por qué la energía de ionización para Li es menor que para O?*

Problema de muestra 9.10 **Energía de ionización**

Indica el elemento que tenga la mayor energía de ionización en cada pareja y explica tu elección.

a) K o Na
b) Mg o Cl
c) F o N

Solución

a) Na. En Na se quita un electrón de un orbital más cercano al núcleo.
b) Cl. La carga nuclear aumenta la atracción sobre los electrones más externos para los elementos en el mismo periodo.
c) F. El aumento en carga nuclear de F requiere una mayor energía de ionización, comparado con N.

Comprobación de estudio

Ordena Sn, Sr e I en orden creciente de energía de ionización.

Preguntas y problemas — Tendencias periódicas de los elementos

9.51 ¿Qué indica el número de grupo de un elemento acerca de su configuración electrónica?

9.52 ¿Qué es similar y diferente en los electrones de valencia de los elementos en un grupo?

9.53 Escribe el número de grupo usando notación A/B y numeración 1–18 de los elementos que tienen la siguiente configuración electrónica externa:
a) $2s^2$ *b*) $3s^23p^3$
c) $4s^23d^5$ *d*) $5s^24d^{10}5p^4$

9.54 Escribe el número de grupo usando notación A/B y numeración 1–18 de los elementos que tienen la siguiente configuración electrónica externa:
a) $4s^24p^5$ *b*) $4s^1$
c) $4s^23d^8$ *d*) $5s^24d^{10}5p^2$

9.55 Escribe la configuración electrónica de valencia para cada uno de los siguientes casos (ejemplo ns^2np^4):
a) metales alcalinos *b*) grupo 4A
c) grupo 13 *d*) grupo 5A

9.56 Escribe la configuración electrónica de valencia para cada uno de los siguientes casos (ejemplo ns^2np^4):
a) halógenos *b*) grupo 6A
c) grupo 10 *d*) metales alcalinotérreos

9.57 Indica el número de electrones de valencia (más externos) en cada uno de los siguientes casos:
a) aluminio *b*) grupo 5A
c) níquel *d*) F, Cl, Br e I

9.58 Indica el número de electrones de valencia (más externos) en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Li, Na, K, Rb y Cs *b*) zinc y cadmio
c) C, Si, Ge, Sn y Pb *d*) grupo 8A

9.59 Explica las razones por las que Mg y Ca están en el mismo grupo.

9.60 Explica las razones por las que Cl y Br están en el mismo grupo.

9.61 Coloca los elementos en cada conjunto en orden decreciente de radio atómico.
a) Mg, Al, Si *b*) Cl, Br, I
c) I, Sb, Sr *d*) P, Si, Na

9.62 Coloca los elementos en cada conjunto en orden decreciente de radio atómico.
a) Cl, S, P *b*) Ge, Si, C
c) Ba, Ca, Sr *d*) O, S, Se

9.63 Selecciona el átomo más grande en cada par.
a) Na o O *b*) Na o Rb
c) Na o Mg *d*) Na o Cl

9.64 Selecciona el átomo más grande en cada par.
a) S o Cl *b*) S o O
c) S o Se *d*) S o Al

9.65 ¿Por qué un ion de potasio es más pequeño que un átomo de potasio?

9.66 ¿Por qué un ion de bromo es más grande que un átomo de bromo?

9.67 ¿Cuál es más grande en cada uno de los siguientes pares?
a) Na o Na^+ *b*) Br o Br^- *c*) S o S^{2-}

9.68 ¿Cuál es más pequeño en cada uno de los siguientes pares?
a) I o I^- *b*) Ca o Ca^{2+} *c*) Rb o Rb^+

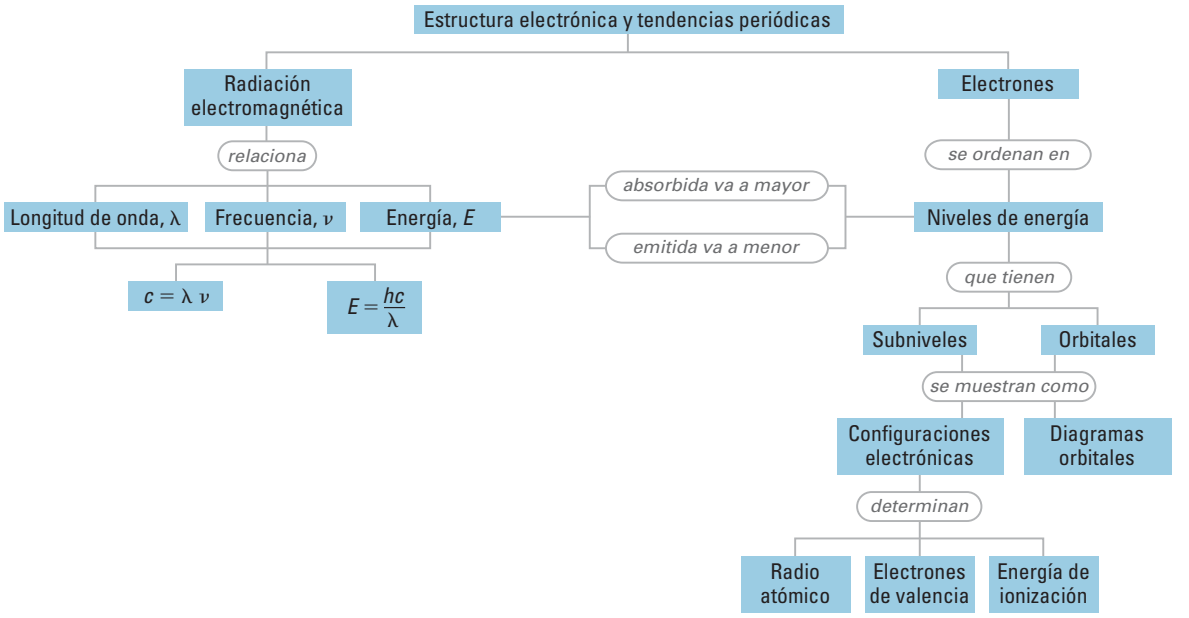
9.69 Ordena cada conjunto de elementos en orden creciente de energía de ionización.
a) F, Cl, Br *b*) Na, Cl, Al
c) Na, K, Cs *d*) As, Sb, Sn

9.70 Ordena cada conjunto de elementos en orden creciente de energía de ionización.
a) C, N, O *b*) P, S, Cl
c) As, P, N *d*) Al, Si, P

9.71 Selecciona el elemento en cada par con la mayor energía de ionización.
a) Br o I *b*) Mg o Al
c) S o P *d*) I o Xe

9.72 Selecciona el elemento en cada par con la mayor energía de ionización.
a) O o Ne *b*) K o Br
c) Ca o Ba *d*) N o O

Mapa conceptual **Estructura electrónica y tendencias periódicas**



Repaso del capítulo

9.1 Radiación electromagnética

La radiación electromagnética, como las ondas de radio y la luz visible, es energía que viaja como ondas a la velocidad de la luz. Cada tipo particular de radiación tiene una longitud de onda y frecuencia específicas. Una longitud de onda es la distancia entre una cresta en una onda y la cresta en la siguiente onda. La frecuencia es el número de ondas que pasan por un punto en un segundo. La radiación con longitud de onda larga tiene frecuencias bajas, mientras que la radiación con longitud de onda corta tiene frecuencias altas. La radiación con frecuencia alta tiene energía alta.

9.2 Espectros atómicos y niveles de energía

Los espectros atómicos de los elementos se relacionan con los niveles de energía específicos ocupados por electrones. Cuando la energía se absorbe, un electrón se mueve a un nivel de energía superior; la energía se pierde cuando el electrón cae a un nivel de energía inferior y emite un fotón. Cada elemento tiene su propio espectro único.

9.3 Niveles de energía, subniveles y orbitales

Un orbital es una región alrededor del núcleo donde es más probable encontrar un electrón con una energía específica. Cada orbital tiene un máximo de 2 electrones, que deben tener espines opuestos. En cada nivel de energía principal (n), los electrones ocupan orbitales dentro de los subniveles. Un subnivel s tiene un orbital s, un subnivel p tiene tres orbitales p, un subnivel d tiene cinco orbitales d, y un subnivel f tiene siete orbitales f. Cada tipo de orbital tiene una forma única.

9.4 Escritura de diagramas orbitales y configuraciones electrónicas

Dentro de un subnivel, los electrones entran a los orbitales en el mismo nivel de energía uno a la vez hasta que todos los orbitales están incompletos. Los electrones adicionales entran con espines opuestos hasta que los orbitales en dicho subnivel están llenos con 2 electrones cada uno. Los electrones en un átomo se escriben en un diagrama orbital, que muestra los orbitales que están ocupados por electrones pareados y no pareados. La configuración electrónica muestra el número de electrones en cada subnivel. En una configuración electrónica abreviada se coloca el símbolo de un gas noble entre corchetes para representar los subniveles llenos.

9.5 Configuraciones electrónicas y tabla periódica

La tabla periódica consiste de bloques de subnivel s, p, d y f. Una configuración electrónica se escribe siguiendo el orden de los bloques de subnivel en la tabla periódica. Comenzando con 1s, se obtiene una configuración electrónica al escribir los bloques de subniveles en orden a través de la tabla periódica hasta que se alcanza el elemento.

9.6 Tendencias periódicas de los elementos

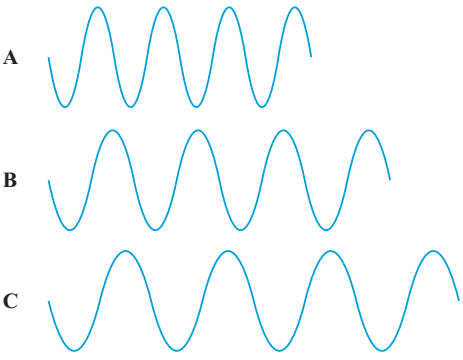
Las propiedades de los elementos se relacionan con los electrones de valencia de los átomos. Con sólo unas excepciones menores, cada grupo de elementos tiene la misma distribución de electrones de valencia que difieren sólo en el nivel de energía. El radio de un átomo aumenta al bajar por un grupo y disminuye al atravesar un periodo. La energía requerida para quitar un electrón de valencia es la energía de ionización, que por lo general disminuye al bajar por un grupo y aumenta al atravesar un periodo.

Términos clave

configuración electrónica Lista del número de electrones en cada subnivel dentro de un átomo, ordenado por energía creciente.
diagrama orbital Diagrama que muestra la configuración electrónica en los orbitales de los niveles de energía.
electrones de valencia Electrones en los niveles de energía más externos.
elementos del bloque *d* El bloque de diez elementos en los grupos 3B (3) a 2B (12) en el que los electrones llenan los cinco orbitales *d* en los subniveles *d*.
elementos del bloque *f* Bloque de 14 elementos en las filas al fondo de la tabla periódica, donde los electrones llenan los siete orbitales *f* en los subniveles 4*f* y 5*f*.
elementos del bloque *p* Elementos en los grupos del 3A (13) al 8A (18) en el que los electrones llenan los orbitales *p* en los subniveles *p*.
elementos del bloque *s* Elementos en los grupos 1A (1) y 2A (2), donde los electrones llenan los orbitales *s*.
energía de ionización Energía necesaria para quitar el electrón menos firmemente unido del nivel de energía más externo de un átomo.
espectro atómico Serie de líneas específicas para cada elemento, producidas por los fotones emitidos por los electrones que caen a niveles de energía inferiores.
espectro electromagnético Ordenamiento de los tipos de radiación de las longitudes de onda largas a las longitudes de onda cortas.
fotón La partícula de luz más pequeña.
frecuencia Número de veces que las crestas de una onda pasan por un punto en 1 segundo.
longitud de onda Distancia entre las crestas de dos ondas adyacentes.
número cuántico principal (*n*) Números ($n = 1, n = 2,...$) asignados a los niveles de energía.
orbital Región alrededor del núcleo de un átomo, donde es más probable encontrar a los electrones de cierta energía: los orbitales *s* son esféricos, los orbitales *p* tienen dos lóbulos.
radiación electromagnética Formas de energía, como la luz visible, las microondas, las ondas de radio, infrarrojo, luz ultravioleta y rayos X, que viajan como ondas a la velocidad de la luz.
radio atómico Distancia de los electrones más externos hacia el núcleo.
subnivel Grupo de orbitales de igual energía dentro de los niveles de energía principal. El número de subniveles en cada nivel de energía es el mismo que el número cuántico principal (*n*).

Comprensión de conceptos

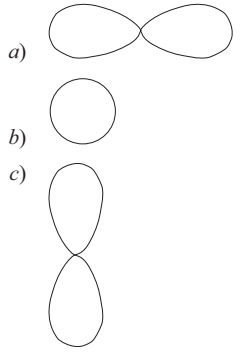
Usa el siguiente diagrama para los problemas 9.73 y 9.74.



9.73 Selecciona el diagrama A, B o C que
a) tenga la longitud de onda más larga.
b) tenga la longitud de onda más corta.
c) tenga la frecuencia más alta.
d) tenga la frecuencia más baja.

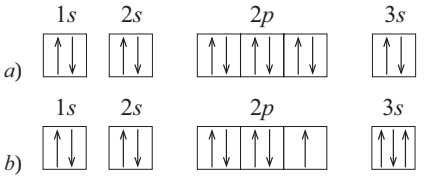
9.74 Selecciona el diagrama A, B o C que
a) tenga la energía más alta
b) tenga la energía más baja
c) representaría luz azul
d) representaría luz roja
e) representaría luz verde

9.75 Relaciona los siguientes diagramas con un orbital *s* o *p*.

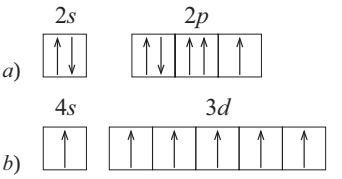


9.76 Relaciona lo siguiente con los orbitales *s* o *p*.
a) dos lóbulos *b*) forma esférica
c) se encuentra en $n = 2$ *d*) se encuentra en $n = 3$

9.77 Indica si las siguientes secciones de los diagramas orbitales son o no posibles y explica tu razonamiento. Cuando la sección es posible, indica el elemento que representa.



9.78 Indica si las siguientes secciones de diagramas orbitales son o no posibles y explica tu razonamiento. Cuando la sección es posible, indica el elemento que representa.



9.79 Relaciona las esferas representadas con átomos de Li, Na, K y Rb.



9.80 Relaciona las esferas representadas con átomos de K, Ge, Ca y Kr.



Preguntas y problemas adicionales

9.81 La distancia promedio entre el Sol y la Tierra es aproximadamente 1.5×10^8 km. ¿Cuántos minutos tarda la luz ultravioleta en recorrer esta distancia?

9.82 La distancia promedio entre Marte y la Tierra es aproximadamente 2.3×10^8 km. ¿Cuántos minutos tarda la luz roja en recorrer esta distancia?

9.83 Calcula la frecuencia de la radiación electromagnética con las siguientes longitudes de onda:
a) luz amarilla a 590 nm
b) luz ultravioleta a 4.5×10^{-7} m
c) rayos X a 1.0×10^{-1} nm

9.84 Calcula la longitud de onda en metros de las siguientes frecuencias de radiación electromagnética:
a) lámpara térmica a 1×10^{13} MHz
b) rayos gamma de cobalto radioactivo a 2.8×10^{20} s^{-1}
c) una estación de música FM a 101.5 MHz

9.85 ¿Cuál es la diferencia entre un espectro continuo y los espectros atómicos?

9.86 La luz roja en una señal de neón se emite porque
a) se quitan electrones
b) los electrones saltan a niveles de energía superiores
c) los electrones caen a niveles de energía inferiores
d) los electrones pasan alrededor del átomo a la velocidad de la luz

9.87 ¿Cuál es el principio de exclusión de Pauli?

9.88 Cinco electrones no pareados entrarán a un subnivel *d* antes de que comiencen a parearse. Cierto o falso.

9.89 ¿En qué son similares y en qué diferentes los siguientes casos?
a) orbitales 2*p* y 3*p*
b) orbitales 2*s* y 2*p*
c) los orbitales en el subnivel 4*p*

9.90 Indica el número de electrones no pareados en cada uno de los siguientes casos:
a) cromo
b) un elemento en el grupo 16
c) un elemento en el grupo 3A
d) F, Cl, Br e I

9.91 ¿Cuáles de los siguientes orbitales son posibles en un átomo: 4*p*, 2*d*, 3*f* y 5*f*?

9.92 ¿Cuáles de los siguientes orbitales son posibles en un átomo: 1*p*, 4*f*, 6*s* y 4*d*?

9.93 *a*) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 3*s*?
b) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 4*p*?
c) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 3*d*?
d) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 3*p*?

9.94 *a*) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 5*s*?
b) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 4*d*?
c) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 4*f*?
d) ¿cuál subnivel electrónico comienza a llenarse después de completar el subnivel 5*p*?

9.95 *a*) ¿cuántos electrones 3*d* hay en Fe?
b) ¿cuántos electrones 5*p* hay en Ba?
c) ¿cuántos electrones 4*d* hay en I?
d) ¿cuántos electrones 6*s* hay en Ba?

9.96 *a*) ¿cuántos electrones 3*d* hay en Zn?
b) ¿cuántos electrones 4*p* hay en Br?
c) ¿cuántos electrones 6*p* hay en Bi?
d) ¿cuántos electrones 5*s* hay en Cd?

9.97 ¿Qué tienen en común lo elementos Ca, Sr y Ba en términos de su configuración electrónica? ¿Dónde se ubican en la tabla periódica?

9.98 ¿Qué tienen en común los elementos O, S y Se en términos de su configuración electrónica? ¿Dónde se ubican en la tabla periódica?

9.99 Considera tres elementos con las siguientes notaciones de gas noble:

$X = [Ar]4s^2$ $Y = [Ne]3s^23p^4$

$Z = [Ar]4s^23d^{10}4p^4$

a) Identifica cada elemento como metal, metaloide o no metal.
b) ¿cuál elemento tiene el radio atómico más grande?
c) ¿cuáles elementos tienen propiedades similares?
d) ¿cuál elemento tiene la energía de ionización más alta?
e) ¿cuál elemento tiene el radio atómico más pequeño?

9.100 Considera tres elementos con las siguientes notaciones de gas noble:

$X = [Ar]4s^23d^5$ $Y = [Ar]4s^23d^{10}4p^1$

$Z = [Ar]4s^23d^{10}4p^6$

a) identifica cada elemento como metal, metaloide o no metal
b) ¿cuál elemento tiene el radio atómico más pequeño?
c) ¿cuáles elementos tienen propiedades similares?
d) ¿cuál elemento tiene la energía de ionización más alta?
e) ¿cuál elemento tiene un subnivel incompleto?

9.101 Nombra el elemento que corresponda a cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $1s^22s^22p^63s^23p^3$
b) metal alcalino con el radio atómico más pequeño
c) $[Kr]5s^24d^{10}$
d) elemento del grupo 5A con energía de ionización más alta
e) elemento del periodo 3 con radio atómico más grande.

9.102 Nombra el elemento que corresponde a cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$
b) $[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
c) halógeno con la energía de ionización más alta
d) elemento del grupo 5A con la energía de ionización más pequeña
e) elemento del periodo 4 con el radio atómico más pequeño

9.103 Un ion óxido, O^{2-}, tiene aproximadamente el doble de tamaño que un átomo de oxígeno. ¿Cómo explicarías esto?

9.104 Un ion de aluminio, Al^{3+}, tiene sólo un tercio del tamaño de un átomo de aluminio. ¿Cómo explicarías esto?

9.105 Para cada par, selecciona el más pequeño.
a) Sr o Sr^{2+}
b) Se o Se^{2-}
c) Br^- o I^-

9.106 Para cada par, selecciona el más pequeño.
a) Li^+ o Li
b) Br o Br^-
c) Ca^{2+} o Mg^{2+}

9.107 ¿Por qué la energía de ionización del Ca es mayor que la de K, pero menor que la de Mg?

9.108 ¿Por qué la energía de ionización del Cl es menor que la de F, pero mayor que la de S?

9.109 La energía de ionización por lo general aumenta al ir de izquierda a derecha a través de un periodo. ¿Por qué los elementos del grupo 3A tienen una energía de ionización menor que los elementos del grupo 2A?

9.110 La energía de ionización por lo general aumenta al ir de izquierda a derecha a través de un periodo. ¿Por qué los elementos del grupo 6A tienen una energía de ionización menor que los elementos el grupo 5A?

9.111 De los elementos Na, P, Cl y F
a) ¿cuál es metal?
b) ¿cuál tiene el radio atómico más grande?
c) ¿cuál tiene la energía de ionización más alta?
d) ¿cuál pierde un electrón más fácilmente?
e) ¿cuál se encuentra en el grupo 7A, periodo 3?

9.112 De los elementos Mg, Ca, Br, Kr
a) ¿cuál es un gas noble?
b) ¿cuál tiene el radio atómico más pequeño?
c) ¿cuál tiene la energía de ionización más baja?
d) ¿cuál requiere más energía para quitar un electrón?
e) ¿cuál se encuentra en el grupo 2A, periodo 4?

9.113 Escribe la configuración electrónica abreviada y número de grupo para cada uno de los siguientes elementos:
a) Si *b*) Se *c*) Mn *d*) Sb

9.114 Escribe la configuración electrónica abreviada y número de grupo para cada uno de los siguientes elementos:
a) Zn *b*) Rh *c*) Tc *d*) Pb

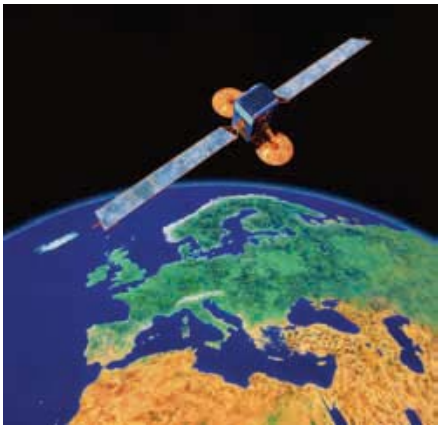
9.115 Proporciona el símbolo del elemento que tiene
a) menor radio atómico en el grupo 6A
b) menor radio atómico en el periodo 3
c) mayor energía de ionización en el grupo 15
d) energía de ionización más baja en el periodo 3
e) configuración $[Kr]5s^24d^6$

9.116 Proporciona el símbolo del elemento que tiene
a) mayor radio atómico en el periodo 5
b) mayor radio atómico en el grupo 3A
c) energía de ionización más alta en el grupo 18
d) energía de ionización más baja en el periodo 2
e) configuración $[Ar]5s^24d^{10}5p^2$

Preguntas de desafío

9.117 Compara la velocidad, longitudes de onda y frecuencias de la luz ultravioleta y las microondas.

9.118 Las ondas de radio con frecuencia de $5.0 \times 10^5\ s^{-1}$ se usan para comunicarse con satélites en el espacio.
a) ¿Cuál es la longitud de onda en metros y nanómetros de las ondas de radio?
b) ¿Cuántos minutos tardará en llegar un mensaje a un satélite a 5.0×10^7 km desde el control de vuelo de la Tierra?



9.119 ¿Cómo explican los científicos las líneas de colores observadas en los espectros de los átomos calentados?

9.120 Aun cuando H sólo tiene un electrón, hay muchas líneas en el especto de H. Explica.

9.121 ¿Qué se entiende por nivel de energía principal, subnivel y orbital?

9.122 En algunas tablas periódicas, H se coloca en el grupo 1A (1). En otras, H se coloca en el grupo 7A (17). ¿Por qué?

9.123 Compara O, S y Cl en términos de radio atómico y energía de ionización.

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

9.1 $1.4 \times 10^{18}\ s^{-1}$

9.2 De menor a mayor frecuencia: ondas de radio FM, microondas, luz ultravioleta y rayos X.

9.3 Puesto que los espectros de los elementos consistían solamente de líneas discretas separadas, los científicos concluyeron que los electrones sólo ocupaban ciertos niveles de energía en el átomo.

9.4 Los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s* son esféricos, pero aumentan en volumen porque es más probable que el electrón se encuentre más lejos del núcleo para niveles de energía superiores.

9.5

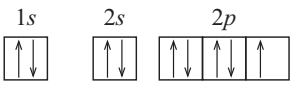


Diagrama orbital para el flúor (F)

$1s^22s^22p^5$ Configuración electrónica para el flúor (F)

$[He]\ 2s^22s^5$ Configuración electrónica abreviada para el flúor (F)

9.6 $1s^22s^22p^63s^23p^4$ Configuración electrónica para el azufre (S)

$[Ne]3s^23p^4$ Configuración electrónica abreviada para el azufre (S)

9.7 El estaño tiene la configuración electrónica:
$1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^2$

9.8 El azufre en el grupo 6A (16) tiene una configuración electrónica de valencia $3s^2 3p^4$. El estroncio en el grupo 2A (2) tiene una configuración electrónica de valencia $5s^2$.

9.9 Al atravesar un periodo, el radio atómico disminuye: Na es más grande, luego Mg y S es el más pequeño.

9.10 La energía de ionización aumenta al atravesar un periodo: en Sr es más baja, en Sn es mayor y en I es la más alta del conjunto.

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

9.1 La longitud de onda de la luz UV es la distancia entre crestas de la onda.

9.3 La luz blanca tiene todos los colores del espectro, incluidos luz roja y azul.

9.5 650 kHz tiene una longitud de onda de 4.6×10^2 m.
980 kHz tiene una longitud de onda de 3.1×10^2 m.

9.7 La luz anaranjada tiene una longitud de onda de 6.3×10^{-7} m o 630 nm.

9.9 Las microondas tienen una longitud de onda más larga que la luz ultravioleta o los rayos X.

9.11 De longitud de onda más corta a más larga: rayos X, luz azul, infrarroja, microondas.

9.13 Los espectros atómicos consisten de una serie de líneas separadas por secciones oscuras, lo que indica que la energía emitida por los elementos no es continua.

9.15 Absorbe

9.17 Un fotón en la región infrarroja del espectro se emite cuando un electrón excitado cae al tercer nivel de energía.

9.19 El fotón con mayor energía es
a) luz verde *b*) luz azul

9.21 *a*) esférico *b*) dos lóbulos *c*) esférico

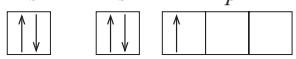
9.23 *a*) ambos son esféricos
b) ambos son parte del tercer nivel de energía
c) ambos tienen tres orbitales *p*
d) todos tienen dos lóbulos y pertenecen al tercer nivel de energía

9.25 *a*) hay un máximo de cinco orbitales en el subnivel 3*d*
b) hay un subnivel en el nivel de energía $n = 1$
c) hay un orbital en el subnivel 6*s*
d) hay nueve orbitales en el nivel de energía $n = 3$

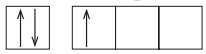
9.27 *a*) hay un máximo de 2 electrones en un orbital 2*p*
b) hay un máximo de 6 electrones en el subnivel 3*p*
c) hay un máximo de 32 electrones en el nivel de energía $n = 4$
d) hay un máximo de 10 electrones en el subnivel 5*d*

9.29 La configuración electrónica muestra el número de electrones en cada subnivel de un átomo. La configuración electrónica abreviada usa el símbolo del gas noble para mostrar subniveles completados.

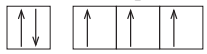
9.31 *a*) 1*s* 2*s* 2*p*



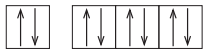
b) 3*s* 3*p*



c) 3*s* 3*p*



d) 3*s* 3*p*



9.33 *a*) N $1s^2 2s^2 2p^3$ *b*) Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
c) S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ *d*) B $1s^2 2s^2 2p^1$

9.35 *a*) Mg [Ne]$3s^2$ *b*) S [Ne]$3s^2 3p^4$
c) Al [Ne]$3s^2 3p^1$ *d*) N [He]$2s^2 2p^3$

9.37 *a*) Li *b*) S *c*) Si *d*) F

9.39 *a*) Al *b*) C *c*) Ar *d*) Be

9.41 *a*) As $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
b) Fe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
c) Pd $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^8$
d) I $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

9.43 *a*) Ti [Ar] $4s^2 3d^2$ *b*) Sr [Kr] $5s^2$
c) Ba [Xe] $6s^2$ *d*) Pb [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

9.45 *a*) Li *b*) Co *c*) Si *d*) Br

9.47 *a*) Ga *b*) C *c*) Xe *d*) Zr

9.49 *a*) 10 *b*) 6 *c*) 3 *d*) 1

9.51 Los números de grupo 1A–8A o los dígitos uno en 1, 2 y 13–18 indican 1–8 electrones de valencia. Los números de grupo 3–12 dan los electrones en el subnivel *s* y *d*. El grupo B indica que el subnivel *d* está lleno.

9.53 *a*) 2A (2) *b*) 5A (15)
c) 7B (7) *d*) 6A (16)

9.55 *a*) ns^1 *b*) $ns^2 np^2$
c) $ns^2 np^1$ *d*) $ns^2 np^3$

9.57 *a*) 3 *b*) 5 *c*) 2 *d*) 7

9.59 Mg y Ca tienen 2 electrones de valencia, Mg $3s^2$ y Ca $4s^2$.

9.61 *a*) Mg, Al, Si *b*) I, Br, Cl
c) Sr, Sb, I *d*) Na, Si, P

9.63 *a*) Na *b*) Rb *c*) Na *d*) Na

9.65 Cuando el ion potasio se forma, pierde el único electrón de valencia en su nivel de energía más externo y es más pequeño que un átomo de potasio.

9.67 *a*) Na *b*) Br^- *c*) S^{2-}

9.69 *a*) Br, Cl, F *b*) Na, Al, Cl
c) Cs, K, Na *d*) Sn, Sb, As

9.71 *a*) Br *b*) Mg *c*) P *d*) Xe

9.73 *a*) C tiene la longitud de onda más larga
b) A tiene la longitud de onda más corta
c) A tiene la frecuencia más alta
d) C tiene la frecuencia más baja

9.75 *a*) *p* *b*) *s* *c*) *p*

9.77 *a*) esto es posible. Este elemento es magnesio
b) no es posible. El subnivel 2*p* se llenaría antes que el 3*s* y sólo se permiten 2 electrones en un orbital

9.79 Li es D, Na es A, K es C y Rb es B.

9.81 8.3 min

9.83 *a*) $5.1 \times 10^{14}\ s^{-1}$ *b*) $6.7 \times 10^{14}\ s^{-1}$
c) $3.0 \times 10^{18}\ s^{-1}$

9.85 Un espectro continuo de luz blanca tiene longitudes de onda de todas las energías. Los espectros atómicos son espectros de líneas en los que una serie de líneas corresponde a la energía emitida cuando los electrones caen de un nivel de energía superior a un nivel inferior.

9.87 El principio de exclusión de Pauli establece que dos electrones en el mismo orbital deben tener espines opuestos.

9.89 *a*) un orbital 2*p* y uno 3*p* tienen la misma forma espacial con dos lóbulos; cada orbital *p* puede contener hasta 2 electrones con espines opuestos. Sin embargo, el orbital 3*p* es más grande porque el electrón 3*p* tiene un nivel de energía superior y es más probable que se encuentre más lejos del núcleo
b) un orbital 2*s* y un orbital 2*p* se encuentra en el mismo nivel de energía, $n = 2$, y cada uno puede contener hasta 2 electrones con espines opuestos. Sin embargo, las formas de un orbital 2*s* y un orbital 2*p* son diferentes
c) los orbitales en el subnivel 4*p* tienen el mismo nivel de energía y forma. Sin embargo, hay tres orbitales 4*p* dirigidos a lo largo de los ejes *x*, *y* y *z* alrededor del núcleo

9.91 Un orbital 4*p* es posible porque $n = 4$ tiene cuatro subniveles, incluido un subnivel *p*. Un orbital 2*d* no es posible porque $n = 2$ sólo tiene subniveles *s* y *p*. No hay orbitales 3*f* porque sólo se permiten los subniveles *s*, *p* y *d* para $n = 3$. Un subnivel 5*f* es posible en $n = 5$ porque se permiten cinco subniveles.

9.93 *a*) 3*p* *b*) 5*s* *c*) 4*p* *d*) 4*s*

9.95 *a*) 6 *b*) 6 *c*) 10 *d*) 2

9.97 Ca, Sr y Ba tienen 2 electrones de valencia, ns^2, que los coloca en el grupo 2A (2).

9.99 *a*) X es un metal; Y y Z son no metales
b) X tiene el radio atómico más grande
c) Y y Z tienen 6 electrones de valencia y están en el grupo 6A (16)
d) Y tiene la energía de ionización más alta
e) Y tiene el radio atómico más pequeño

9.101 *a*) fósforo *b*) litio (H es un no metal)
c) cadmio *d*) nitrógeno *e*) sodio

9.103 Cuando 2 electrones se agregan al nivel electrónico más externo en un átomo de oxígeno, hay un aumento en la repulsión electrónica que separa los electrones y aumenta el tamaño del ion óxido, en comparación con el átomo de oxígeno.

9.105 *a*) Sr^{2+} *b*) Se *c*) Br^-

9.107 El calcio tiene un mayor número de protones que K. El electrón menos firmemente unido en Ca está más lejos del núcleo que en Mg y se necesita menos energía para quitarlo.

9.109 En el grupo 3A (13), ns^2np^1, el electrón *p* está más lejos del núcleo y es más fácil de quitar.

9.111 *a*) Na *b*) Na *c*) F *d*) Na *e*) Cl

9.113 *a*) [Ne] $3s^23p^2$; Grupo 4A (14)
b) [Ar] $4s^23d^{10}4p^4$; Grupo 6A (16)
c) [Ar] $4s^23d^5$ Grupo 7B (7)
d) [Kr] $5s^24d^{10}5p^3$; Grupo 5A (15)

9.115 *a*) O *b*) Ar *c*) N *d*) Na *e*) Ru

9.117 La luz ultravioleta y las microondas viajan a la misma velocidad: $3.0 \times 10^8\ ms^{-1}$. La longitud de onda de la luz ultravioleta es más corta que la longitud de onda de las microondas, y la frecuencia de la luz ultravioleta es más alta que la frecuencia de las microondas.

9.119 La serie de líneas separadas por secciones oscuras en los espectros indica que la energía emitida por los elementos no es continua y que los electrones se mueven entre niveles de energía discretos.

9.121 El nivel de energía principal tiene todos los electrones con energía similar. Un subnivel tiene electrones con la misma energía, mientras que un orbital es la región alrededor del núcleo donde es más probable encontrar electrones de ciertas energías.

9.123 S tiene un radio atómico más grande que O; S también es más grande que Cl. O tiene una energía de ionización más alta que S, y Cl también tiene una energía de ionización más alta que S.

Estructura molecular: sólidos y líquidos

10



"La farmacia es uno de los muchos elementos en la integración final de la química y la medicina en el cuidado de pacientes", dice Dorothea Lorimer, farmacéutica, Kaiser Hospital. "Si alguien es alérgico a un medicamento, tengo que encontrar si el nuevo medicamento tiene características estructurales similares. Por ejemplo, algunas personas son alérgicas al azufre. Si hay azufre en el nuevo medicamento, hay posibilidad de que cause una reacción."

Una receta indica una cantidad específica de medicamento. En la farmacia se verifican el nombre químico, fórmula y cantidad en miligramos o microgramos. Luego se prepara el número prescrito de cápsula y se coloca en un contenedor. Si es un medicamento líquido, se mide un volumen específico y se vierte en una botella para prescripciones médicas.

AVANCES

10.1 Configuración electrónica de compuestos iónicos

10.2 Fórmulas punto electrón

10.3 Formas de las moléculas y los iones (teoría TRPECV)

10.4 Electronegatividad y polaridad

10.5 Fuerzas atractivas en compuestos

10.6 Materia y cambios de estado

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Con la información del capítulo 9 acerca de las configuraciones electrónicas, ahora podemos observar más de cerca cómo los electrones de valencia, los electrones en los subniveles s y p más externos, influyen en la reactividad de los átomos. Un enlace es iónico o covalente dependiendo de si los electrones de valencia se pierden y ganan o se comparten entre los átomos que reaccionan. Sin embargo, en ambos enlaces, por lo general cada átomo que reacciona adquiere la configuración electrónica s^2p^6 de los electrones de valencia del gas noble más cercano.

Para compuestos covalentes, se usa una fórmula punto electrón para diagramar los electrones de valencia que se comparten y los que no. La presencia de enlaces sencillos o múltiples se puede determinar, así como la posibilidad de estructuras de resonancia. A partir de la fórmula punto electrón, se identifican las formas tridimensionales y las polaridades de las moléculas. Luego podremos observar los tipos de fuerzas atractivas entre iones y moléculas que influyen en las propiedades físicas de las sustancias, como los puntos de fusión y de ebullición. Finalmente, observaremos los estados físicos de sólidos, líquidos y gases y cómo tienen lugar los cambios de estado.

10.1 Configuración electrónica de compuestos iónicos

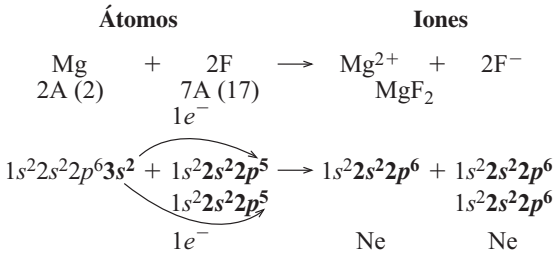
Meta de aprendizaje

Usar las configuraciones electrónicas para mostrar las formaciones de iones.

En los compuestos iónicos, los metales, que tienen bajas energías de ionización, tienden a ceder electrones, y los elementos no metálicos, con altas energías de ionización, tienden a aceptar electrones. Esta pérdida y ganancia de electrones resulta en la formación de iones cargados positivamente (cationes) y en iones cargados negativamente (aniones). Los enlaces iónicos se forman como resultado de la atracción entre iones cargados positivamente y los iones cargados negativamente.

Configuraciones electrónicas de iones

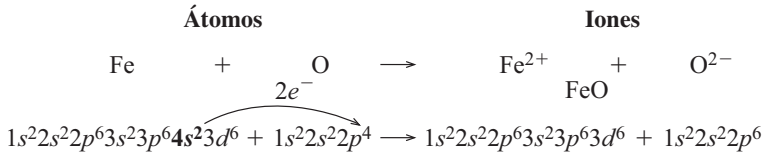
Ahora, con el uso de configuraciones electrónicas, podemos revisar cómo los átomos de los elementos representativos pierden o ganan electrones para formar iones con las configuraciones electrónicas de los gases nobles. Por ejemplo, la pérdida de 2 electrones de valencia del magnesio confiere al ion magnesio la configuración electrónica del neón. La adición de 1 electrón al flúor confiere a un ion fluoruro la configuración electrónica del neón.

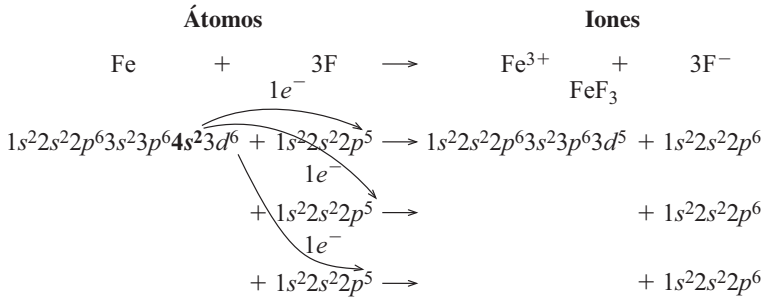


Formación de iones mediante metales de transición

Hemos visto que las configuraciones electrónicas de los metales de transición por lo general tienen 2 electrones *s* y de 1 a 10 electrones *d*. Los metales de transición forman iones cargados positivamente al perder los electrones *s* de sus capas de valencia. Por tanto, muchos de los metales de transición en el periodo 4 forman iones estables con una carga 2^+. Cuando los metales de transición pierden 1 o 2

electrones *d*, forman otros iones estables. El hierro forma dos cationes: Fe^{2+}, en el que se quitan 2 electrones 4*s*, y Fe^{3+}, que se forma cuando se pierde un electrón *d* además de los 2 electrones 4*s*.





En Fe^{2+} hay 6 electrones 4 *d*, mientras que en Fe^{3+} hay 5 electrones 4*d*. La pérdida de un electrón *d* confiere al Fe^{3+} un subnivel *d* medio lleno, que es estable. Como se ve en estos ejemplos, los cationes que se forman mediante metales de transición tienen electrones en sus subniveles *d*. Por tanto, no adquieren la configuración electrónica de un gas noble. Dos cationes con cargas 1^+ se forman a partir de átomos de cobre y de plata. Puesto que usan un electrón *s* para completar sus subniveles *d*, sólo pierden 1 electrón *s*.

Problema de muestra 10.1 **Formaciones de iones**

Identifica cada una de las siguientes configuraciones electrónicas de un catión con una carga 2^+:

a) $1s^22s^22p^63s^23p^6$
b) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^6$
c) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$

Solución

a) Ca^{2+} *b*) Fe^{2+} *c*) Zn^{2+}

Comprobación de estudio

¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de N^{3-} y P^{3-}?

Preguntas y problemas **Configuraciones electrónicas de compuestos iónicos**

10.1 Muestra los cambios en configuraciones electrónicas cuando los átomos pierden o ganan electrones para formar cada uno de los siguientes iones:
a) Ca^{2+} *b*) S^{2-}
c) Ni^{2+} *d*) Ti^{2+}

10.2 Muestra los cambios en configuraciones electrónicas cuando los átomos pierden o ganan electrones para formar cada uno de los siguientes iones:
a) Mn^{2+} *b*) Al^{3+}
c) Co^{3+} *d*) O^{2-}

10.3 Para cada compuesto, escribe la configuración electrónica del catión e indica si tiene la configuración electrónica de un gas noble.
a) $ScCl_3$ *b*) BaO
c) KCl *d*) VO

10.4 Para cada compuesto, escribe la configuración electrónica del catión e indica si tiene la configuración electrónica de un gas noble.
a) MnO_2 *b*) AlF_3
c) CoF_3 *d*) $SrCl_2$

Meta de aprendizaje

Escribir las fórmulas punto electrón para compuestos covalentes o iones con enlaces múltiples y mostrar estructuras de resonancia.

10.2 Fórmulas punto electrón

En los compuestos covalentes o iones poliatómicos, los átomos de dos o más no metales, que tienen energías de ionización similares y muy altas, comparten electrones de valencia. Como ya estudiamos la configuración electrónica, describiremos el enlace entre dos átomos no metales como el compartimiento de los electrones de valencia *s* y *p* para lograr la estabilidad de sus gases nobles más cercanos. Usaremos los símbolos punto electrón que escribimos en el capítulo 4 para átomos, donde los puntos que representan los electrones de valencia se colocan alrededor del símbolo de un elemento.

Dibujo de fórmulas punto electrón

La fórmula punto electrón para una molécula muestra la secuencia de los átomos, los pares enlazantes, los cuales están compartidos entre átomos y los electrones no compartidos de las capas de valencia. Escribiremos una fórmula punto electrón para PCl_3. La tabla 10.1 relaciona los números de grupo de algunos no metales con el número de enlaces covalentes que generalmente forman los enlaces covalentes; por ejemplo, el fósforo forma tres enlaces y el cloro forma uno.

Tabla 10.1 **Patrones de enlace típico de algunos no metales en compuestos covalentes**

1A (1)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)
[a]H 1 enlace					
	[a]B 3 enlaces	C 4 enlaces	N 3 enlaces	O 2 enlaces	F 1 enlace
		Si 4 enlaces	P 3 enlaces	S 2 enlaces	Cl 1 enlace
					Br 1 enlace
					I 1 enlace

[a]H y B no forman octetos de 8 electrones. Los átomos de H comparten un par de electrones; los átomos de B comparten tres pares de electrones para un conjunto de 6 electrones.

Guía para escribir fórmulas punto electrón

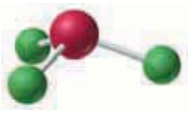
PASO 1
Determina la distribución de átomos.

PASO 2
Determina el número total de electrones de valencia.

PASO 3
Une cada átomo unido al átomo central con un par de electrones.

PASO 4
Coloca los electrones restantes como pares sin compartir para completar octetos (dos para H, seis para B).

PASO 5
Si no se completan los octetos, forma un enlace múltiple. Convierte un par sin compartir a un par unido con el átomo central.



Problema de muestra 10.2 Escritura de fórmulas punto electrón con pares sin compartir

Escribe las fórmulas punto electrón para tricloruro de fósforo, PCl_3.

Solución

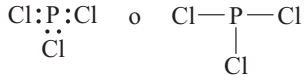
PASO 1 **Determina la distribución de los átomos.** En PCl_3, el átomo central es P.

Cl P Cl
Cl

PASO 2 **Determina el número total de electrones de valencia.** Podemos usar los números de grupo para definir los electrones de valencia para cada uno de los átomos en la molécula.

Elemento	Grupo	Átomos	Electrones de valencia	=	Total
P	5A (15)	1 P	$\times 5\ e^-$	=	$5\ e^-$
Cl	7A (17)	3 Cl	$\times 7\ e^-$	=	$21\ e^-$
	Electrones de valencia totales para PCl_3			=	$26\ e^-$

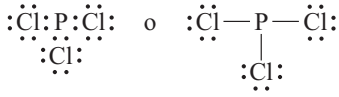
PASO 3 **Une el átomo central a cada átomo unido mediante un par de electrones.**



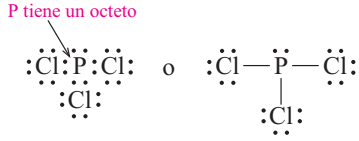
PASO 4 **Distribuye los electrones restantes como pares sin compartir para completar octetos.** Se necesita un total de 6 electrones ($3 \times 2e^-$) para unir el átomo P central a tres átomos Cl. Sobran 20 electrones de valencia.

$$26\ e^- \text{ valencia} - 6\ e^- \text{ enlace} = 20\ e^- \text{ restantes}$$

Los electrones restantes se colocan primero como pares sin compartir alrededor de los átomos Cl externos, que usan 18 electrones más.



Los 2 electrones restantes se usan para completar el octeto para el átomo P. Los octetos se indican para todos los átomos usando 26 electrones de valencia.



Comprobación de estudio

Escribe la fórmula punto electrón para Cl_2O.

Aunque la regla del octeto es útil, hay excepciones. Ya vimos que una molécula de hidrógeno (H_2) requiere sólo 2 electrones o un enlace sencillo para lograr la estabilidad del gas noble más cercano, helio. En BF_3, el no metal B puede compartir sólo 3 electrones de valencia para dar un total de 6 electrones de valencia o tres enlaces. Por lo general, los no metales forman octetos. Sin embargo, átomos como P, S, Cl, Br e I pueden compartir más de sus electrones de valencia y expandir los octetos a capas de valencia estables de 10, 12 o incluso 14 electrones. En PCl_3, el átomo P tiene un octeto, pero en PCl_5 el átomo P tiene 10 electrones de valencia o cinco enlaces. En H_2S, el átomo S tiene un octeto, pero en SF_6 hay 12 electrones de valencia o seis enlaces a azufre.

Problema de muestra 10.3 Escritura de fórmulas punto electrón para iones

Escribe la fórmula punto electrón para el ion clorito, ClO_2^-.

Solución

PASO 1 **Determina la distribución de átomos.** En ClO_2^-, el átomo central es Cl. Los átomos y electrones de un ion poliatómico se colocan entre corchetes con la carga escrita en el exterior.

$$\left[\mathrm{O\ Cl\ O}\right]^-$$

PASO 2 **Determina el número total de electrones de valencia.** Podemos usar los números de grupo para determinar los electrones de valencia para cada uno de los átomos en la molécula. Puesto que el ion tiene una carga negativa, se agrega 1 electrón a los electrones de valencia.

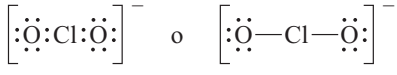
Elemento	Grupo	Átomos	Electrones de valencia	=	Total
O	6A (16)	2 O	$\times 6\ e^-$	=	$12\ e^-$
Cl	7A (17)	1 Cl	$\times 7\ e^-$	=	$7\ e^-$
Agrega carga iónica (negativa)			$1\ e^-$	=	$1\ e^-$
		Electrones de valencia totales para ClO_2^-		=	$20\ e^-$

PASO 3 **Unir el átomo central a cada átomo unido mediante un par de electrones.**

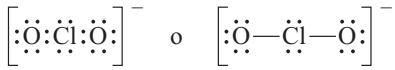
$$\mathrm{O{:}Cl{:}O} \quad \text{o} \quad \mathrm{O{-}Cl{-}O}$$

PASO 4 **Distribuye los electrones restantes como pares sin compartir para completar octetos.** Se usa un total de 4 electrones ($2 \times 2e^-$) para unir los átomos O al átomo Cl. El número de electrones de valencia que queda es 20 e^- valencia − 4 e^- enlace = 16 e^- restantes.

Los electrones restantes se colocan primero como pares sin compartir alrededor de los átomos O externos.



Quedan 4 electrones, que completan el octeto para el átomo de Cl.





La fórmula punto electrón para un ion poliatómico por lo general se encierra entre corchetes, y la carga se escribe como superíndice en la esquina superior derecha.

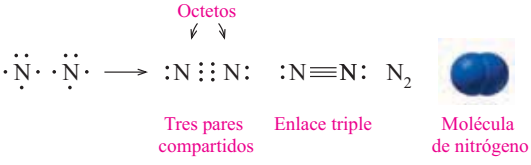
Comprobación de estudio

Escribe la fórmula punto electrón para NH_2^-.

Enlaces covalentes múltiples y resonancia

WEB TUTORIAL
Enlaces y polaridades de enlace

Hasta el momento hemos observado el enlace covalente en moléculas que sólo tienen enlaces sencillos. En muchos compuestos covalentes, los átomos comparten dos o tres pares de electrones para completar sus octetos. Un **enlace doble** es la atracción de dos pares de electrones, y en un **enlace triple** se comparten tres pares de electrones. Los átomos de carbono, oxígeno, nitrógeno y azufre tienen más probabilidad de formar enlaces múltiples. Los átomos de hidrógeno y los halógenos no forman enlaces dobles o triples. Los enlaces dobles y triples se forman cuando los enlaces covalentes sencillos fallan para completar los octetos de todos los átomos en la molécula. En N_2 se logra un octeto cuando cada átomo de nitrógeno comparte 3 electrones; se formarán tres enlaces covalentes, un enlace triple.



Problema de muestra 10.4 Escritura de fórmulas punto electrón con enlaces dobles

Escribe la fórmula punto electrón para dióxido de carbono, CO_2.

Solución

PASO 1 **Determina la distribución de átomos.** En CO_2, el átomo central es C.

O C O

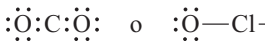
PASO 2 **Determina el número total de electrones de valencia.**

Elemento	Grupo	Átomos	Electrones de valencia	=	Total
O	6A (16)	2 O	$\times$ 6 e^-	=	12 e^-
C	4A (14)	1 C	$\times$ 4 e^-	=	4 e^-
			Electrones de valencia totales para CO_2	=	16 e^-

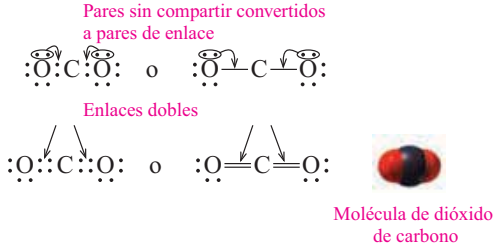
PASO 3 **Une el átomo central a cada átomo unido mediante un par de electrones.**

O:C:O: o O—C—O

PASO 4 **Distribuye los electrones restantes como pares sin compartir para completar octetos.** Se usaron cuatro (4) electrones ($2 \times 2\ e^-$) para unir el átomo central C a los átomos O. Los restantes 12 electrones ($16 - 4$) se colocan como seis pares sin compartir para completar los octetos para los átomos O.

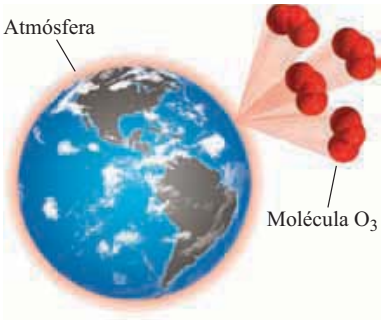


PASO 5 **Si los octetos no están completos, forma uno o más enlaces múltiples.** Aunque se usan todos los electrones de valencia, el átomo central C no tiene un octeto. Para proporcionar un octeto para C, usa un par sin compartir de cada átomo O como un segundo par de enlace entre C y cada O.



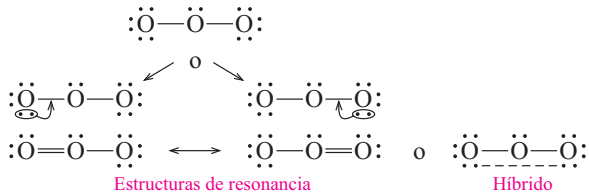
Comprobación de estudio

Escribe la fórmula punto electrón para HCN (átomos ordenados como H C N).



Estructuras de resonancia

Cuando una molécula o ion poliatómico contiene enlaces múltiples, con frecuencia es posible escribir más de una fórmula punto electrón para la misma configuración de átomos. Supón que queremos escribir la fórmula punto electrón para el ozono, O_3, un componente en la estratosfera que nos protege de los rayos ultravioleta del sol. Aunque se usan todos los electrones de valencia (18), uno de los átomos de oxígeno no tiene un octeto. Se debe mover un par sin compartir para formar un enlace doble a la izquierda y la otra posibilidad es formar un enlace doble a la derecha. Ambas fórmulas punto electrón dan octetos completos para todos los átomos de O. Sin embargo, los experimentos demuestran que la longitud del enlace real es equivalente a una molécula con "uno y medio" enlace entre el átomo O central y cada átomo O externo. En este *híbrido*, los electrones se muestran dispersos sobre todos los átomos O. Cuando se pueden escribir dos o más fórmulas punto electrón, se llaman **estructuras de resonancia**, que se muestran con una flecha de dos puntas. Aunque escribiremos estructuras de resonancia de algunas moléculas e iones, la verdadera estructura es una mezcla o promedio de las posibles estructuras.



Problema de muestra 10.5 **Escritura de estructuras de resonancia**

Escribe dos estructuras de resonancia para el dióxido de azufre, SO_2.

Solución

PASO 1 **Determina la distribución de átomos.** En SO_2, el átomo S es el átomo central.

O S O

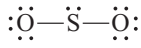
PASO 2 **Determina el número total de electrones de valencia.**

Elemento	Grupo	Átomos	Electrones de valencia	=	Total
S	6A (16)	1 S	$\times 6\ e^-$	=	$6\ e^-$
O	6A (16)	2 O	$\times 6\ e^-$	=	$12\ e^-$
	Electrones de valencia totales para SO_2			=	$18\ e^-$

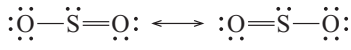
PASO 3 **Une el átomo central a cada átomo unido mediante un par de electrones.** Usaremos una sola línea para representar un par de electrones de enlace.

O—S—O

PASO 4 **Distribuye los electrones restantes para completar octetos.** Después de usar 4 electrones para escribir enlaces sencillos entre el átomo S y los átomos O, los electrones restantes se colocan como pares sin compartir alrededor de los átomos O y el átomo S.



PASO 5 **Si no se completan los octetos, forma un enlace múltiple**. El octeto para S se completa usando un par sin compartir de un átomo O como un segundo par de enlace y formar un enlace doble. Puesto que el par sin compartir puede venir de cualquier átomo O, son posibles dos estructuras de resonancia.



Comprobación de estudio

Escribe tres estructuras de resonancia para SO_3.

La tabla 10.2 resume este método de escribir fórmulas punto electrón para varias moléculas y/o iones.

Preguntas y problemas Fórmulas punto electrón

10.5 Determina el número total de electrones de valencia en cada uno de los siguientes casos:
a) H_2S *b*) I_2
c) CCl_4 *d*) OH^-

10.6 Determina el número total de electrones de valencia en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) SBr_2 *b*) NBr_3
c) CH_3OH *d*) NH_4^+

10.7 Escribe la fórmula punto electrón para cada una de las siguientes moléculas o iones:
a) HF *b*) SF_2 *c*) NBr_3 *d*) BH_4^-
e) CH_3OH (alcohol metílico) *f*) N_2H_4 (hidracina)

10.8 Escribe la fórmula punto electrón para cada una de las siguientes moléculas o iones:
a) H_2O
b) CCl_4
c) H_3O^+
d) SiF_4
e) CF_2Cl_2

f) C_2H_6 (etano)



10.9 ¿Cuándo es necesario escribir un enlace múltiple en una fórmula punto electrón?

10.10 Si los electrones de valencia disponibles para una molécula o iones poliatómicos no completa todos los octetos en una fórmula punto electrón, ¿qué debes hacer?

10.11 ¿Qué es resonancia?

10.12 ¿Cuándo tiene resonancia un compuesto covalente?

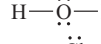
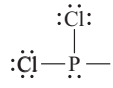
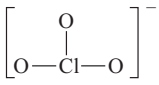
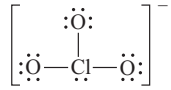
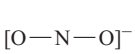
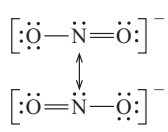
10.13 Escribe las fórmulas punto electrón para cada una de las siguientes moléculas o iones:
a) CO (monóxido de carbono)
b) H_2CCH_2 (etileno)
c) H_2CO (C es el átomo central)

10.14 Escribe las fórmulas punto electrón para cada una de las siguientes moléculas o iones:
a) HCCH (acetileno)
b) CS_2 (C es el átomo central)
c) NO^+

10.15 Escribe estructuras de resonancia para cada una de las siguientes moléculas o iones.
a) $ClNO_2$ (N es el átomo central)
b) OCN^-

10.16 Escribe estructuras de resonancia para cada una de las siguientes moléculas o iones:
a) HCO_2^- (C es el átomo central)
b) N_2O (N N O)

Tabla 10.2 Uso de electrones de valencia para escribir fórmulas punto electrón

Molécula o ion poliatómico	Electrones de valencia	Enlaces para unir átomos	Electrones restantes	Octetos completos (o H:)	Comprobación electrónica
Cl_2	2(7) = 14	Cl—Cl	14 − 2 = 12		14
HCl	1 + 7 = 8	H—Cl	8 − 2 = 6		8
H_2O	2(1) + 6 = 8	H—O—H	8 − 4 = 4		8
PCl_3	5 + 3(7) = 26		26 − 6 = 20		26
ClO_3^-	7 + 3(6) + 1 = 26		26 − 6 = 20		26
NO_2^-	5 + 2(6) + 1 = 18		18 − 4 − 14		18
					18

10.3 Formas de moléculas o iones (teoría TRPECV)

Meta de aprendizaje

Predecir la estructura tridimensional de una molécula.

el lugar de la Química

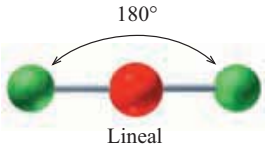
WEB TUTORIAL
Formas de moléculas

Ahora que cuentas los electrones de valencia y escribes fórmulas punto electrón, podemos observar las formas tridimensionales de las moléculas. La fórmula es importante en la comprensión de cómo interactúan las moléculas con las enzimas o ciertos antibióticos o que producen nuestros sentidos del gusto y olfato.

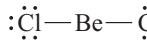
Para predecir la forma tridimensional de una molécula, usamos la **teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia** (**TRPECV**). En la teoría TRPECV, la fórmula de una molécula depende de la minimización de repulsiones, lo que significa que los grupos electrón alrededor de un átomo central están distribuidos tan separados como sea posible. Una vez escritas las fórmulas punto electrón, se puede determinar la forma específica de una molécula.

Dos pares electrónicos

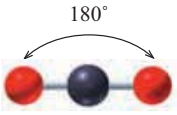
En $BeCl_2$, hay dos átomos de cloro unidos a un átomo central de berilio. Puesto que Be tiene una fuerte atracción hacia sus electrones de valencia, forma un compuesto covalente en lugar de uno iónico. Con sólo dos grupos electrón alrededor del átomo central, la fórmula punto electrón de $BeCl_2$ es una excepción a la regla del octeto. La mejor distribución de dos grupos electrón para repulsión mínima es colocarlos en lados opuestos del átomo Be. Esto confiere una forma **lineal** y un ángulo de enlace de 180° a la molécula $BeCl_2$.



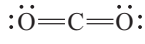
Lineal



Otro ejemplo de una molécula lineal es CO_2. Para predecir su forma, un enlace *doble* o *triple* se trata como un grupo de electrones. Por tanto, un enlace múltiple se cuenta igual que un grupo de electrones sencillo para determinar la repulsión electrónica. En CO_2, los dos enlaces dobles, que se cuentan como dos grupos electrón alrededor de C, se distribuyen en lados opuestos del átomo C. Con dos enlaces dobles, la forma de la molécula CO_2 es *lineal* con un ángulo de enlace de 180°.

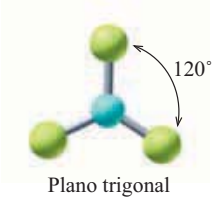


Lineal

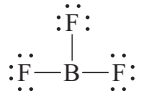


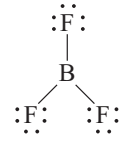
Tres pares electrónicos

En BF_3, el átomo central B se une a los átomos flúor sólo mediante tres grupos (otra excepción a la regla del octeto). La distribución de tres grupos electrón tan separados como sea posible se llama **plano trigonal** y tiene ángulos de enlace de 120°. En BF_3, cada grupo de electrones se une a un átomo, lo que da a BF_3 una estructura plano trigonal. Por tanto, la molécula BF_3 es plana con todos los átomos en el mismo plano y ángulos de enlace de 120°.

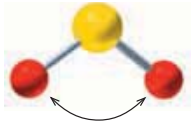


Plano trigonal

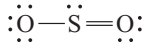

Fórmula punto electrón

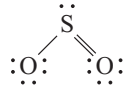

Distribución de electrones

En la fórmula punto electrón para SO_2, hay un enlace sencillo, un enlace doble y un par no compartido de electrones rodeando al átomo S. Por tanto, hay tres grupos electrón alrededor del átomo S, que asume una estructura plano trigonal para repulsión mínima. Pero sólo los átomos unidos al átomo central determinan la forma y estructura de una molécula. En consecuencia, con dos átomos O unidos al átomo central S, la estructura de la molécula SO_2 es una forma **angular**. En la molécula SO_2, el ángulo de enlace es ligeramente afectado por el par sin compartir pero está cerca a 120°.



Angular


Fórmula punto electrón

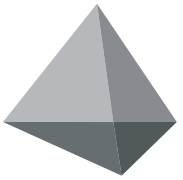

Configuración electrónica

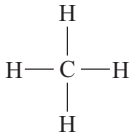
Cuatro grupos electrón

Hasta el momento, las formas de las moléculas han sido en dos dimensiones. Sin embargo, cuando hay cuatro grupos electrón alrededor de un átomo central, la

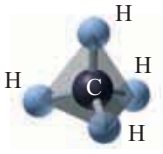
repulsión mínima se obtiene al colocar cuatro grupos electrón en las esquinas de un tetraedro tridimensional. Un tetraedro regular consta de cuatro lados que son triángulos equiláteros.

En CH_4, los cuatro pares de electrones alrededor del átomo central C están unidos a átomos de hidrógeno. A partir de la fórmula punto electrón, CH_4 aparece plana con ángulos de enlace de 90°, pero éste no es el mayor ángulo posible. La mejor estructura para repulsión mínima es **tetraédrica**, con los grupos electrón yendo hacia las esquinas de un tetraedro, lo que crea ángulos de enlace de 109.5°. Puesto que CH_4 tiene cuatro átomos H unidos al C central, la molécula CH_4 tiene una forma tetraédrica con ángulos de enlace de 109.5°.

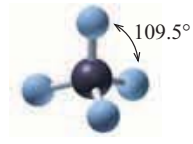




Fórmula punto electrón

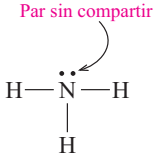


Estructura tetraédrica

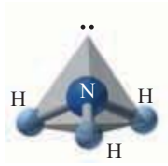


Forma tetraédrica

Ahora observaremos otras moléculas con cuatro grupos electrón, pero sólo dos o tres átomos unidos. Por ejemplo, el amoniaco, NH_3, tiene cuatro grupos electrón alrededor del átomo de nitrógeno central, lo que significa que los grupos electrón tienen una estructura tetraédrica. Los tres grupos electrón unidos a átomos H y el par sin compartir ocupan las esquinas de un tetraedro. Puesto que una esquina no tiene átomo unido, se dice que la molécula de NH_3 tiene una forma de **pirámide trigonal**, que está determinada por los átomos H unidos. En la molécula de NH_3, los ángulos de enlace se afectan un poco por los pares sin compartir, pero son de aproximadamente 109.5°.



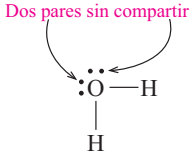
Fórmula punto electrón



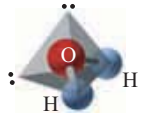
Estructura tetraédrica


Forma de pirámide trigonal

En el agua, H_2O, los cuatro grupos electrón tienen una estructura tetraédrica alrededor del átomo O central. Dos grupos electrón unidos a átomos de H y dos pares sin compartir ocupan las esquinas del tetraedro. Con sólo dos átomos unidos, la molécula de H_2O tiene una estructura angular. En la molécula H_2O, el ángulo de enlace se afecta un poco por los pares sin compartir, pero es cerca de 109.5°. La tabla 10.3 da las formas moleculares para moléculas con dos, tres y cuatro grupos electrón.



Estructura punto electrón



Estructura tetraédrica


Forma angular

Tabla 10.3 Formas moleculares para un átomo central con dos, tres y cuatro grupos electrón

Grupos electrón	Átomos unidos	Pares sin compartir	Ángulo de enlace	Forma molecular	Ejemplo	
2	2	0	180°	lineal	$BeCl_2$	
3	3	0	120°	plano trigonal	BF_3	
3	2	1	~120°	angular	SO_2	
4	4	0	109.5°	tetraédrica	CH_4	
4	3	1	~109.5°	piramidal trigonal	NH_3	
4	2	2	~109.5°	angular	H_2O	

Guía para predecir forma molecular (teoría TRPECV)

PASO 1
Escribe la fórmula punto electrón para la molécula.

PASO 2
Distribuye los grupos electrón alrededor del átomo central para minimizar repulsión.

PASO 3
Usa los átomos unidos al átomo central para determinar la forma molecular.

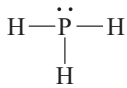
Problema de muestra 10.6 **Predicción de formas**

Usa la teoría TRPECV para predecir la forma de las siguientes moléculas o iones: *a*) PH_3 *b*) H_2Se *c*) NO_3^-

Solución

a) PH_3

PASO 1 **Escribe la fórmula punto electrón.** En la fórmula punto electrón para el PH_3 hay cuatro grupos electrón.



PASO 2 **Distribuye los grupos electrón alrededor del átomo central para minimizar la repulsión.** Los cuatro grupos electrón tienen una estructura tetraédrica.

PASO 3 **Usa los átomos unidos al átomo central para determinar la forma molecular.** Tres átomos unidos y un par sin compartir dan al PH_3 una forma piramidal trigonal.

b) H_2Se

PASO 1 **Escribe la fórmula punto electrón.** En la fórmula punto electrón para el H_2Se hay cuatro grupos electrón.

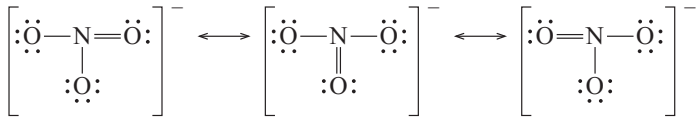


PASO 2 **Distribuye los grupos electrón alrededor del átomo central para minimizar repulsión.** Los cuatro grupos electrón alrededor del Se tendrían una estructura tetraédrica.

PASO 3 **Usa los átomos unidos al átomo central para determinar la forma molecular.** Dos átomos y dos pares sin compartir dan al H_2Se una forma angular.

c) NO_3^-

PASO 1 **Escribe la fórmula punto electrón.** Para el ion NO_3^-, tres grupos electrón rodean al átomo N en cada estructura de resonancia.



PASO 2 **Distribuye los grupos electrón alrededor del átomo central para minimizar repulsión.** Un enlace doble y dos enlaces sencillos dan al NO_3^- tres grupos electrón, y tendría una estructura plano trigonal.

PASO 3 **Usa los átomos unidos al átomo central para determinar la forma molecular.** Tres átomos enlazados y ningún par sin compartir dan al NO_3^- una forma plano trigonal.

Comprobación de estudio

Predice la forma del ClO_2^-.

Preguntas y problemas Formas de las moléculas y los iones (teoría TRPECV)

10.17 Cuál es la forma de una molécula con cada una de las siguientes características:
a) dos átomos enlazados y ningún par sin compartir
b) tres átomos enlazados y un par sin compartir

10.18 Cuál es la forma de una molécula con cada una de las siguientes características:
a) cuatro átomos enlazados
b) dos átomos enlazados y dos pares sin compartir

10.19 En la molécula PCl_3, los cuatro grupos electrón alrededor del átomo de fósforo están distribuidos en una geometría tetraédrica. Sin embargo, la forma de la molécula se llama piramidal trigonal. ¿Por qué la forma de la molécula tiene un nombre diferente al nombre de la geometría del grupo electrón?

10.20 En la molécula H_2S, los cuatro grupos electrón alrededor del átomo de azufre están distribuidos en una geometría tetraédrica. Sin embargo, la forma de la molécula se llama angular. ¿Por qué la forma de la molécula tiene un nombre diferente al nombre de la geometría del grupo electrón?

10.21 Compara las fórmulas punto electrón del BF_3 y el NF_3. ¿Por qué estas moléculas tienen los mismos ángulos, pero diferentes nombres para sus formas?

10.22 Compara las fórmulas punto electrón del CH_4 y el H_2O. ¿Por qué estas moléculas tienen los mismos ángulos, pero diferentes nombres para sus formas?

10.23 Usa la teoría TRPECV para predecir la forma de cada molécula:
a) GaH_3 *b*) OF_2 *c*) HCN
d) CCl_4 *e*) SeO_2

10.24 Usa la teoría TRPECV para predecir la forma de cada molécula:
a) CF_4 *b*) NCl_3
c) SCl_2 *d*) CS_2
e) $BFCl_2$

10.25 Escribe la fórmula punto electrón y predice la forma para los iones poliatómicos:
a) CO_3^{2-} *b*) SO_4^{2-}
c) BH_4^- *d*) NO_2^+

10.26 Escribe la fórmula punto electrón y predice la forma para los iones poliatómicos:
a) NO_2^- *b*) PO_4^{3-}
c) ClO_4^- *d*) SF_3^+

Meta de aprendizaje

Usar la electronegatividad para determinar la polaridad de un enlace o una molécula.

el lugar de la Química

WEB TUTORIAL
Electronegatividad

10.4 Electronegatividad y polaridad

La capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí en un enlace se llama **electronegatividad**. En la figura 10.1 se muestran los valores de electronegatividad asignados a los elementos representativos. Los no metales tienen altos valores de electronegatividad en comparación con los metales, porque los no metales tienen una mayor atracción para electrones que los metales. Los no metales con los valores de electronegatividad más altos son flúor (4.0), en lo alto del grupo 7A (17), y el oxígeno (3.5), en lo alto del grupo 6A (16). Los metales cesio y francio al final del grupo 1A (1) tienen el valor de electronegatividad más bajo (0.7). Los átomos más pequeños tienden a poseer valores de electronegatividad más altos porque los electrones de valencia que comparten están más cerca de sus núcleos. Por tanto, los valores de electronegatividad por lo general aumentan al ir de izquierda a derecha a través de cada periodo de la tabla periódica, y aumentan al ir hacia arriba dentro de cada grupo. Los valores de electronegatividad para los metales de transición también son bajos, pero no los incluiremos en este tema. Observa que no hay valores de electronegatividad para los gases nobles, porque por lo general no forman enlaces.

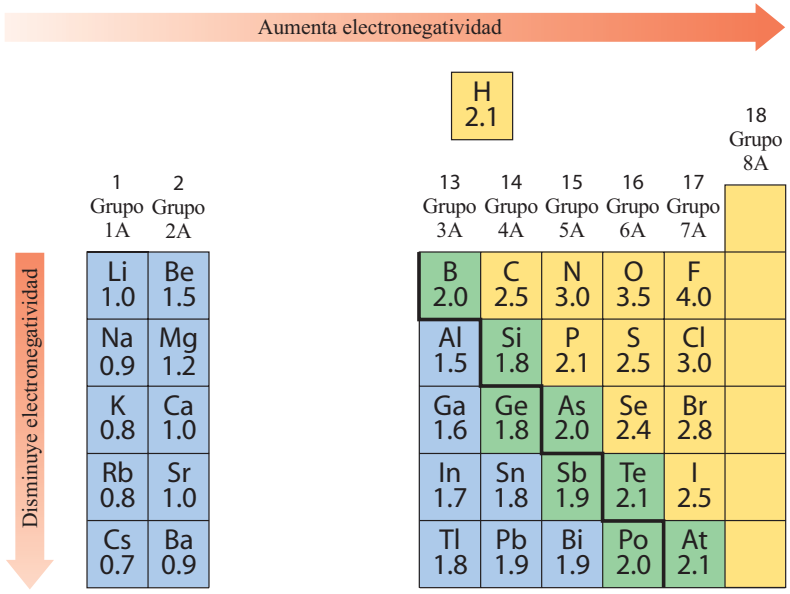
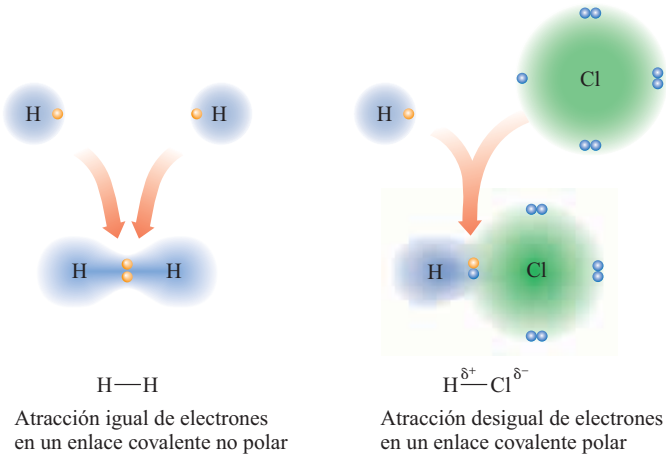


Figura 10.1 La electronegatividad de los elementos representativos indica la capacidad de los átomos para atraer electrones compartidos. Los valores de electronegatividad aumentan a través de un periodo y al subir en un grupo.

P *¿Cuál elemento en la tabla periódica tiene la atracción más fuerte para electrones compartidos?*

Figura 10.2 En el enlace covalente no polar de H_2, los electrones se comparten igualmente. En el enlace covalente polar de HCl, los electrones se comparten de manera desigual.

P *H_2 tiene un enlace covalente no polar, pero HCl tiene un enlace covalente polar. Explica.*



Polaridad de enlaces

Anteriormente discutimos los enlaces como *iónicos*, donde se transfieren electrones, o *covalentes*, donde los electrones se comparten igualmente. La diferencia en los valores de electronegatividad de dos átomos confieren un indicio del tipo de enlace que forman. En H—H, la diferencia en electronegatividad es cero (2.1 − 2.1 = 0), lo que significa que los electrones de enlace se comparten igualmente entre los dos átomos de hidrógeno. Un enlace entre átomos con electronegatividades idénticas o muy similares es un **enlace covalente no polar**. Sin embargo, la mayoría de los enlaces covalentes son entre diferentes átomos con diferentes valores de electronegatividad. Por ejemplo, en H—Cl, hay una diferencia de electronegatividad de 3.0 − 2.1 = 0.9 (figura 10.2). Cuando los electrones se comparten de manera desigual en un enlace covalente, se llama **enlace covalente polar**.

En un enlace covalente polar, los electrones compartidos son atraídos hacia el átomo más electronegativo, lo que lo hace parcialmente negativo. En el otro extremo del enlace polar, el átomo con la menor electronegatividad se vuelve parcialmente positivo. Puesto que un enlace covalente polar tiene una separación de cargas positiva y negativa, o dos polos, se llama **dipolo**. Los extremos positivo y negativo de un enlace covalente polar se indican mediante la letra griega delta minúscula, con un signo positivo o negativo, δ^+ y δ^-. Se puede usar una flecha que apunte de la carga positiva a la negativa ($\longleftrightarrow$) para indicar el dipolo.

Ejemplos de dipolos en enlaces covalentes polares

$\overset{\delta+}{C}—\overset{\delta-}{O}$ $\longleftrightarrow$ $\quad$ $\overset{\delta+}{N}—\overset{\delta-}{O}$ $\longleftrightarrow$ $\quad$ $\overset{\delta+}{Cl}—\overset{\delta-}{F}$ $\longleftrightarrow$

Conforme aumenta la diferencia en electronegatividad, los electrones compartidos se atraen más fuertemente hacia el átomo más electronegativo. La **polaridad**, que depende de la separación de cargas, también aumenta. Con el tiempo, la diferencia en electronegatividad es lo suficientemente grande como para que los electrones se transfieren de un átomo a otro, lo que resulta en un enlace iónico. Por ejemplo, la diferencia de electronegatividad para el compuesto iónico NaCl

Tabla 10.4 Predicción de tipo de enlace a partir de diferencias de electronegatividad

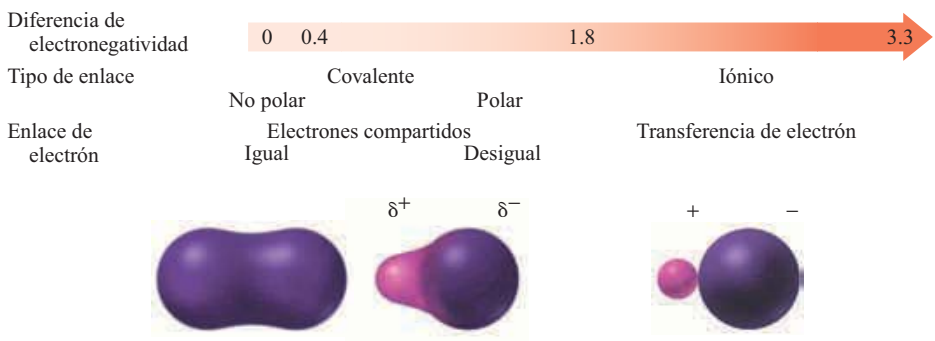
Molécula		Tipo de atracción de electrón	Diferencia de electronegatividad[a]	Tipo de enlace
H_2	H—H	Igualmente compartido	2.1 − 2.1 = 0	Covalente no polar
Cl_2	Cl—Cl	Igualmente compartido	3.0 − 3.0 = 0	Covalente no polar
	$\delta^+\ \delta^-$			
HBr	H—Br	Desigualmente compartido	2.8 − 2.1 = 0.7	Covalente polar
	$\delta^+\ \delta^-$			
HCl	H—Cl	Desigualmente compartido	3.0 − 2.1 = 0.9	Covalente polar
NaCl	Na^+Cl^-	Transferencia de electrón	3.0 − 0.9 = 2.1	Iónico
MgO	$Mg^{2+}O^{2-}$	Transferencia de electrón	3.5 − 1.2 = 2.3	Iónico

[a]Valores tomados de la figura 10.1.

es 3.0 – 0.9 = 2.1. Por tanto, para grandes diferencias en electronegatividad, se anticiparía un enlace iónico (tabla 10.4).

Las variaciones en las uniones son continuas; no hay punto definido en el que un tipo de enlace se detenga y comience el siguiente. Sin embargo, para nuestros propósitos usamos algunos rangos generales para predecir el tipo de enlace entre átomos (tabla 10.5). Cuando las diferencias de electronegatividad son de 0.0 a 0.4, los electrones se comparten aproximadamente igual en un enlace covalente no polar. Por ejemplo, H—H (2.1 − 2.1 = 0) y C—H (2.5 − 2.1 = 0.4) se clasifican como enlaces covalentes no polares. Conforme aumentan las diferencias de electronegatividad, también aumenta la polaridad del enlace covalente. Por ejemplo, un enlace O—H con una diferencia de 1.4 es mucho más polar que un enlace O—F con una diferencia de sólo 0.5. Las diferencias en electronegatividad de 1.8 o más por lo general indican un enlace que es principalmente iónico. Por ejemplo, K—Cl se clasificaría con una diferencia de electronegatividad de 3.0 − 0.8 = 2.2 como un enlace iónico que resulta de una transferencia de electrones.

Tabla 10.5 Diferencia de electronegatividad y tipos de enlaces



Problema de muestra 10.7 **Polaridad de enlace**

Usa valores de electronegatividad para clasificar cada enlace como covalente no polar, covalente polar o iónico.

N—N O—H Cl—As O—K

Solución

Para cada enlace obtenemos los valores de electronegatividad y calculamos la diferencia.

Enlace	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
N—N	3.0 − 3.0 = 0.0	covalente no polar
O—H	3.5 − 2.1 = 1.4	covalente polar
Cl—As	3.0 − 2.0 = 1.0	covalente polar
O—K	3.5 − 0.8 = 2.7	iónico

Comprobación de estudio

Para cada uno de los siguientes pares, identifica el enlace más polar:

a) Si—S o Si—N

b) O—P o N—P

Polaridad de moléculas

La forma de una molécula y la polaridad de sus enlaces determinan la polaridad de la molécula. Es la polaridad de una molécula la que afecta su reactividad química y propiedades físicas, incluidas solubilidad y puntos de fusión y ebullición.

Moléculas no polares Las moléculas diatómicas como H_2 o Cl_2 son no polares porque contienen un enlace covalente no polar.

Moléculas no polares

H—H Cl—Cl

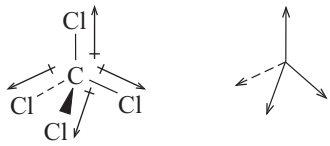
Enlaces covalentes no polares

Las moléculas con dos o más enlaces polares también pueden ser no polares si los enlaces polares tienen una distribución simétrica en la molécula. Si los enlaces polares o dipolos se cancelan mutuamente, es una molécula no polar. Por ejemplo, CO_2 contiene dos enlaces covalentes polares. Puesto que la molécula de CO_2 es lineal, los dipolos se oponen mutuamente y se cancelan. Por tanto, la molécula de CO_2 es no polar.

O=C=O

Cancelación de dipolos

Otra molécula que es no polar es CCl_4, que tiene cuatro átomos cloro en las esquinas de un tetraedro que rodea el átomo central de carbono. Aunque cada enlace C—Cl es polar, la distribución de los cuatro dipolos en la molécula tetraédrica es tal que se cancelan y la molécula de CCl_4 es no polar.



Los cuatro dipolos C—Cl se cancelan

Moléculas polares En una molécula polar, un extremo de la molécula es más negativo que el otro. La polaridad en una molécula ocurre cuando los dipolos de los enlaces polares no se cancelan mutuamente. La polaridad depende del tipo de átomos y la forma de los grupos electrón alrededor del átomo central. Por ejemplo, HCl es una molécula polar porque tiene un enlace covalente polar.

Molécula polar

H — Cl

No se cancela el dipolo

En moléculas con más átomos, la forma de la molécula determina si los dipolos se cancelan o no. Por ejemplo, H_2O es una molécula polar porque su forma angular no permite la cancelación del dipolo H—O.



H_2O es una molécula polar porque los dipolos no se cancelan

La molécula NH_3, que tiene una forma piramidal trigonal, es una molécula polar porque los dipolos N—H no se cancelan.



NH_3 es una molécula polar porque los dipolos no se cancelan

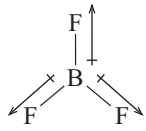
Problema de muestra 10.8 **Polaridad de moléculas**

Indica si cada una de las siguientes moléculas es polar o no polar:

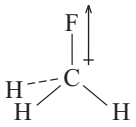
a) BF_3 *b*) CH_3F

Solución

a) La molécula BF_3 consiste de un átomo central B con tres enlaces polares B—F y ningún par sin compartir. Puesto que tiene una forma plano trigonal, los dipolos B—F se cancelarían. Por tanto, BF_3 es una molécula no polar.



b) La molécula CH_3F consiste de un átomo central C con tres enlaces C—H no polares y un enlace polar C—F. Aunque tiene una forma tetraédrica, el dipolo C—F no se cancela. Por tanto, CH_3F es una molécula polar.



Comprobación de estudio

La molécula PCl_3, ¿es polar o no polar?

Preguntas y problemas

Electronegatividad y polaridad

10.27 Describe la tendencia en electronegatividad al ir a través de un periodo.

10.28 Describe la tendencia en electronegatividad al bajar por un grupo.

10.29 ¿Aproximadamente qué diferencia de electronegatividad esperarías para un enlace covalente no polar?

10.30 ¿Aproximadamente qué diferencia de electronegatividad esperarías para un enlace covalente polar?

10.31 Sólo con la tabla periódica, jerarquiza los átomos en cada uno de los siguientes conjuntos en orden creciente de electronegatividad:
a) Li, Na, K
b) Na, P, Cl
c) Ca, Br, O

10.32 Sólo con la tabla periódica, jerarquiza los átomos en cada uno de los siguientes conjuntos en orden creciente de electronegatividad:
a) F, Cl, Br
b) B, N, O
c) Mg, S, F

10.33 Para cada uno de los siguientes enlaces, indica el extremo positivo con δ^+ y el extremo negativo con δ^-. Escribe una flecha para mostrar el dipolo para cada uno.
a) N—F *b*) Si—P
c) C—O *d*) P—Br
e) B—Cl

10.34 Para cada uno de los siguientes enlaces, indica el extremo positivo con δ^+ y el extremo negativo con δ^-. Escribe una flecha para mostrar el dipolo para cada uno.
a) Si—Br *b*) Se—F
c) Br—F *d*) N—H
e) N—P

10.35 Predice si cada uno de los siguientes enlaces es iónico, covalente polar o covalente no polar:
a) Si—Br *b*) Li—F
c) Br—F *d*) Br—Br
e) N—P *f*) C—P

10.36 Predice si cada uno de los siguientes enlaces es iónico, covalente polar o covalente no polar:
a) Si—O *b*) K—Cl
c) S—F *d*) P—Br
e) Li—O *f*) N—P

10.37 ¿Por qué F_2 es una molécula no polar, pero HF es una molécula polar?

10.38 ¿Por qué CBr_4 es una molécula no polar, pero NBr_3 es una molécula polar?

10.39 Identifica las siguientes moléculas como polar o no polar:
a) CS_2 *b*) NF_3
c) Br_4 *d*) SO_3

10.40 Identifica las siguientes moléculas como polar o no polar:
a) H_2S *b*) PBr_3
c) $SiCl_4$ *d*) SO_2

10.5 Fuerzas atractivas en compuestos

Meta de aprendizaje

Describir las fuerzas atractivas entre iones, moléculas polares y moléculas no polares.

el lugar de la Química

WEB TUTORIAL
Fuerzas intermoleculares

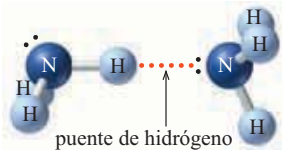
En gases, las interacciones entre partículas son mínimas, lo que permite a las moléculas del gas moverse alejándose unas de otras. En los sólidos y líquidos, hay suficientes interacciones entre las partículas para mantenerlas cerca, aunque algunos sólidos tienen puntos de fusión bajos, mientras que otros tienen puntos de fusión muy altos. Tales diferencias en propiedades se explican al observar los tipos de fuerzas atractivas entre partículas.

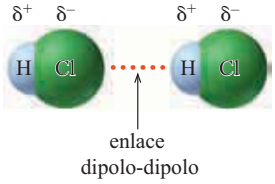
En los compuestos iónicos, los iones positivos y negativos se mantienen juntos mediante enlaces iónicos, fuertes fuerzas atractivas que requieren grandes cantidades

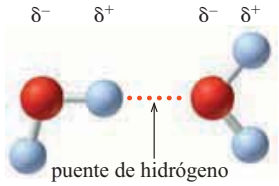
de energía para separar los iones y fundir el sólido iónico. Como resultado, los sólidos iónicos tienen altos puntos de fusión. Por ejemplo, el sólido iónico NaCl se funde a 801°C. En los compuestos que se mantienen juntos mediante enlaces covalentes, hay otros tipos de fuerzas atractivas que existen en el sólido. Dichas fuerzas atractivas, que son más débiles que los enlaces iónicos, incluyen atracciones dipolo-dipolo, puentes de hidrógeno y fuerzas de dispersión.

Enlaces dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno

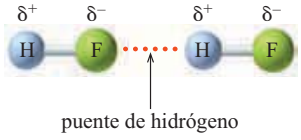
En las moléculas polares se presenta fuerzas atractivas, llamadas **atracciones dipolo-dipolo**, que ocurren entre el extremo positivo de una molécula y el extremo negativo de otra. Por ejemplo, en una muestra de HCl, el extremo hidrógeno positivo de un dipolo atrae al cloro negativo en otra molécula.







En ciertas moléculas polares ocurren dipolos fuertes cuando un átomo de hidrógeno se une a un átomo de flúor, oxígeno o nitrógeno, los cuales tienen altos valores de electronegatividad. En un tipo especial de atracción dipolo-dipolo, llamada **puente de hidrógeno**, ocurre una gran fuerza atractiva entre el átomo de hidrógeno parcialmente positivo y un par sin compartir de electrones en otro átomo N, O o F. Los puentes de hidrógeno son un factor importante en la formación y estructura de moléculas biológicas como proteínas y ADN.



Los puentes de hidrógeno son las fuerzas atractivas más fuertes entre moléculas polares. Cuando se comparan compuestos con masas similares en la tabla 10.6, vemos que los compuestos polares tienen puntos de fusión y ebullición más altos que los compuestos no polares. El enlace polar O—H en etanol genera la unión de hidrógeno entre las moléculas de etanol. Como resultado, el etanol requiere más energía y temperaturas más altas que el propano para formar un líquido y un gas. En el ácido fórmico, dos átomos de oxígeno proporcionan más polaridad a la molécula y más oportunidades para unirse al hidrógeno. Por tanto, el ácido fórmico tiene los puntos de fusión y ebullición más altos de los tres compuestos.

Tabla 10.6 Comparación de puntos de ebullición de moléculas covalentes polares y no polares

Compuesto	Fórmula	Masa molar	Tipo de compuesto	Fuerza atractiva	Punto de ebullición (°C)
Propano	$CH_3—CH_2—CH_3$	44	No polar	Dispersión	−42
Cloruro de metilo	$CH_3—Cl$	50	Polar	Dipolo-dipolo	24
Etanol	$CH_3—CH_2—O—H$	46	Polar	Puente de hidrógeno	79
Ácido fórmico	$H—\overset{\overset{O}{\|\|}}{C}—OH$	46	Polar	Puente de hidrógeno	101

Tabla 10.7 Puntos de fusión de sustancias seleccionadas

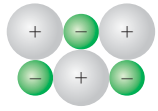
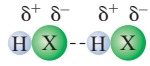
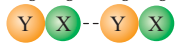
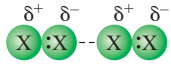
Sustancia	Punto de fusión (°C)
Enlaces iónicos	
MgF_2	1248
KF	860
NaCl	801
Puentes de hidrógeno	
H_2O	0
NH_3	−78
HF	−83
Interacciones dipolo-dipolo	
HI	−51
HBr	−89
HCl	−115
Fuerzas de dispersión	
I_2	114
Br_2	−7
Cl_2	−101
F_2	−220
H_2	−259
C_5H_{12}	−130
CH_4	−182

En la tabla 10.7 se muestra una comparación de los puntos de fusión y tipos de fuerzas atractivas de algunas otras sustancias.

Fuerzas de dispersión

Los compuestos no polares forman sólidos, pero a temperaturas bajas. Cuando dentro de las moléculas no polares se forman dipolos temporales, ocurren atracciones muy débiles llamadas **fuerzas de dispersión**. Por lo general, los electrones en una molécula no polar están distribuidos simétricamente. Sin embargo, en cualquier momento, el movimiento de los electrones puede hacer que más electrones estén presentes en un extremo de la molécula, que forma un dipolo temporal. Aunque las fuerzas de dispersión son muy débiles, hacen posible que las moléculas no polares formen líquidos y sólidos. Conforme aumenta el tamaño del compuesto no polar, hay más electrones que producen dipolos temporales más fuertes. Las moléculas no polares más grandes tienen puntos de fusión y ebullición más altos. En la tabla 10.8 se resumen los tipos de atracciones entre las partículas en sólidos y líquidos.

Tabla 10.8 Comparación de enlaces y fuerzas atractivas

Tipo de fuerza	Distribución de partículas	Energía (kJ/mol)	Ejemplo
Entre átomos o iones			
Enlace iónico		500–5000	$Na^+ \cdots Cl^-$
Enlace covalente (X = nonmetal)		100–1000	Cl—Cl
Entre moléculas			
Puente de hidrógeno (X = F, O, or N)		10–40	$\delta^+\ \delta^-\ \ \delta^+\ \delta^-$ H—F ··· H—F
Dipolo-dipolo (X y Y = diferentes no metales)		5–20	$\delta^+\ \delta^-\ \ \delta^+\ \delta^-$ Br—Cl ··· Br—Cl
Dispersión (Corrimiento temporal de electrones en enlaces no polares)		(dipolos temporales) 1–10	$\delta^+\ \delta^-\ \ \delta^+\ \delta^-$ F—F ··· F—F

Problema de muestra 10.9 **Fuerzas atractivas entre partículas**

Indica el principal tipo de interacción molecular:
a) dipolo-dipolo *b*) puente de hidrógeno
c) fuerzas de dispersión

Que se espera en cada uno de los siguientes casos:
1. H—F **2.** F—F **3.** PCl_3

Solución

1. *b*) H—F es una molécula polar que interactúa con otras moléculas H—F mediante puentes de hidrógeno
2. *c*) puesto que F—F es no polar, sólo fuerzas de dispersión proporcionan fuerzas atractivas
3. *a*) la polaridad de las moléculas de PCl_3 genera interacciones dipolo-dipolo

Comprobación de estudio

¿Por qué el punto de ebullición de H_2S es más bajo que el de H_2O?

Preguntas y problemas

Fuerzas atractivas en compuestos

10.41 Identifica el principal tipo de fuerza interactiva en cada una de las siguientes sustancias:
a) BrF *b*) KCl
c) CCl_4 *d*) HF
e) Cl_2

10.42 Identifica el principal tipo de fuerza interactiva en cada una de las siguientes sustancias:
a) HCl *b*) MgF_2
c) PBr_3 *d*) Br_2
e) NH_3

10.43 Identifica las fuerzas atractivas más fuertes entre cada una de las siguientes sustancias:
a) CH_3OH *b*) Cl_2
c) HCl *d*) CCl_4
e) CH_3CH_3

10.44 Identifica las fuerzas atractivas más fuertes entre cada una de las siguientes sustancias:
a) O_2 *b*) HF
c) CH_3Cl *d*) H_2O
e) NH_3

Meta de aprendizaje

Identificar los estados de la materia como sólido, líquido o gas, y calcular la energía implicada en los cambios de estado.



10.6 Materia y cambios de estado

Ahora podemos usar la información acerca de los tipos de atracciones entre partículas y discutir los estados de la materia: generalmente, *gases*, *líquidos* y *sólidos*. Los sólidos cambian a líquidos y los líquidos cambian a gases cuando se agrega suficiente energía para superar las fuerzas atractivas entre las partículas. En un **sólido**, fuerzas atractivas muy fuertes mantienen a las partículas juntas. Están ordenadas en un patrón tan rígido que sólo pueden vibrar lentamente en sus posiciones fijas. Esto da a un sólido una forma y volumen definidos. Para muchos sólidos, esta estructura rígida produce un cristal, como el caso de la amatista.

En un **líquido**, las partículas tienen energía suficiente para moverse libremente en direcciones aleatorias. Todavía están cercanas unas a otras con fuertes atracciones para mantener un volumen definido, pero no hay estructura rígida. Por tanto, cuando aceite, agua o vinagre se vierten de un contenedor a otro, el líquido mantiene su propio volumen, pero toma la forma del nuevo contenedor (figura 10.3).

El aire que respiras está hecho de gases, principalmente nitrógeno y oxígeno. En un **gas**, las moléculas se mueven a altas velocidades, lo que crea grandes distancias entre ellas. Este comportamiento permite a los gases llenar su contenedor. Los gases no tienen forma o volumen definidos por sí mismos; toman la forma y el volumen del contenedor. La tabla 10.9 compara algunas de las propiedades de los tres estados de la materia.



Figura 10.3 Un líquido con un volumen de 100 mL toma la forma de su contenedor.

P *¿Por qué un líquido tiene un volumen definido, pero no una forma definida?*

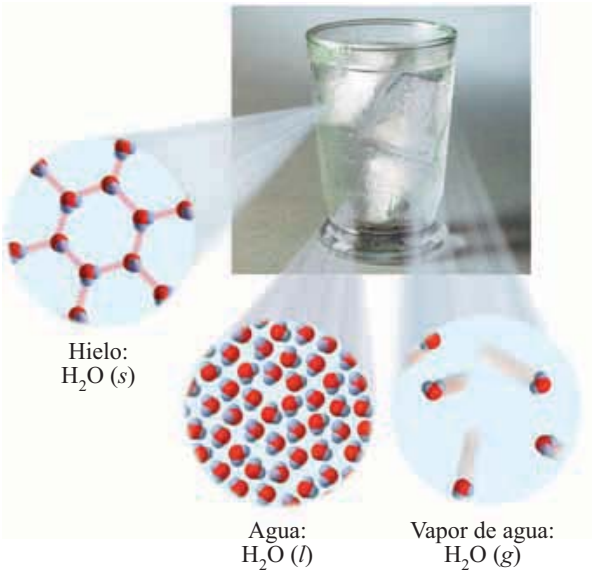


Tabla 10.9 Algunas propiedades de sólidos, líquidos y gases

Propiedad	Sólido	Líquido	Gas
Forma	Tiene forma definida	Toma la forma del contenedor	Toma la forma del contenedor
Volumen	Tiene volumen definido	Tiene volumen definido	Llena el volumen del contenedor
Distribución de las partículas	Fija, muy cercana	Aleatoria, cercana	Aleatoria, muy separada
Interacción entre partículas	Muy fuerte	Fuerte	En esencia ninguna
Movimiento de partículas	Muy lento	Moderado	Muy rápido
Ejemplos	Hielo, sal, hierro	Agua, aceite, vinagre	Vapor de agua, helio, aire

Cambios de estado

La materia experimenta un **cambio de estado** cuando pasa de un estado a otro. Cuando un cubo de hielo se funde en una bebida ocurrió un cambio de estado.

Cuando se agrega calor a un sólido, las partículas en la estructura rígida se mueven más rápido. A una temperatura llamada **punto de fusión (pf)**, las partículas en el sólido ganan suficiente energía para superar la energía de las fuerzas atractivas que las mantienen juntas. Las partículas en el sólido se separan y mueven en patrones aleatorios. La sustancia se **funde** y cambia de sólido a líquido.

Si baja la temperatura, tiene lugar el proceso inverso. Se pierde energía cinética, las partículas se frenan y las fuerzas atractivas las juntas más. La sustancia se **congela**. Un líquido cambia a sólido en el **punto de congelación (pc)**, que es la misma temperatura que el punto de fusión. Cada sustancia tiene su propio punto de congelación (fusión): el agua se congela a 0°C; el hielo se funde a 0°C; el oro se congela (funde) a 1064°C; el nitrógeno se congela (funde) a -210°C.



Supón que tienes un vaso que contiene hielo y agua. A temperaturas cálidas, el hielo se funde y forma más líquido. A temperaturas frías, el calor se pierde y el líquido se congela. Sin embargo, en el punto de fusión (congelación) de 0°C, el hielo se funde a la misma velocidad que se congela el agua. Los procesos reversibles de fusión y congelación están en equilibrio.

Calor de fusión

Durante la fusión se necesita energía llamada **calor de fusión** para separar las partículas de un sólido. Por ejemplo, se necesitan 334 J de calor para fundir exactamente 1 g de hielo.

Calor de fusión para el agua

$$\frac{334\ \text{J}}{1\ \text{g hielo}}$$

El calor de fusión (334 J/g) también es el calor que se debe retirar para congelar 1 g de agua. A veces se rocía agua en los huertos frutales en climas muy fríos. Si la temperatura del agua cae a 0°C, el agua comienza a congelarse. En este cambio de estado se libera calor, que calienta el aire y protege la fruta.

Para determinar el calor necesario para fundir una muestra de hielo, multiplica la masa del hielo por su calor de fusión. No hay cambio de temperatura en el cálculo porque la temperatura permanece constante en tanto el hielo se funde.

Cálculo de calor para fundir (o congelar) agua

$$\underset{\text{J} = \text{g}}{\text{Calor}} = \text{masa} \times \underset{\times\ 334\ \text{J/g}}{\text{calor de fusión}}$$

Problema de muestra 10.10 **Calor de fusión**

A tu refresco agregas cubos de hielo a 0°C, con una masa de 26.0 g.

a) ¿cuánto calor (joules) se absorberá para fundir todo el hielo a 0°C?

b) ¿qué ocurre con la temperatura de tu bebida? ¿Por qué?

Solución

a) El calor en joules que se requiere para fundir el hielo se calcula del modo siguiente

Guía para cálculos usando calor de fusión

PASO 1 Menciona los gramos de sustancia y el cambio de estado.

PASO 2 Escribe el plan para convertir gramos a calor y la unidad deseada.

PASO 3 Escribe el factor de conversión de calor y el factor métrico si se requiere.

PASO 4 Planteamiento del problema con factores.

PASO 1 **Menciona los gramos de sustancia y el cambio de estado.**

Dado 26.0 g $H_2O(s)$ **Deseado** joules para fundir hielo

PASO 2 **Escribe el plan para convertir gramos a calor y la unidad deseada.**

g de hielo → Calor de fusión → J

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1\ \text{g}\ H_2O\ (s \rightarrow l) = 334\ \text{J}$$

$$\frac{334\ \text{J}}{1\ \text{g}\ H_2O} \quad \text{y} \quad \frac{1\ \text{g}\ H_2O}{334\ \text{J}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$26.0\ \text{g}\ \cancel{H_2O} \times \frac{334\ \text{J}}{1\ \text{g}\ \cancel{H_2O}} = 8680\ \text{J}$$

b) la bebida se enfriará porque el calor de la bebida proporciona la energía para fundir el hielo

Comprobación de estudio

En un congelador, 125 g de agua a 0°C se colocan en una charola para cubos de hielo. ¿Cuánto calor en joules se debe retirar para formar los cubos a 0°C?

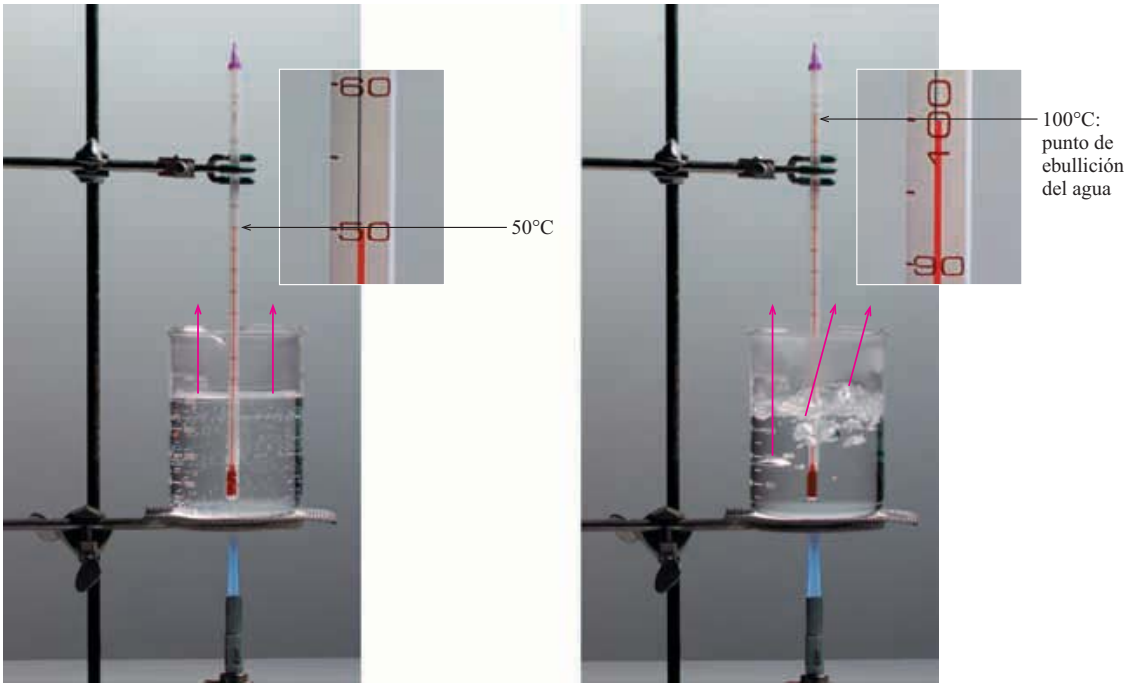


Sublimación

En un proceso llamado **sublimación**, las partículas en la superficie de un sólido absorben suficiente calor para cambiar directamente a un gas sin cambio de temperatura. Por ejemplo, el hielo seco, que es dióxido de carbono sólido, se sublima a −78°C. Se llama "seco" porque no forma un líquido. En áreas muy frías, la nieve no se funde sino que se sublima directamente a vapor. En un refrigerador sin escarcha, el hielo en las paredes del congelador se sublima cuando el aire caliente circula a través del compartimiento durante el ciclo de deshielo.



Los alimentos liofilizados, preparados mediante sublimación, son convenientes para el almacenamiento prolongado y para acampar o en excursiones. Un alimento congelado se coloca en una cámara de vacío donde se seca conforme el hielo se sublima. El alimento seco conserva todo su valor nutricional y sólo necesita agua para ser comestible. Un alimento liofilizado no necesita refrigeración porque las bacterias no crecen sin humedad. El proceso inverso de la sublimación se llama **deposición**.



(a) (b)

Figura 10.4 **(a)** La evaporación ocurre en la superficie de un líquido. **(b)** La ebullición ocurre cuando se forman burbujas de gas en el líquido.

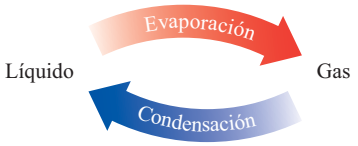
P *¿Por qué el agua se evapora más rápido a 80°C que a 20°C?*

Evaporación y condensación

El agua en un charco de lodo desaparece, un alimento destapado se seca, así como la ropa que cuelga de un tendedero. La **evaporación** tiene lugar cuando las moléculas de agua de rápido movimiento tienen suficiente energía para escapar de la superficie de un líquido (figura 10.4a). La pérdida de las moléculas de agua "caliente" retira calor y deja el líquido más frío.

Conforme las partículas de vapor de agua se enfrían, pierden energía cinética y se frenan. En la **condensación**, las moléculas de agua forman un líquido de nuevo conforme las fuerzas atractivas las juntan, un proceso inverso a la evaporación. Es posible que hayas notado que, cuando te bañas, se forma condensación en el espejo. Puesto que se pierde calor conforme un líquido se condensa, es un proceso de calentamiento. Por eso, cuando una tormenta se acerca, notamos un calentamiento del aire conforme las moléculas del agua gaseosa se condensan en lluvia.

Con suficiente tiempo, el agua en un contenedor abierto se evaporará. Sin embargo, si sobre el contenedor se coloca una cubierta de ajuste hermético, el nivel del agua bajará sólo un poco. Al principio, las moléculas de agua se evaporan de la superficie. Luego, parte de las moléculas de vapor comienzan a condensarse y regresan a líquido. Finalmente, el número de moléculas en evaporación es igual al número de las que se condensan. Los procesos inversos de evaporación y condensación se igualan. Como resultado, el nivel del agua no baja más.



Ebullición

Conforme aumenta el calor que se agrega a un líquido, más y más partículas se evaporan. En el **punto de ebullición (pe)**, las partículas en el líquido tienen la energía necesaria para cambiar a gas. La **ebullición** del líquido ocurre conforme se forman burbujas de gas en el líquido, luego se elevan a la superficie y escapan (figura 10.4b). Todos los cambios de estado se ilustran en la figura 10.5.

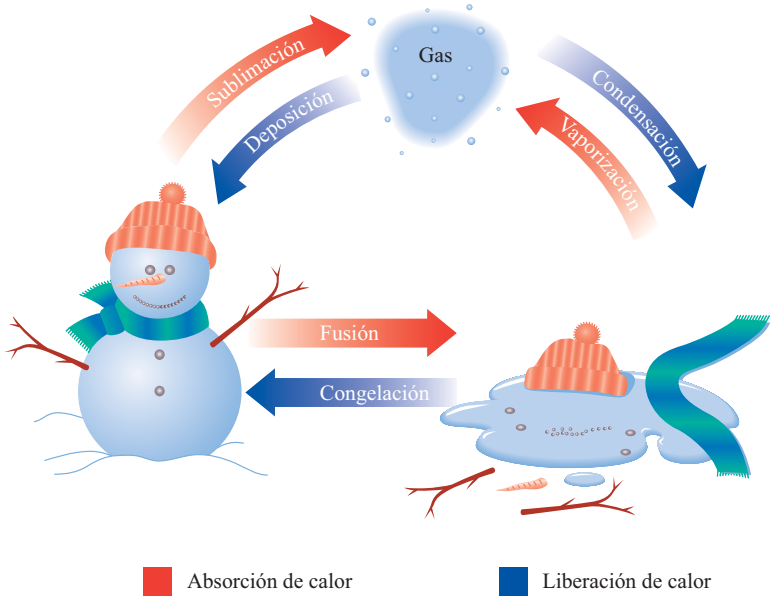


Figura 10.5 Resumen de los cambios de estado.

P *Cuando el agua líquida se congela, ¿se agrega o se libera calor?*

Problema de muestra 10.11 **Identificación de estados y cambios de estados**

Indica el estado o cambio de estado descrito en los siguientes ejemplos
a) Partículas en la superficie de un líquido escapan para formar vapor
b) Un líquido cambia a sólido
c) Burbujas de gas que se forman en un líquido

Solución

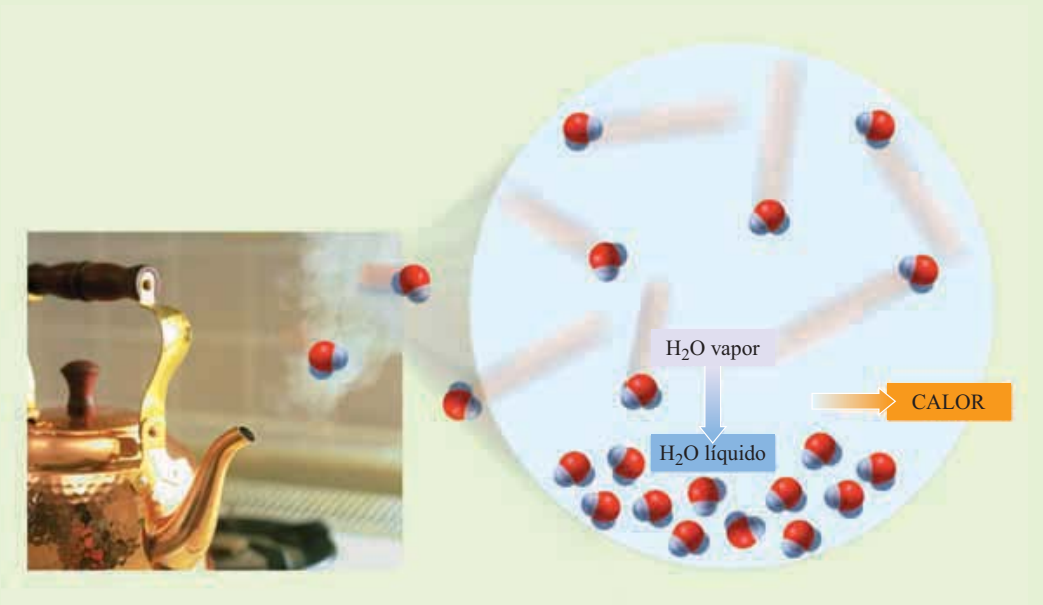
a) evaporación *b*) congelación *c*) ebullición

Comprobación de estudio

¿Cuál es el cambio de fase que ocurre en la condensación?

NOTA QUÍMICA

VAPOR QUE QUEMA



El agua caliente a 100°C causará quemaduras y daño a la piel. Sin embargo, recibir el vapor sobre la piel es todavía más peligroso. Considera 25 g de agua caliente a 100°C. Si cae sobre la piel de una persona, la temperatura del agua caerá a la temperatura corporal, 37°C. El calor liberado durante el enfriamiento quema la piel. La cantidad de calor se calcula a partir del cambio de temperatura, 63°C.

$$25 \cancel{g}\, 63 \cancel{^\circ C} \times \frac{4.184 \text{ J}}{\cancel{g}\,\cancel{^\circ C}} = 6600 \text{ J calor}$$

Para comparación, calculamos la cantidad de calor liberado cuando 25 g de vapor a 100°C llegan a la piel. Primero, el vapor se condensa a agua (líquido) a 100°C:

$$25 \text{ g} \times \frac{2260 \text{ J}}{1 \cancel{g}} = 57\,000 \text{ J calor liberado}$$

Ahora la temperatura de los 25 g de agua cae de 100 a 37°C, lo que libera todavía más calor, como se vio anteriormente. Ahora calculamos la cantidad total de calor liberado de la condensación y el enfriamiento del vapor del modo siguiente:

Condensación (100°C) = 57 000 J
Enfriamiento (100°C a 37°C) = 6600 J
Calor liberado = 64 000 J (redondeado)

La cantidad de calor liberado del vapor es casi 10 veces mayor que el calor de la misma cantidad de agua caliente.

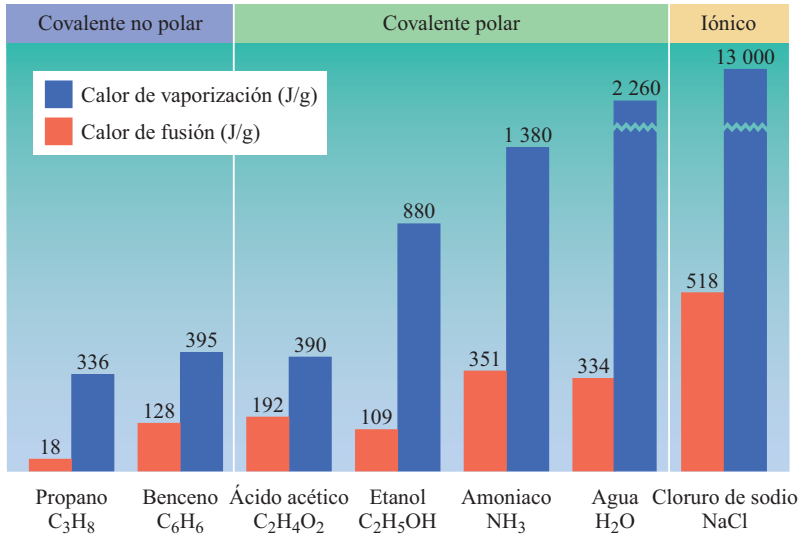


Figura 10.6 Para cualquier compuesto, el calor de vaporización es mayor que el calor de fusión.

P *¿Por qué la formación de un gas requiere más energía que la formación de un líquido del mismo compuesto?*

Calor de vaporización

La energía necesaria para vaporizar exactamente 1 g de líquido a gas se llama **calor de vaporización**. Para el agua se requieren 2260 J para convertir 1 g de agua a vapor.

Calor de vaporización para el agua

$$\frac{2260\ \text{J}}{1\ \text{g}\ H_2O}$$

Cuando 1 g de agua se condensa, el calor de vaporización, 2260 J, es la cantidad de energía que se debe retirar. Por tanto, 2260 J/g también es el *calor de condensación* del agua. Para calcular la cantidad de calor necesario para vaporizar (o condensar) una muestra de agua, multiplica la masa de la muestra por el calor de vaporización. Como antes, *no ocurre cambio de temperatura para un cambio de estado*.

Cálculo de calor para vaporizar (o condensar) agua

$$\begin{array}{l}\text{Calor} = \text{masa} \times \text{calor de vaporización} \\ \text{Joules} = \text{g} \times 2260\ \text{J/g}\end{array}$$

Diferentes sustancias tienen diferentes calores de fusión y vaporización, lo que generalmente aumenta con mayor polaridad de las partículas (figura 10.6). Como se ve, el calor de vaporización siempre es mayor que el calor de fusión. Esto ocurre porque se necesita más energía para separar las partículas de un líquido para formar un gas, que la necesaria para superar las fuerzas atractivas en un sólido para formar un líquido.

Problema de muestra 10.12 Uso de calor de vaporización

En un baño sauna, 122 g de agua se convierten a vapor a 100°C. ¿Cuántos kilojoules de calor se necesitan?

Guía para cálculos usando calor de vaporización

PASO 1
Menciona los gramos de sustancia y cambio de estado.

PASO 2
Escribe el plan para convertir gramos a calor y unidad deseada.

PASO 3
Escribe el factor de conversión de calor y el factor métrico si se necesita.

PASO 4
Planteamiento del problema con factores.

Solución

PASO 1 **Menciona los gramos de sustancia y el cambio de estado.**

Dado 122 g $H_2O(l)$ a $H_2O(g)$

Deseado kilojoules de calor para cambiar de estado

PASO 2 **Escribe el plan para convertir gramos a calor y unidad deseada.**

Plan g H_2O → Calor de vaporización → J → Factor métrico → kJ

PASO 3 **Escribe el factor de conversión y factor métrico, si se necesita.**

Equivalencias/factores de conversión:

$$1\text{ g } H_2O\ (l \rightarrow g) = 2260\text{ J} \qquad \frac{2260\text{ J}}{1\text{ g } H_2O} \text{ y } \frac{1\text{ g } H_2O}{2260\text{ J}}$$

$$1\text{ kJ} = 1000\text{ J} \qquad \frac{1000\text{ J}}{1\text{ kJ}} \text{ y } \frac{1\text{ kJ}}{1000\text{ J}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema con factores.**

Planteamiento del problema:

$$122\ \text{g}\ H_2O \times \frac{2260\ \text{J}}{1\ \text{g}\ H_2O} \times \frac{1\text{ kJ}}{1000\ \text{J}} = 276\text{ kJ}$$

Comprobación de estudio

Cuando el vapor de una sartén con agua hirviendo llega a una ventana fría se condensa. ¿Cuánto calor, en kilojoules (kJ), se libera cuando 25.0 g de vapor se condensan a 100°C?

Curvas de calentamiento y enfriamiento

Cuando se agrega calor a un sólido, comienza a fundirse y forma un líquido. Mientras más calor se agrega, el líquido se calienta hasta que hierve y forma un gas. Cada uno de estos cambios de estado se puede ilustrar visualmente como un diagrama llamado **curva de calentamiento** (figura 10.7). En una curva de calentamiento, la temperatura se muestra en el eje vertical. La adición de calor se muestra en el eje horizontal. Cada uno de los segmentos representa un paso de calentamiento o un cambio de estado.

Paso en una curva de calentamiento La primera línea diagonal indica un calentamiento de un sólido conforme se agrega calor. Cuando se alcanza la temperatura de fusión, un sólido comienza a cambiar a líquido. No hay cambio en temperatura mientras el sólido cambia. Este proceso se muestra como una línea plana, o meseta, mientras la temperatura permanece constante hasta que todo el sólido se funde (figura 10.7a).

Después de que todas las partículas están en estado líquido, la temperatura comienza a subir otra vez. Conforme se agrega más calor, el líquido se calienta y las partículas se mueven más vigorosamente hasta que se alcanza el punto de ebullición. No hay cambio de temperatura en tanto el líquido cambia a gas. Después de que todo el líquido cambia a gas, calor adicional hará que la temperatura suba de nuevo.

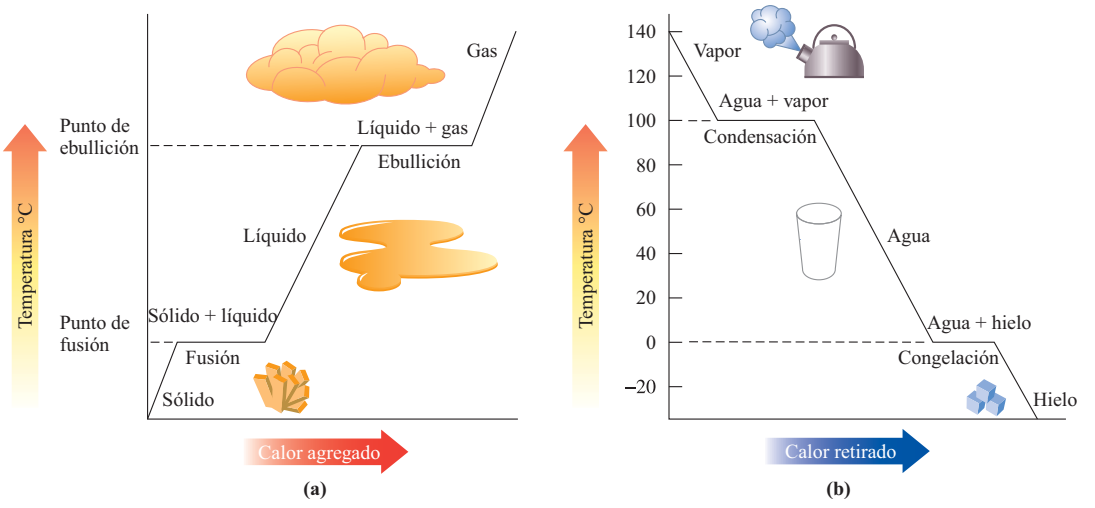


Figura 10.7 **(a)** Una curva de calentamiento muestra los aumentos de temperatura y cambios en estado conforme se agrega calor. **(b)** Curva de enfriamiento para el agua.

P *¿Qué representa la meseta a 100°C en la curva de enfriamiento para el agua?*

Pasos en una curva de enfriamiento Cuando de una sustancia como el vapor de agua se retira calor, el gas se enfría y condensa. Una **curva de enfriamiento** es un diagrama de este proceso de enfriamiento (figura 10.7b). En la curva de enfriamiento, la temperatura se grafica en el eje vertical y la remoción de calor en el eje horizontal. Conforme un gas se enfría, se pierde calor y la temperatura cae. En el punto de condensación (mismo que el punto de ebullición), el gas se comienza a condensar y se convierte en líquido. Este proceso se indica mediante una línea plana (meseta) en la curva de enfriamiento en el punto de condensación.

Después de que todo el gas cambia a líquido, las partículas dentro del líquido se enfrían, como se indica mediante la línea con pendiente negativa que muestra la disminución de temperatura. En el punto de congelación, las partículas en el líquido se frenan tanto que comienza a formarse un sólido. Una segunda línea plana en el punto de congelación indica el cambio de estado de líquido a sólido (congelación). Una vez que toda la sustancia se congela, se puede perder más calor, lo que baja la temperatura del sólido por abajo de su punto de congelación.

Combinación de cálculos de energía

Hasta el momento hemos calculado un paso en una curva de calentamiento o congelación. Sin embargo, muchos problemas requieren una combinación de pasos que incluyan un cambio de temperatura, así como un cambio de estado. El calor se calcula para cada paso por separado y luego se suman para encontrar la energía total, como se muestra en el problema de muestra 10.13.

Problema de muestra 10.13 **Combinación de cálculos de calor**

Calcula el calor total, en joules, necesario para convertir 15.0 g de agua líquida a 25.0°C, en vapor a 100°C.

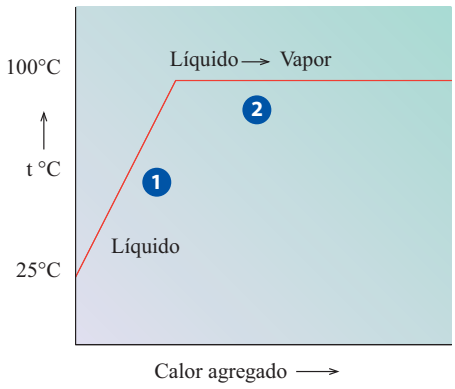
Solución

PASO 1 **Indica los gramos de sustancia y cambios de estado.**

Dado 15.0 g de agua a 25°C

Deseado Calor (J) necesario para calentar el agua y cambiar a vapor.

PASO 2 **Escribe el plan para convertir gramos a calor y unidad deseada.**



Si ocurren muchos cambios, dibuja un diagrama de calentamiento y cambios de estado.

Calor total = joules necesarios para calentar H_2O de 25 a 100°C
+ joules para cambiar líquido a vapor a 100°C

PASO 3 **Escribe los factores de conversión de calor necesarios.**

Equivalencias/factores de conversión

$$SH_{H_2O} = 4.184\frac{J}{g\,°C}$$

$$\frac{4.184\ J}{g\,°C} \quad \text{y} \quad \frac{g\,°C}{4.184\ J}$$

$$1\ g\ H_2O\ (l \rightarrow g) = 2260\ J$$

$$\frac{2260\ J}{1\ g\ H_2O} \quad \text{y} \quad \frac{1\ g\ H_2O}{2260\ J}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema con factores.**

Planteamiento del problema:

$$\Delta T = 100°C - 25°C = 75°C$$

Calor necesario para calentar H_2O (25°C) a H_2O (100°C):

$$15.0\ \cancel{g} \times 75\cancel{°C} \times \frac{4.184\ J}{\cancel{g}\,\cancel{°C}} = 4700\ J$$

Calor necesario para cambiar H_2O (líquido) a H_2O (gas) a 100°C:

$$15.0\ \cancel{g} \times \frac{2260\ J}{1\ \cancel{g}} = 33\,900\ J$$

Calcula el calor total:

Calentamiento de agua	4 700 J
Cambio de líquido a vapor (100°C)	33 900 J
Calor total necesario	38 600 J

Comprobación de estudio

¿Cuántos kilojoules (kJ) se liberan cuando 75.0 g de vapor a 100°C se condensan, enfrían a 0°C y congelan? (*Sugerencia:* la solución requerirá tres cálculos de energía.)

Preguntas y problemas — Materia y cambios de estado

10.45 Indica si cada uno de los siguientes enunciados describe un gas, un líquido o un sólido:
a) esta sustancia no tiene volumen o forma definidos
b) las partículas en esta sustancia no interactúan fuertemente entre ellas
c) las partículas de esta sustancia se mantienen en una estructura definida

10.46 Indica si cada uno de los siguientes enunciados describe un gas, un líquido o un sólido:
a) la sustancia tiene un volumen definido, pero toma la forma del contenedor
b) las partículas de esta sustancia están muy separadas
c) esta sustancia ocupa todo el volumen del contenedor

10.47 Calcula el calor necesario a 0°C en cada uno de los siguientes casos e indica si se absorbió o liberó calor
a) joules para fundir 65.0 g de hielo
b) joules para fundir 17.0 g de hielo
c) kilojoules para congelar 225 g de agua
d) kilojoules para congelar 50.0 g de agua

10.48 Calcula el calor necesario a 0°C en cada uno de los siguientes casos e indica si se absorbió o liberó calor:
a) joules para congelar 35.2 g de agua
b) joules para congelar 275 g de agua
c) kilojoules para fundir 145 g de hielo
d) kilojoules para fundir 5.00 kg de hielo

10.49 Para cada uno de los siguientes problemas, calcula el cambio de calor a 100°C e indica si se absorbió o liberó calor:
a) joules para vaporizar 10.0 g de agua
b) kilojoules para vaporizar 50.0 g de agua
c) joules para condensar 8.00 kg de vapor
d) kilojoules para condensar 175 g de vapor

10.50 Para cada uno de los siguientes problemas, calcula el cambio de calor a 100°C e indica si se absorbió o liberó calor:
a) joules para condensar 10.0 g de vapor
b) kilojoules para condensar 76.0 g de vapor
c) joules para vaporizar 44.0 g de agua
d) kilojoules para vaporizar 5.0 kg de agua

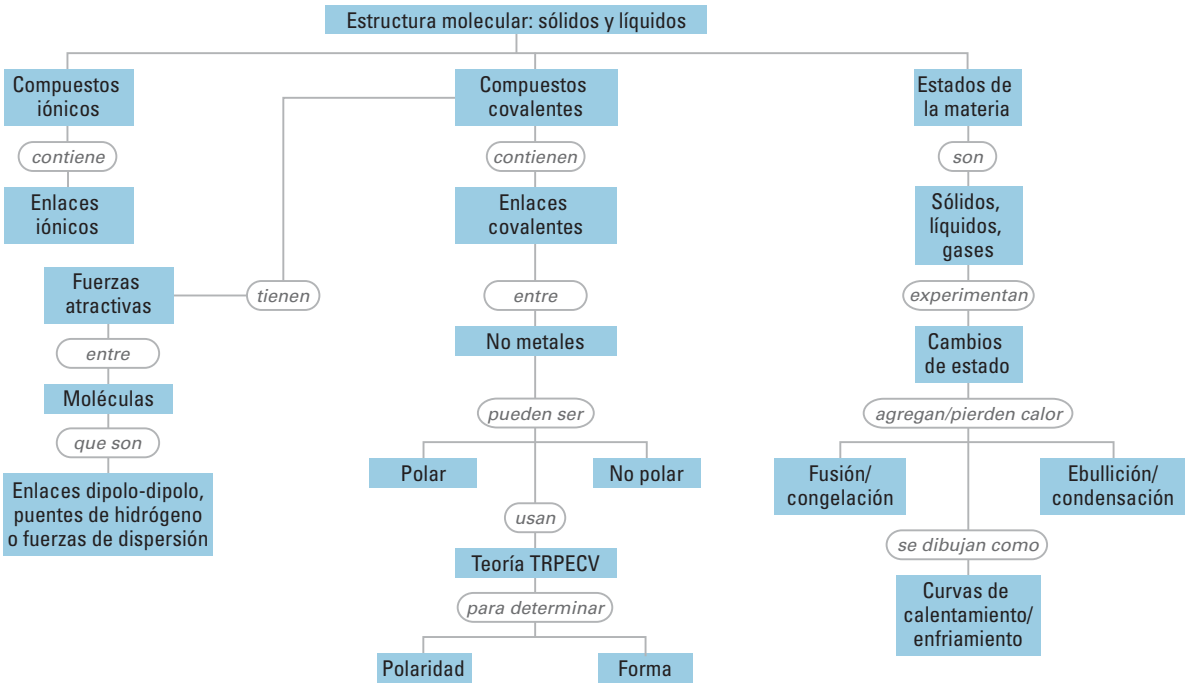
10.51 Con los valores para el calor de fusión, calor específico del agua y/o calor de vaporización, calcula la cantidad de energía térmica en cada uno de los siguientes casos:
a) joules necesarios para calentar 20.0 g de agua de 15 a 72°C
b) joules necesarios para fundir 50.0 g de hielo a 0°C y calentar el líquido a 65.0°C
c) kilojoules liberados cuando 15.0 g de vapor se condensan a 100°C y el líquido se enfría a 0°C
d) kilojoules necesarios para fundir 24.0 g de hielo a 0°C, calentar el líquido a 100°C y cambiarlo a vapor a 100°C

10.52 Con los valores para el calor de fusión, calor específico del agua y/o calor de vaporización, calcula la cantidad de energía térmica en cada uno de los siguientes casos:
a) joules para condensar 125 g de vapor a 100°C y enfriar el líquido a 15.0°C
b) joules necesarios para fundir una escultura de 525 g de hielo a 0°C y calentar el líquido a 15.0°C
c) kilojoules liberados cuando 85.0 g de vapor se condensan a 100°C y enfriar el líquido y congelarlo a 0°C
d) joules para calentar 55.0 mL de agua (densidad = 1.00 g/mL) de 10.0 a 100°C y vaporizarla a 100°C

10.53 Para aliviar músculos inflamados, se usó una bolsa de hielo que contenía 275 g de hielo a 0°C. Cuando se quitó la bolsa, el hielo se había fundido y el agua líquida tenía una temperatura de 24.0°C. ¿Cuántos kilojoules de calor se absorbieron?

10.54 De un volcán se emite una muestra de 115 g de vapor a 100°C. Ésta se condensa, enfría y cae como nieve a 0°C. ¿Cuántos kilojoules de calor se liberaron?

Mapa conceptual **Estructura molecular: sólidos y líquidos**



Repaso del capítulo

10.1 Configuraciones electrónicas de compuestos iónicos

En los compuestos iónicos, los metales de los elementos representativos pierden electrones y los no metales ganan electrones para dar una configuración s^2p^6 para los electrones de valencia. Los metales de transición pierden primero sus electrones de valencia *s* para formar iones 2+, pero también pueden perder 1 o más electrones *d* para formar iones con cargas de 3+ y superior. Por tanto, los cationes de los metales de transición por lo general no adquieren la configuración electrónica de un gas noble.

10.2 Fórmulas punto electrón

En un enlace covalente, los átomos de los no metales comparten electrones de valencia. En la mayoría de los compuestos covalentes, los átomos logran una configuración de gas noble. El número de electrones de valencia se suma para todos los átomos en la molécula o ion. Cualquier carga negativa se suma a los electrones de valencia totales, mientras que cualquier carga negativa se resta. En las fórmulas punto electrón, un par de enlace se coloca entre el átomo central y une átomos. Los restantes electrones de valencia se usan como pares sin compartir para completar octetos de los átomos circundantes y luego el átomo central.

Cuando los octetos no se completan, los pares sin compartir se convierten en pares de enlace que forman enlaces dobles o triples. Las estructuras de resonancia son posibles cuando para una molécula o ion con un enlace múltiple se pueden obtener dos o más fórmulas punto electrón.

10.3 Formas de las moléculas y los iones (teoría TRPECV)

La forma de una molécula está determinada por la fórmula punto electrón y el número de átomos enlazados y pares sin compartir. La configuración electrónica de dos grupos electrón alrededor de un átomo central es lineal; tres grupos electrón es plano trigonal, y cuatro es tetraédrica. Cuando los grupos electrón se unen a los átomos, la forma tiene el mismo nombre que la configuración electrónica. Un átomo central con dos átomos enlazados y uno o dos pares sin compartir tiene una forma angular. Un átomo central con tres átomos enlazados y un par sin compartir tiene una forma piramidal trigonal.

10.4 Electronegatividad y polaridad

La electronegatividad es la habilidad de un átomo para atraer los electrones que comparte con otro átomo. En general, las electronegatividades de los metales son bajas, mientras que los no metales tienen electronegatividades altas. En un enlace covalente no polar, los átomos comparten electrones igualmente. En un enlace covalente polar, los electrones se comparten de manera desigual porque el átomo más electronegativo los atrae. El átomo en un enlace polar con la electronegatividad más baja es

parcialmente positivo (δ^+) y el átomo con la mayor electronegatividad es parcialmente negativo (δ^-). Los átomos que forman enlaces iónicos tienen grandes diferencias en valores de electronegatividad.

Las moléculas no polares contienen enlaces covalentes no polares o tienen una distribución de átomos enlazados que hace que los dipolos se cancelen. En las moléculas polares, los dipolos no se cancelan porque hay átomos enlazados no idénticos o pares sin compartir en el átomo central.

10.5 Fuerzas atractivas en compuestos

En los sólidos iónicos, los iones cargados de manera opuesta se mantienen en una estructura rígida mediante enlaces iónicos. Las fuerzas atractivas llamadas atracciones dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno mantienen unidos los estados sólido y líquido de los compuestos covalentes polares. Los compuestos no polares forman sólidos y líquidos mediante dipolos temporales llamados fuerzas de dispersión.

10.6 Materia y cambios de estado

Los tres estados de la materia son sólido, líquido y gas. Una sustancia experimenta un cambio físico cuando cambia su forma, tamaño o estado, pero su identidad no cambia. La fusión ocurre cuando las partículas en un sólido absorben suficiente energía para romperse y formar un líquido. La cantidad de energía requerida para convertir exactamente 1 g de sólido a líquido se llama calor de fusión. Para el agua se necesitan 334 J para fundir 1 g de hielo o se deben retirar para congelar 1 g de agua. La sublimación es un proceso mediante el cual un sólido cambia directamente a gas.

La evaporación ocurre cuando las partículas en un estado líquido absorben suficiente energía para romperse y formar partículas gaseosas. La ebullición es la vaporización de un líquido en su punto de ebullición. El calor de vaporización es la cantidad de calor necesaria para convertir exactamente 1 g de líquido a vapor. Para el agua se necesitan 2260 J para vaporizar 1 g de agua, o se deben retirar para condensar 1 g de vapor.

Una curva de calentamiento o enfriamiento ilustra los cambios en temperatura y estado conforme se agrega o retira calor de una sustancia. Las mesetas en las gráficas indican cambios de estado. El calor total absorbido o retirado de una sustancia experimenta cambios de temperatura y los cambios de estado son la suma de los cálculos de energía para cambio(s) de estado y cambio(s) en temperatura.

Términos clave

angular Forma de una molécula con dos átomos enlazados y uno o dos pares sin compartir.

atracciones dipolo-dipolo Fuerzas atractivas entre los extremos con carga opuesta de las moléculas polares.

calor de fusión Energía requerida para fundir exactamente 1 g de una sustancia. Para el agua se necesitan 334 J para fundir 1 g de hielo; cuando 1 g de agua se congela, se liberan 334 J.

calor de vaporización Energía requerida para vaporizar 1 g de una sustancia. Para el agua se necesitan 2260 J para vaporizar exactamente 1 g de líquido; 1 g de vapor libera 2260 J cuando se condensa.

cambio de estado Transformación de un estado de la materia a otro, por ejemplo, sólido a líquido, líquido a sólido, líquido a gas.

condensación Cambio de estado de gas a líquido.

congelación Cambio de estado de líquido a sólido.

curva de calentamiento Diagrama que muestra los cambios de temperatura y cambios de estado de una sustancia conforme se calienta.

curva de enfriamiento Diagrama que ilustra los cambios de temperatura y los cambios de estado para una sustancia conforme se retira calor.

deposición Cambio de gas directamente a sólido; el inverso es la sublimación.

dipolo Separación de carga positiva y negativa en un enlace polar que se indica mediante una flecha que se dibuja del átomo más positivo al átomo más negativo.

ebullición Formación de burbujas de gas en un líquido.

electronegatividad Habilidad relativa de un elemento para atraer electrones en un enlace.

enlace covalente no polar Enlace covalente en el que los electrones se comparten igualmente.

enlace covalente polar Enlace covalente en el que los electrones se comparten de manera desigual.

enlace doble Atracción de dos pares de electrones por dos átomos.

enlace triple Atracción de tres pares de electrones por dos átomos.

estructuras de resonancia Dos o más fórmulas punto electrón que se pueden escribir para una molécula o ion al colocar un enlace múltiple entre diferentes átomos.

evaporación Formación de un gas (vapor) mediante el escape de moléculas de alta energía desde la superficie de un líquido.

fuerzas de dispersión Enlace de dipolo débil que resulta de una polarización momentánea de las moléculas no polares en una sustancia.

fusión Conversión de sólido a líquido.

gas Estado de la materia que se caracteriza por forma o volumen no definidos. Las partículas en un gas se mueven rápidamente.

lineal Forma de una molécula que tiene dos átomos enlazados y ningún par sin compartir.

líquido Estado de la materia que toma la forma de su contenedor, pero tiene volumen definido.

piramidal trigonal Forma de una molécula que tiene tres átomos enlazados y un par sin compartir.

plano trigonal Forma de una molécula con tres átomos enlazados y ningún par sin compartir.

polaridad Medida de la atracción desigual de electrones, que se indica mediante la diferencia en valores de electronegatividad.

puente de hidrógeno Atracción entre un H parcialmente positivo y un átomo fuertemente electronegativo de F, O o N.

punto de congelación (pc) Temperatura a la que están en equilibrio las formas sólida y líquida de una sustancia; un líquido cambia a sólido (se congela), un sólido cambia a líquido (se funde).
punto de ebullición (pe) Temperatura a la que una sustancia existe como líquido y gas; el líquido cambia a gas (hierve) y el gas cambia a líquido (condensa).
punto de fusión (pf) Temperatura a la que un sólido se vuelve líquido (se funde). Es la misma temperatura que el punto de congelación.
sólido Estado de la materia que tiene su propia forma y volumen.
sublimación Cambio de estado en el que un sólido se transforma directamente a gas sin formar un líquido.
teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV) Teoría que predice la forma de una molécula al mover los grupos electrón en un átomo central tan lejos como sea posible para minimizar la repulsión de las regiones negativas.
tetraédrico Forma de una molécula con cuatro átomos unidos.

Comprensión de conceptos

10.55 Identifica la principal fuerza atractiva en cada uno de los siguientes casos:
a) Br_2 *b*) HF *c*) HBr *d*) Kr

10.56 Identifica la principal fuerza atractiva presente en cada uno de los siguientes casos:
a) Cl_2
b) $CH_3—OH$
c) $CH_3—CH_3$
d) $CH_3—CH_2—Cl$

10.57 ¿Por qué el BCl_3 sería una molécula no polar, cuando el PCl_3 es una molécula polar?

10.58 ¿Por qué el CO_2 sería una molécula no polar, cuando el SO_2 es una molécula polar?

10.59 Usa tu conocimiento sobre los cambios de estado para explicar lo siguiente.
a) ¿por qué durante el ejercicio intenso la transpiración enfría el cuerpo?
b) ¿por qué las toallas se secan más rápidamente en un día de verano cálido que en uno de invierno frío?
c) ¿por qué las ropas húmedas permanecen así si se colocan en una bolsa de plástico?



10.60 Usa tu conocimiento sobre los cambios de estado para explicar lo siguiente.

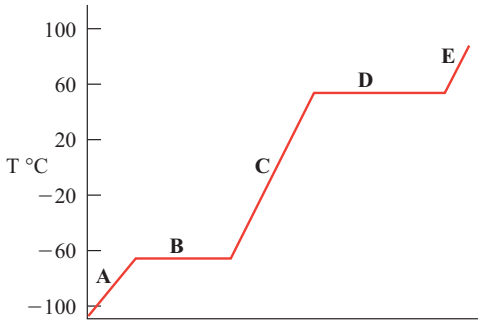


a) ¿por qué un aerosol que se evapora rápidamente, como el cloruro de etilo, se usa para rociar las lesiones deportivas durante un juego?
b) ¿por qué el agua en un plato plano, ancho, poco profundo se evapora más rápidamente que la misma cantidad de agua en un vaso estrecho y alto?
c) ¿por qué un sándwich en un plato se seca más rápido que un sándwich en una envoltura plástica?

10.61 Dibuja una curva de calentamiento para una muestra de hielo que se calienta de −20°C a 130°C. Indica el segmento de la gráfica que corresponde a cada uno de los siguientes casos:
a) sólido *b*) punto de fusión
c) líquido *d*) punto de ebullición
e) gas

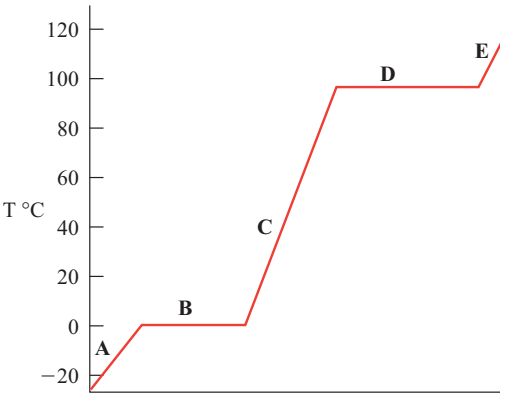
10.62 Dibuja una curva de enfriamiento para una muestra de vapor que se enfría de 110°C a −10°C. Indica el segmento de la gráfica que corresponda a cada uno de los siguientes casos:
a) sólido *b*) punto de fusión
c) líquido *d*) punto de ebullición
e) gas

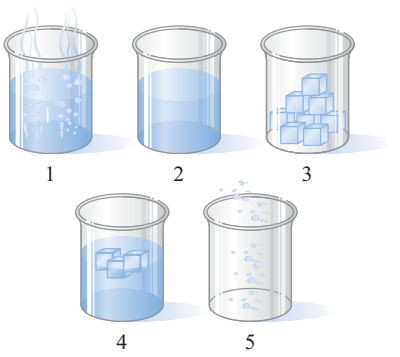
10.63 La siguiente es una curva de calentamiento para el cloroformo, un solvente para grasas, aceites y ceras.



a) ¿Cuál es el punto de fusión del cloroformo?
b) ¿Cuál es su punto de ebullición?
c) En la curva de calentamiento, identifica los segmentos A, B, C, D y E como sólido, líquido, gas, fusión o ebullición
d) En las siguientes temperaturas, ¿el cloroformo es sólido, líquido o gas: -80°C, -40°C, 25°C, 80°C?

10.64 Relaciona los siguientes diagramas con un segmento de la curva de calentamiento para el agua.





Preguntas y problemas adicionales

10.65 Determina el número total de electrones de valencia en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) CS_2 *b*) CH_3CHO
c) PH_4^+ *d*) BCl_3
e) SO_3^{2-}

10.66 Determina el número total de electrones de valencia en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $COCl_2$ *b*) N_2O
c) ClO_2^- *d*) $SeCl_2$
e) PBr_3

10.67 Escribe la fórmula punto electrón para cada uno de los siguientes casos:
a) BF_4^- *b*) Cl_2O
c) H2NOH (N es el átomo central) *d*) NO_2^+
e) H_2CCCl_2

10.68 Escribe la fórmula punto electrón para cada uno de los siguientes casos:
a) H_3COCH_3 (los átomos están en el orden C O C)
b) CS_2 (los átomos están en el orden S C S)
c) ClO_2^-
d) SF_3^+
e) H_2CCHCN (los átomos están en el orden C C C)

10.69 Escribe las estructuras de resonancia para cada uno de los siguientes casos:
a) N_2O (los átomos están unidos en el orden N N O)
b) NO_2^+ *c*) CNS^-

10.70 Escribe las estructuras de resonancia para cada uno de los siguientes casos:
a) NO_3^- *b*) CO_3^{2-} *c*) OCN^-

10.71 Escribe la fórmula punto electrón y determina la forma para cada uno de los siguientes ejemplos:
a) NF_3 *b*) $SiBr_4$
c) $BeCl_2$ *d*) SO_2

10.72 Escribe la fórmula punto electrón y determina la forma para cada uno de los siguientes ejemplos:
a) NH_4^+ *b*) O_2^{2-}
c) $COCl_2$ (C es el átomo central) *d*) BCl_3

10.73 Usa la tabla periódica para jerarquizar los siguientes átomos en orden creciente de electronegatividad:
a) I , F, Cl *b*) Li, K, S, Cl
c) Mg, Sr, Ba, Be

10.74 Usa la tabla periódica para jerarquizar los siguientes átomos en orden creciente de electronegatividad:

a) Cl, Br, Se *b*) Na, Cs, O, S
c) O, F, B, Li

10.75 Selecciona el enlace más polar en cada uno de los siguientes pares:
a) C—N o C—O *b*) N—F o N—Br
c) Br—Cl o S—Cl *d*) Br—Cl o Br—I
e) N—S o N—O

10.76 Selecciona el enlace más polar en cada uno de los siguientes pares:
a) C—C o C—O *b*) P—Cl o P—Br
c) Si—S o Si—Cl *d*) F—Cl o F—Br
e) P—O o P—S

10.77 Dibuja la flecha de dipolo para cada uno de los siguientes enlaces:
a) Si—Cl *b*) C—N *c*) F—Cl
d) C—F *e*) N—O

10.78 Dibuja la flecha de dipolo para cada uno de los siguientes enlaces:
a) C—O *b*) N—F *c*) O—Cl
d) S—Cl *e*) P—F

10.79 Clasifica cada uno de los siguientes enlaces como covalente no polar, covalente polar o iónico:
a) Si—Cl *b*) C—C *c*) Na—Cl
d) C—H *e*) F—F

10.80 Clasifica cada uno de los siguientes enlaces como covalente no polar, covalente polar o iónico:
a) C—N *b*) Cl—Cl *c*) K—Br
d) H—H *e*) N—F

10.81 Usa la fórmula punto electrón para determinar la forma para cada uno de los siguientes iones y moléculas:
a) BrO_2^- *b*) H_2O *c*) CO_3^{2-}
d) CF_4 *e*) CS_2 *f*) PO_3^{3-}
g) NH_4^+

10.82 Usa la fórmula punto electrón para determinar la forma para cada uno de los siguientes iones y moléculas:
a) PH_3 *b*) NO_3^- *c*) HCN
d) ClO_2^- *e*) SO_3^{2-} *f*) SF_3^+
g) ClO_4^-

10.83 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:
a) HBr *b*) SiO_2 *c*) NCl_3
d) CH_3Cl *e*) NF_3 *f*) H_2O

10.84 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:
a) GeH_4 *b*) Br_2 *c*) CF_3Cl
d) PCl_3 *e*) BF_3 *f*) SCl_2

10.85 Predice la forma y polaridad de cada una de las siguientes moléculas. Supón que todos los enlaces son polares.
a) un átomo central con tres átomos enlazados idénticos y ningún par sin compartir
b) un átomo central con dos átomos enlazados y un par sin compartir
c) un átomo central con dos átomos idénticos y ningún par sin compartir

10.86 Predice la forma y polaridad de cada una de las siguientes moléculas. Supón que todos los enlaces son polares.
a) un átomo central con cuatro átomos enlazados idénticos y ningún par sin compartir
b) un átomo central con tres átomos enlazados idénticos y un par sin compartir
c) un átomo central con cuatro átomos enlazados que no son idénticos y ningún par sin compartir

10.87 Indica el principal tipo de fuerza atractiva [(1) iónico, (2) dipolo-dipolo, (3) puente de hidrógeno, (4) fuerzas de dispersión] que ocurren entre las partículas de las siguientes sustancias:
a) NH_3 *b*) HF *c*) CH_4
d) $CHCl_3$ *e*) H_2O *f*) LiCl

10.88 Describe el tipo de compuesto que podría tener cada uno de los siguientes tipos de fuerzas atractivas:
a) dipolo-dipolo *b*) puentes de hidrógeno
c) fuerzas de dispersión

10.89 Cuando llueve o nieva, la temperatura del aire parece más caliente. Explica.

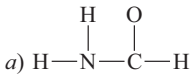
10.90 *a*) en el suelo de un huerto se rocía agua cuando las temperaturas están cerca de la congelación para evitar que la fruta se congele. Explica.
b) ¿cuántos kilojoules de energía se liberan si 5.0 kg de agua a 15°C se rocían sobre el suelo y se enfría y congela a 0°C?

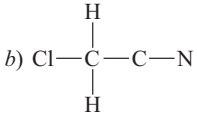
10.91 En una charola de cubos de hielo se ponen 325 g de agua. Si la temperatura inicial del agua es de 25°C, ¿cuántos kilojoules de calor se deben retirar para enfriar y congelarla a 0°C?

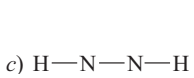
10.92 Un cubo de hielo a 0°C con una masa de 115 g se agrega a H_2O en un matraz que tiene una temperatura de 64.0°C. Si la temperatura final de la mezcla es 24.0°C, ¿cuál fue la masa inicial del agua caliente?

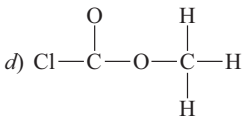
Preguntas de desafío

10.93 Completa la fórmula punto electrón para cada uno de los siguientes ejemplos:

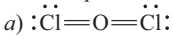
a) 

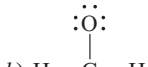
b) 

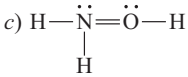
c) 

d) 

10.94 Identifica los errores en cada una de las siguientes fórmulas punto electrón y dibuja la fórmula correcta:

a) 

b) 

c) 

10.95 Predice la forma de cada una de las siguientes moléculas o iones:

a) NH_2Cl *b)* PH_4^+
c) SCN^- *d)* SO_3

10.96 Clasifica cada una de las siguientes moléculas como polar o no polar:

a) BF_3 *b)* N_2
c) CS_2 *d)* NH_2Cl

10.97 Un bloque de 3.0 kg de plomo se lleva de un horno a 300.°C y se coloca sobre un gran bloque de hielo a 0°C. El calor específico del plomo es 0.13 J/g°C. Si todo el calor liberado por el plomo se usa para fundir hielo, ¿cuánto hielo se funde cuando la temperatura del plomo cae a 0°C?

10.98 El punto de fusión del benceno es 5.5°C y su punto de ebullición es 80.1°C. Traza una curva de calentamiento para el benceno de 0°C a 100°C.

a) ¿cuál es el estado del benceno a 15°C?
b) ¿qué ocurre en la curva a 5.5°C?
c) ¿cuál es el estado del benceno a 63°C?
d) ¿cuál es el estado del benceno a 98°C?
e) ¿a qué temperatura estarán presentes tanto el líquido como el gas?

10.99 Un cubo de hielo de 45.0 g a 0.0°C se agrega a una muestra de agua a 8.0°C. Todo el hielo se funde y la temperatura del agua disminuye a 0.0°C. ¿Cuántos gramos de agua había en la muestra?

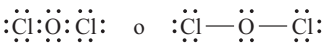
10.100 Identifica el tipo de atracciones más importante entre moléculas para cada uno de los siguientes casos e identifica los compuestos con los puntos de ebullición más alto y más bajo:

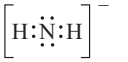
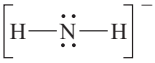
a) propano, C_3H_8 *b)* metanol, CH_3OH
c) bromo, Br_2 *d)* HBr
e) bromuro de yodo, IBr

Respuestas

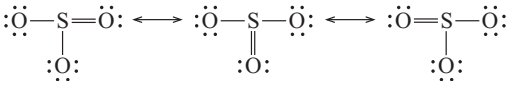
Respuestas a las Comprobaciones de estudio

10.1 N^{3-}: $1s^2 2s^2 2p^6$; P^{3-}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

10.2  o

10.3  o 

10.4 H:C:::N: o H—C≡N: En HCN, hay un enlace triple entre C y los átomos de N.

10.5 

10.6 ClO_2^- es angular

10.7 *a)* Si—N
b) O—P

10.8 La molécula PCl_3 es piramidal trigonal, lo que la hace una molécula polar.

10.9 H_2O forma puentes de hidrógeno.

10.10 41 800 J retirados

10.11 Gas cambia a líquido

10.12 56.5 kJ liberados

10.13 226 kJ liberados

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

10.1 *a)* Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \longrightarrow Ca^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
b) S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \longrightarrow S^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
c) Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8 \longrightarrow Ni^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
d) Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 \longrightarrow Ti^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$

10.3 *a)* Sc^{3+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Ar
b) Ba^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$; Xe
c) K^+: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Ar
d) V^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$; ninguno

10.5 *a)* 8 electrones de valencia
b) 14 electrones de valencia
c) 32 electrones de valencia
d) 8 electrones de valencia

10.7 *a*) HF (8 e^-) H:F: o H—F:

b) SF_2 (20 e^-) :F:S:F: o :F—S—F:

c) NBr_3 (26 e^-) :Br:N:Br: o :Br—N—Br:

d) BH_4^- (8 e^-) $\left[\begin{array}{c}\text{H}\\ \text{H:B:H}\\ \text{H}\end{array}\right]^-$ o $\left[\begin{array}{c}\text{H}\\ \text{H—B—H}\\ \text{H}\end{array}\right]^-$

e) CH_3OH (14 e^-) $\begin{array}{c}\text{H}\\ \text{H:C:O:H}\\ \text{H}\end{array}$ o $\begin{array}{c}\text{H}\\ \text{H—C—O—H}\\ \text{H}\end{array}$

f) N_2H_4 (14 e^-) $\begin{array}{c}\text{H H}\\ \text{H:N:N:H}\end{array}$ o $\begin{array}{c}\text{H H}\\ \text{H—N—N—H}\end{array}$

10.9 Cuando se usan todos los electrones de valencia no quedan octetos completos, es necesario escribir enlaces múltiples.

10.11 La resonancia ocurre cuando podemos escribir dos o más fórmulas punto electrón para la misma molécula o ion.

10.13 *a*) CO (10 e^-) :C:::O: o :C≡O:

b) H_2CCH_2 (12 e^-) $\begin{array}{c}\text{H H}\\ \text{H:C::C:H}\end{array}$ o $\begin{array}{c}\text{H H}\\ \text{H—C=C—H}\end{array}$

c) H_2CO (12 e^-) $\begin{array}{c}\text{:O:}\\ \text{H:C:H}\end{array}$ o $\begin{array}{c}\text{:O:}\\ \text{H—C—H}\end{array}$

10.15 *a*) $ClNO_2$ $\begin{array}{c}\text{:O:}\\ \text{:Cl—N—O:}\end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c}\text{:O:}\\ \text{:Cl—N=O:}\end{array}$

b) OCN^- $\left[\text{:O=C=N:}\right]^- \longleftrightarrow \left[\text{:O—C≡N:}\right]^-$

10.17 *a*) lineal
b) piramidal trigonal

10.19 Los cuatro pares de electrones en PCl_3 tienen una estructura tetraédrica, pero tres átomos enlazados y un par sin compartir en torno a un átomo central, por lo que tiene una forma piramidal trigonal.

10.21 En BF_3, el átomo central B tiene tres átomos enlazados y ningún par sin compartir, lo que confiere a BF_3 una forma plano trigonal. En NF_3, el átomo central N tiene tres átomos enlazados y un par sin compartir, por lo que NF_3 tiene una forma piramidal trigonal.

10.23 *a*) plano trigonal *b*) angular (120°)
c) lineal *d*) tetraédrica
e) angular (120°)

10.25 ***a***) CO_3^{2-} (24 e^-) $\left[\begin{array}{c}\text{:O:}\\ \text{:O—C=O:}\end{array}\right]^{2-}$ plano trigonal

b) SO_4^{2-} (32 e^-) $\left[\begin{array}{c}\text{:O:}\\ \text{:O—S—O:}\\ \text{:O:}\end{array}\right]^{2-}$ tetraédrica

c) BH_4^- (8 e^-) $\left[\begin{array}{c}\text{H}\\ \text{H—B—H}\\ \text{H}\end{array}\right]^-$ tetraédrica

d) NO_2^+ (16 e^-) $\left[\text{:O=N=O:}\right]^+$ lineal

10.27 La electronegatividad aumenta al atravesar un periodo.

10.29 Un enlace covalente no polar tendría una diferencia de electronegatividad de 0.0 a 0.4.

10.31 *a*) K, Na, Li *b*) Na, P, Cl
c) Ca, Br, O

10.33 *a*) $\overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{N—F}}$ ⟶ *b*) $\overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{Si—P}}$ ⟶

c) $\overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{C—O}}$ ⟶ *d*) $\overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{P—Br}}$ ⟶

e) $\overset{\delta^+\ \delta^-}{\text{B—Cl}}$ ⟶

10.35 *a*) covalente polar *b*) iónico
c) covalente polar *d*) covalente no polar
e) covalente polar *f*) covalente no polar

10.37 Los electrones se comparten igualmente entre dos átomos idénticos y desigualmente entre átomos no idénticos.

10.39 *a*) no polar *b*) polar
c) no polar *d*) no polar

10.41 *a*) dipolo-dipolo *b*) iónico
c) dispersión *d*) puente de hidrógeno
e) dispersión

10.43 *a*) puente de hidrógeno
b) fuerzas de dispersión
c) atracción dipolo-dipolo
d) fuerzas de dispersión
e) fuerzas de dispersión

10.45 *a*) gas *b*) gas *c*) sólido

10.47 *a*) 21 700 J; absorbido *b*) 5680 J; absorbido
c) 75.2 kJ; liberado *d*) 16.7 kJ; liberado

10.49 *a*) 22 600 J; se absorbe calor
b) 113 kJ; se absorbe calor
c) 1.81×10^7 J; se libera calor
d) 396 kJ; se libera calor

10.51 *a*) 4800 J *b*) 30 300 J
c) 40.2 kJ *d*) 72.3 kJ

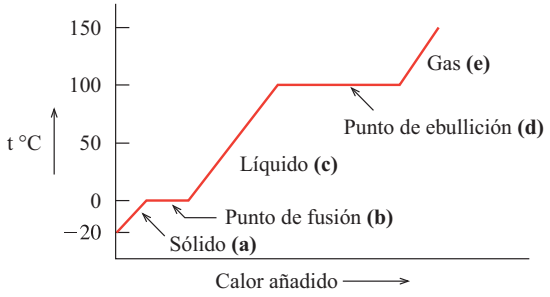
10.53 119.5 kJ

10.55 *a*) fuerzas de dispersión
b) puentes de hidrógeno
c) interacciones dipolo-dipolo
d) fuerzas de dispersión

10.57 BCl_3 es plano trigonal; todos los dipolos se cancelan y BCl_3 es una molécula no polar. PCl_3 es piramidal trigonal; los dipolos no se cancelan y PCl_3 es una molécula polar.

10.59 *a*) El calor de la piel se usa para evaporar el agua (transpiración). Por tanto, la piel se enfría.
b) En un día caluroso, hay más moléculas con suficiente energía para convertirse en vapor de agua.
c) En una bolsa cerrada, algunas moléculas se evaporan, pero no pueden escapar y se condensarán de nuevo a líquido; la ropa no se secará.

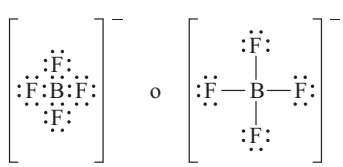
10.61



10.63 *a*) −60°C *b*) 60°C
c) A representa el estado sólido. B representa el cambio de sólido a líquido o fusión de la sustancia. C representa el estado líquido conforme aumenta la temperatura. D representa el cambio de líquido a gas o ebullición del líquido. E representa el estado gaseoso.
d) A −80°C, sólido; a −40°C, líquido; a 25°C, líquido; 80°C, gas

10.65 *a*) 4 + 2(6) = 16 electrones de valencia
b) 2(4) + 4(1) + 6 = 18 electrones de valencia
c) 5 + 4(1) − 1 = 8 electrones de valencia
d) 3 + 3(7) = 24 electrones de valencia
e) 6 + 3(6) + 2 = 26 electrones de valencia

10.67 *a*) BF_4^- (32 e^-)



o

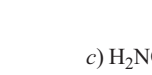
b) Cl_2O (20 e^-)



o

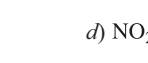
c) H_2NOH (14 e^-)

o



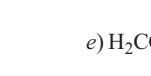
d) NO_2^+ (16 e^-)

o



e) H_2CCCl_2 (24 e^-)

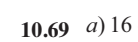
o



10.69 *a*) 16 electrones de valencia



o



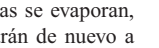
b) 16 electrones de valencia

o





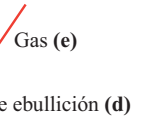
c) 16 electrones de valencia



o

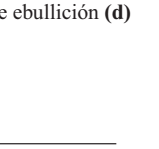


10.71 *a*) NF_3



piramidal trigonal

b) $SiBr_4$

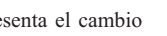


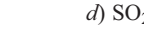
tetraédrico

c) $BeCl_2$

lineal

d) SO_2





angular (120°)

10.73 *a*) I, Cl, F
b) K, Li, S, Cl
c) Ba, Sr, Mg, Be

10.75 *a*) C—O *b*) N—F
c) S—Cl *d*) Br—I
e) N—O

10.77 *a*) Si—Cl ⟶ *b*) N—C ⟶
c) F—Cl ⟷ *d*) C—F ⟶
e) N—O ⟶

10.79 *a*) covalente polar *b*) covalente no polar
c) iónico *d*) covalente no polar
e) covalente no polar

10.81 *a*) angular (109.5°) *b*) angular (109.5°)
c) plano trigonal *d*) tetraédrica
e) lineal *f*) pirámide trigonal
g) tetraédrica

10.83 *a*) polar *b*) no polar
c) polar *d*) polar
e) polar *f*) polar

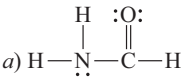
10.85 *a*) plano trigonal, no polar
b) angular, polar
c) lineal, no polar

10.87 *a*) 3 *b*) 3 *c*) 4 *d*) 2 *e*) 3 *f*) 1

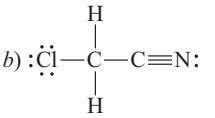
10.89 Cuando el vapor de agua se condensa o el agua líquida se congela, se libera calor, que caliente el aire.

10.91 34 kJ + 109 kJ = 143 kJ retirados

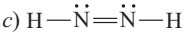
10.93 *a*)



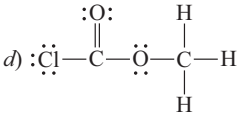
b)



c)



d)



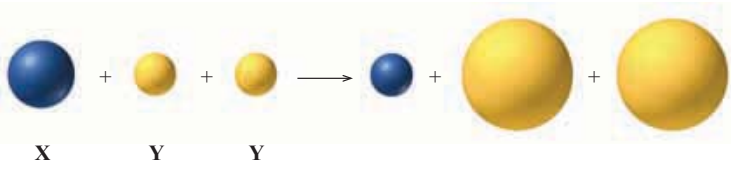
10.95 *a*) pirámide trigonal
b) tetraédrica
c) lineal
d) plano trigonal

10.97 350 g de hielo se fundirán

10.99 450 g

Combinación de ideas de los capítulos 9 y 10

CI 15 La siguiente reacción ocurre entre un metal y un no metal.



a) ¿cuáles esferas representan un metal? ¿Un no metal?
b) ¿cuál reactivo tiene la mayor electronegatividad?
c) ¿cuáles son las cargas iónicas de X y Y en el producto?
d) si ambos elementos están en el periodo 3,
1. escribe la configuración electrónica de los átomos
2. escribe la configuración electrónica de sus iones
3. proporciona los nombres de los gases nobles con la misma configuración electrónica que los iones
4. escribe la fórmula y nombre del producto

e) si estos elementos están ambos en el periodo 4,
1. escribe la configuración electrónica de los átomos
2. escribe la configuración electrónica de sus iones
3. escribe la fórmula y nombre del producto

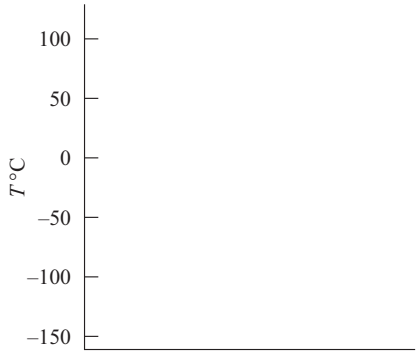
CI 16 Con los valores de electronegatividad de la figura 10.1, determina el enlace más polar en cada uno de los siguientes casos. Muestra los dipolos para el enlace más polar al asignar δ^+ y δ^- a los átomos en cada uno.
a) C—H o C—Cl o C—F
b) N—S o N—F o N—H
c) O—Cl o I—F o O—F
d) Al—P o Al—S o Al—Cl
e) C—C o C—S o C—Si

CI 17 Dibuja la fórmula punto electrón, establece el número de pares sin compartir en torno al átomo central y predice la forma para cada uno de los siguientes ejemplos:
a) NH_2^-
b) PCl_4^+
c) HOBr
d) BF_4^-

CI 18 El etanol se obtiene de cultivos renovables como el maíz, que usa al sol como su fuente de energía. En Estados Unidos, los automóviles pueden usar un combustible de etanol, que es gasolina que contiene 10% de etanol (conocido como E10) y 90% de gasolina sin plomo.



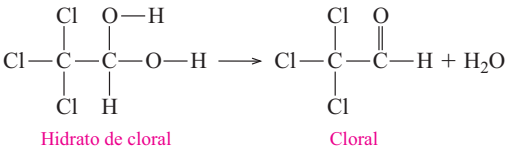
El etanol, $CH_3—CH_2—OH$, tiene un punto de fusión de −115°C, un punto de ebullición de 78°C, un calor de fusión de 4.60 kJ/mol, un calor de vaporización de 38.6 kJ/mol y un calor específico de 2.46 J/g°C.
a) dibuja una curva de calentamiento para el etanol desde −150°C hasta 100°C



b) cuando 20.0 g de etanol a -62°C se calientan y vaporizan a 78°C, ¿cuánta energía (kJ) se requiere?
c) escribe la ecuación química balanceada para la reacción de combustión del etanol, si los productos son dióxido de carbono y vapor de agua
d) si un tanque de gasolina de 15 galones contiene 10% de etanol y 90% de gasolina por volumen, ¿cuántos litros de etanol hay en el tanque?

e) si la densidad del etanol es 0.796 g/mL, ¿cuántos kilogramos de CO_2 se producen para la combustión completa del etanol en un tanque de gasolina de 15 galones lleno?

CI 19 El hidrato de cloral, un sedante e hipnótico, fue la primera droga utilizada para tratar el insomnio. El hidrato de cloral tiene un punto de fusión de 57°C. En su punto de ebullición de 98°C, se descompone en cloral y agua.



a) escribe las fórmulas punto electrón para hidrato de cloral y cloral.
b) ¿cuáles son las fórmulas empíricas del hidrato de cloral y el cloral?
d) ¿cuál es el porcentaje por masa de cloro en el hidrato de cloral?

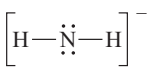
CI 20 El etilenoglicol, $C_2H_6O_2$, que se usa como refrigerante y anticongelante, tiene una densidad de 1.11 g/mL. Como jarabe de sabor dulce, puede atraer a las mascotas y niños pequeños, pero es tóxico con una LD_{50} de 4700 mg/kg. Su ingestión accidental puede causar dificultad para respirar y daño a los riñones. En el cuerpo, el etilenoglicol se convierte en otra sustancia tóxica, ácido oxálico, $H_2C_2O_4$

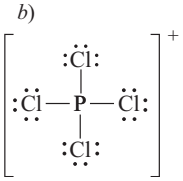


a) ¿cuáles son las fórmulas empíricas del etilenoglicol y el ácido oxálico?
b) si el etilenoglicol tiene un enlace sencillo C—C con dos átomos H unidos a cada átomo C, ¿cuál es su fórmula punto electrón?
c) si el ácido oxálico tiene un enlace sencillo C—C, pero no enlaces C—H, ¿cuál es su fórmula punto electrón?
d) escribe la ecuación química para la reacción de etilenoglicol y oxígeno (O_2) para dar ácido oxálico y agua.
e) ¿cuántos mililitros de etilenoglicol podrían ser tóxicos para un gato de 11 lb?

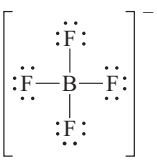
Respuestas a CI

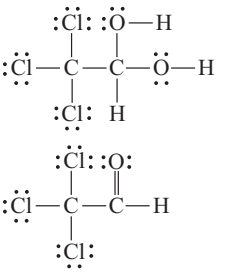
CI 15 *a*) X es un metal. Y es un no metal
b) Y tiene la mayor electronegatividad
c) X^{2+}, Y^-
d) 1. $X = 1s^22s^22p^63s^2$
$Y = 1s^22s^22p^63s^23p^5$
2. $X^{2+} = 1s^22s^22p^6$
$Y^- = 1s^22s^22p^63s^23p^6$
3. X^{2+} tiene la misma configuración electrónica que Ne
Y^- tiene la misma configuración electrónica que Ar
4. $MgCl_2$, cloruro de magnesio
e) 1. $X = 1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$
$Y = 1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$
2. $X^{2+} = 1s^22s^22p^63s^23p^6$
$Y^- = 1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^6$
3. $CaBr_2$, bromuro de calcio

CI 17 *a*)  Con 2 átomos de enlace y 2 pares sin compartir, la forma es angular.

b)  Con 4 átomos de enlace y ningún par sin compartir, la forma es tetraédrica.

c) Con 2 átomos de enlace y 2 pares sin compartir, la forma es angular.

d)  Con 4 átomos de enlace y ningún par sin compartir, la forma es tetraédrica.

CI 19 *a*) 

b) hidrato de cloral: $C_2H_3O_2Cl_3$
cloral: C_2HOCl_3
c) 64.30% %Cl (por masa)

11

Gases



"Cuando los niveles de oxígeno en la sangre son bajos, las células del cuerpo no obtienen suficiente oxígeno", dice Sunanda Tripathi, enfermera registrada, Centro Médico del Valle de Santa Clara. "En esos casos usamos una cánula nasal para dar oxígeno complementario al paciente. A una velocidad de flujo de 2 litros por minuto, el paciente respira en una mezcla gaseosa que es aproximadamente 28% de oxígeno, en comparación con el 21% en el aire ambiente."

Cuando el paciente tiene un trastorno respiratorio, se mide el flujo y volumen del oxígeno dentro y fuera de los pulmones. Si tiene dificultad para respirar, se puede usar un ventilador. Cuando la presión aumenta, los pulmones se expanden. Cuando la presión del gas entrante se reduce, el volumen pulmonar se contrae para expulsar dióxido de carbono. Estas relaciones, conocidas como leyes de los gases, son parte importante de la ventilación y la respiración.

AVANCES

11.1 Propiedades de los gases

11.2 Presión de gas

11.3 Presión y volumen (ley de Boyle)

11.4 Temperatura y volumen (ley de Charles)

11.5 Temperatura y presión (ley de Gay-Lussac)

11.6 La ley de los gases combinada

11.7 Volumen y moles (ley de Avogadro)

11.8 La ley de los gases ideales

11.9 Leyes de los gases y reacciones químicas

11.10 Presiones parciales (ley de Dalton)

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Todos vivimos en el fondo de un mar de gases llamado atmósfera. El más importante de los gases es el oxígeno, que constituye aproximadamente 21% de la atmósfera. Sin oxígeno, la vida en este planeta sería imposible: el oxígeno es indispensable para todos los procesos vitales de plantas y animales. El ozono (O_3), que se forma en la atmósfera superior mediante la interacción del oxígeno con la luz ultravioleta, absorbe parte de la radiación dañina antes de que pueda golpear la superficie de la Tierra. Los otros gases en la atmósfera incluyen nitrógeno (78% de la atmósfera), argón, dióxido de carbono (CO_2) y vapor de agua. El gas dióxido de carbono, un producto de la combustión y el metabolismo, lo usan las plantas en la fotosíntesis, que produce el oxígeno esencial para los humanos y animales.

La atmósfera se ha convertido en un basurero para otros gases, como metano, clorofluorocarbonados (CFC), dióxido de azufre y óxidos de nitrógeno. Las reacciones químicas de estos gases con la luz solar y el oxígeno en el aire contribuyen a la contaminación del aire, el agotamiento del ozono, el calentamiento global y la lluvia ácida. Tales cambios químicos pueden afectar seriamente nuestra salud y la forma en que vivimos. El conocimiento de los gases y algunas de las leyes que gobiernan su comportamiento puede ayudarnos a comprender la naturaleza de la materia y permitirnos tomar decisiones concernientes a temas importantes del ambiente y la salud.

11.1 Propiedades de los gases

Meta de aprendizaje

Describir la teoría cinética de los gases y las propiedades de los gases.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Propiedades de los gases

El comportamiento de los gases es muy diferente del de los líquidos y sólidos. Las partículas de gas están muy separadas, mientras que las de líquidos y sólidos se mantienen juntas. Un gas no tiene forma o volumen definidos y se distribuirá por completo en cualquier contenedor. Puesto que hay una gran distancia entre sus partículas, un gas es menos denso que un sólido o líquido y se puede comprimir. Un modelo para el comportamiento de un gas, llamado **teoría cinética molecular de los gases**, ayuda a entender el comportamiento de los gases.

Teoría cinética molecular de los gases

1. **Un gas consiste de pequeñas partículas (átomos o moléculas) que se mueven aleatoriamente con velocidades altas.** Las moléculas de gas, que se mueven en todas direcciones a altas velocidades, hacen que un gas llene todo el volumen de un contenedor.
2. **Las fuerzas atractivas entre las partículas de un gas por lo general son muy pequeñas.** Las partículas de gas se separan y llenan un contenedor de cualquier tamaño y forma.
3. **El volumen real ocupado por las moléculas de gas es extremadamente pequeño comparado con el volumen que ocupa el gas.** El volumen del gas se considera igual al volumen del contenedor. La mayor parte del volumen de un gas es espacio vacío, lo que permite a los gases comprimirse fácilmente.
4. **La energía cinética promedio de las moléculas de gas es proporcional a la temperatura Kelvin.** Las partículas de gas se mueven más rápido conforme la temperatura aumenta. A temperaturas más altas, las partículas de gas golpean con más fuerza las paredes del contenedor, lo que produce presiones más altas.
5. **Las partículas de gas están en constante movimiento y se mueven rápidamente en trayectorias rectas.** Cuando las partículas de gas chocan, rebotan y viajan en otras direcciones. Cuando chocan con las paredes del contenedor, ejercen presión de gas. Un aumento en el número o fuerza de las colisiones contra las paredes del contenedor produce un incremento en la presión del gas.

La teoría cinética ayuda a explicar algunas de las características de los gases. Por ejemplo, podemos oler rápidamente un perfume desde una botella que se abre en el otro lado de una habitación porque sus partículas se mueven rápidamente en todas direcciones. Se mueven más rápido a temperaturas más altas y más lentamente a temperaturas más bajas. A veces las llantas y los contenedores llenos de gas explotan cuando se exponen a temperaturas muy altas. A partir de la teoría cinética sabemos que las partículas de gas se mueven más rápido cuando se calientan, golpean las paredes del contenedor con más fuerza y producen una acumulación de presión.

Cuando hablamos de un gas, lo describimos en términos de cuatro propiedades: presión, volumen, temperatura y la cantidad del gas.



Figura 11.1 Las partículas de gas se mueven en líneas rectas dentro de un contenedor. Las partículas de gas ejercen presión cuando chocan con las paredes del contenedor.

P *¿Por qué al calentar el contenedor aumenta la presión del gas dentro de él?*

Presión (*P*)

Las partículas de gas son extremadamente pequeñas. Sin embargo, cuando miles de miles de millones de partículas de gas golpean contra las paredes de un contenedor, ejercen una fuerza conocida como la presión del gas. Mientras más moléculas golpeen la pared, mayor es la presión (figura 11.1). Si calentamos el contenedor para hacer que las moléculas se mueven más rápido, chocan en las paredes del contenedor con más frecuencia y con fuerza creciente, lo que aumenta la presión. Las moléculas de gas de oxígeno y nitrógeno en el aire que nos rodea ejercen presión

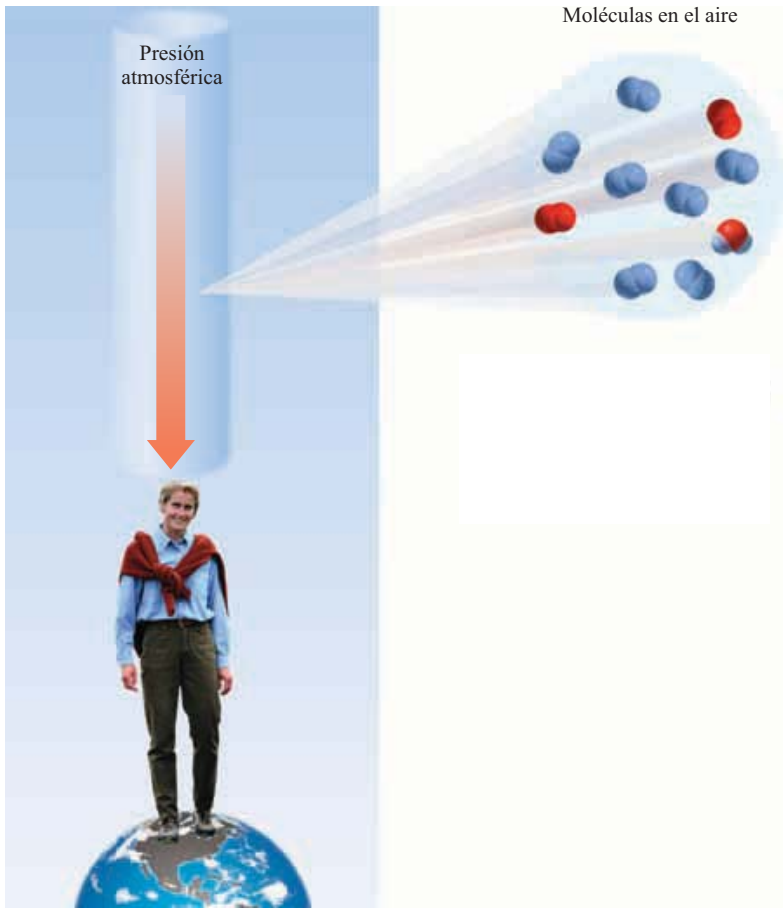


Figura 11.2 Una columna de aire que se extiende desde la atmósfera superior hasta la superficie de la Tierra produce una presión sobre cada uno de nosotros de aproximadamente 1 atmósfera. Aunque hay mucha presión sobre el cuerpo, se equilibra mediante la presión dentro del cuerpo.

P *¿Por qué hay menos presión a mayores alturas?*

sobre nosotros todo el tiempo. A la presión que ejerce el aire se le llama **presión atmosférica** (figura 11.2). Conforme subes a mayores alturas, la presión atmosférica es menor porque hay menos moléculas de oxígeno y nitrógeno en el aire. Las unidades más comunes usadas para medir el gas son la atmósfera (atm) y los milímetros de mercurio (mm Hg). En el reporte meteorológico de TV es posible que escuches o veas la presión atmosférica indicada en pulgadas de mercurio o kilopascales en países distintos a Estados Unidos. En un laboratorio de química se puede usar la unidad torr.

Volumen (*V*)

El volumen del gas es igual al tamaño del contenedor en el que se coloca. Cuando inflas una llanta o un balón de basquetbol, agregas más partículas de gas, lo que aumenta el número de partículas que golpean las paredes de la llanta o el balón, y su volumen aumenta. En ocasiones, en una mañana fría, una llanta parece ponchada. El volumen de la llanta disminuyó porque una temperatura menor reduce la velocidad de las moléculas, lo que reduce la fuerza de sus impactos sobre las paredes de la llanta. Las unidades más comunes para medición de volumen son litros (L) y mililitros (mL).

Temperatura (*T*)

La temperatura de un gas se relaciona con la energía cinética de sus partículas. Por ejemplo, si tenemos un gas a 200 K en un contenedor rígido y lo calentamos a una temperatura de 400 K, las partículas de gas tendrán el doble de energía cinética de la que tenían a 200 K. Esto también significa que el gas a 400 K ejerce el doble de presión del gas a 200 K. Aunque midas la temperatura del gas usando un termómetro Celsius, todas las comparaciones del comportamiento del gas y todos los cálculos relacionados con la temperatura deben usar la temperatura Kelvin. Nadie ha logrado crear las condiciones para el cero absoluto (K), pero predecimos que las partículas tendrán energía cinética cero y el gas ejercerá presión cero a esta temperatura.

Cantidad de gas (*n*)

Cuando agregas aire a la llanta de una bicicleta, aumentas la cantidad de gas, lo que resulta en una mayor presión en la llanta. Por lo general, medimos la cantidad de gas por su masa (gramos). En los cálculos de la ley de los gases necesitamos cambiar los gramos de gas a moles.

En la tabla 11.1 se proporciona un resumen de las cuatro propiedades de un gas.

Tabla 11.1 Propiedades que describen un gas

Propiedad	Descripción	Unidad(es) de medición
Presión (*P*)	Fuerza que ejerce el gas contra las paredes del contenedor.	Atmósfera (atm); mm Hg; torr; pascal
Volumen (*V*)	Espacio ocupado por el gas.	litro (L); mililitro (mL)
Temperatura (*T*)	Determina la energía cinética y velocidad de movimiento de las partículas de gas.	Celsius (°C); Kelvin (K) *requerido en cálculos*
Cantidad (*n*)	Cantidad de gas presente en un contenedor.	gramos (g); moles (*n*) *requerido en cálculos*

NOTA QUÍMICA

MEDICIÓN DE LA PRESIÓN SANGUÍNEA



La medición de tu presión sanguínea es una de las acciones importantes que un médico o enfermera hacen durante un examen físico. Al actuar como bomba, el corazón se contrae para crear la presión que empuja a la sangre a través del sistema circulatorio. Durante la contracción, la presión sanguínea se llama sistólica y es la más grande. Cuando el músculo cardiaco se relaja, la presión sanguínea cae, se llama diastólica. El rango normal de presión sistólica es 100-120 mm Hg, y para la presión diastólica, 60-80 mm Hg, por lo general expresada como una razón de 100/80. Estos valores son un poco mayores en los ancianos. Cuando las presiones sanguíneas son elevadas, como 140/90, hay mayor riesgo de accidente vascular, ataque cardiaco o daño renal. La presión sanguínea baja evita que el cerebro reciba oxígeno adecuadamente, lo que causa mareo y desvanecimientos.

Las presiones sanguíneas se miden mediante un esfigmomanómetro, un instrumento que consiste de un estetoscopio y una pequeña manga conectada a un tubo de mercurio llamado manómetro. Después de que la manga se enreda alrededor del brazo, se bombea con aire hasta que corta el flujo de sangre a través del brazo. Con el estetoscopio sobre la arteria, el aire se libera lentamente de la manga. Cuando la presión iguala la presión sistólica, la sangre comienza a fluir de nuevo y el ruido que hace se escucha a través del estetoscopio. Conforme el aire sigue saliendo, la manga se desinfla hasta que ya no se escucha sonido en la arteria. Esta segunda lectura de presión se anota como la presión diastólica, que es cuando el corazón no se contrae.

Problema de muestra 11.1 **Propiedades de los gases**

Identifica las propiedades de un gas que se describen en cada uno de los siguientes enunciados:

a) aumenta la energía cinética de las partículas de gas

b) la fuerza de las partículas de gas que golpean las paredes del contenedor

c) el espacio que ocupa un gas

Solución

a) temperatura *b*) presión *c*) volumen

Comprobación de estudio

Cuando se agrega helio a un globo, el número de gramos de gas aumenta. ¿Qué propiedad del gas se describe?

Preguntas y problemas **Propiedades de los gases**

11.1 Usa la teoría cinética de los gases para explicar cada uno de los siguientes enunciados:
a) los gases se mueven más rápido a temperaturas más altas
b) los gases se pueden comprimir mucho más fácilmente que los líquidos o sólidos
c) los gases tienen densidades bajas

11.2 Usa la teoría cinética molecular de los gases para explicar cada uno de los siguientes enunciados:
a) un contenedor de spray para que no se pegue la comida explota cuando se lanza al fuego
b) el aire en un globo aerostático se calienta para que se eleve
c) puedes percibir un olor desde muy lejos

11.3 Identifica la propiedad de un gas que se mide en cada uno de los siguientes casos:
a) 350 K
b) espacio ocupado por un gas
c) 2.00 g O_2
d) fuerza de las partículas de gas que golpean las paredes del contenedor

11.4 Identifica la propiedad de un gas que se mide en cada uno de los siguientes casos:
a) determina la energía cinética de las partículas de gas
b) 1.0 atm
c) 10.0 L
d) 0.50 mol He

Meta de aprendizaje

Describir las unidades de medición usadas para presión y cambiar de una unidad a otra.

11.2 Presión de gas

Cuando el agua hierve en una cacerola cubierta con una tapa, las colisiones de las moléculas de vapor (gas) elevan la tapa. Las moléculas de gas ejercen **presión**, que se define como una fuerza que actúa sobre cierta área.

$$\text{Presión } (P) = \frac{\text{fuerza}}{\text{área}}$$

El aire que cubre la superficie de la Tierra, la atmósfera, contiene gran cantidad de partículas de gas. Puesto que las partículas de aire tienen masa, la gravedad las empuja hacia la Tierra, donde ejercen una *presión atmosférica*.

La presión atmosférica se mide con un barómetro, como se muestra en la figura 11.3. A una presión de exactamente 1 atmósfera (atm), la columna de mercurio tendría exactamente 760 mm de alto. Decimos que la presión atmosférica es de 760 mm Hg (milímetros de mercurio), que es una **atmósfera (atm)**. Una atmósfera de presión también se expresa como 760 **torr**, una unidad de presión llamada así en honor a Evangelista Torricelli, el inventor del barómetro. Dado que son iguales, las unidades de torr y mm Hg se usan indistintamente.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr}$$
$$1 \text{ mm Hg} = 1 \text{ torr}$$

En unidades SI, la presión se mide en pascales (Pa); 1 atm es igual a 101 325 Pa. Puesto que un pascal es una unidad muy pequeña, las presiones generalmente se reportan en kilopascales.

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101.325 \text{ kPa}$$

El equivalente de 1 atm en el sistema métrico inglés es de 14.7 libras por pulgada cuadrada (lb/in^2). Cuando usas un calibrador para comprobar la presión del aire en las llantas de un automóvil, puede leer 30-35 lpc. La tabla 11.2 resume las unidades utilizadas en la medición de presión.

Si tienes un barómetro en tu casa, probablemente muestra la presión en pulgadas de mercurio. Una atmósfera es igual a la presión de una línea de mercurio que tiene 29.9 pulgadas de alto. La presión atmosférica cambia con las variaciones en el clima y la altura. En un caluroso día soleado, el aire es más denso. La línea de mercurio se eleva, lo que indica una mayor presión atmosférica. En un día lluvioso, la atmósfera ejerce menos presión, lo que hace caer la línea de mercurio. En el reporte meteorológico esta condición climática se conoce como sistema de

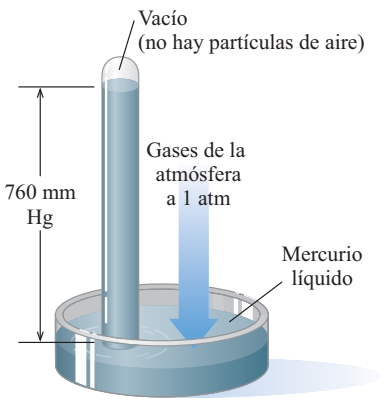


Figura 11.3 Un barómetro: la presión que ejercen los gases en la atmósfera es igual a la presión hacia abajo de una columna de mercurio en un tubo de vidrio cerrado. La altura de la columna de mercurio medida en mm Hg se llama presión atmosférica.

P *¿Por qué la altura de la columna de mercurio cambia día a día?*

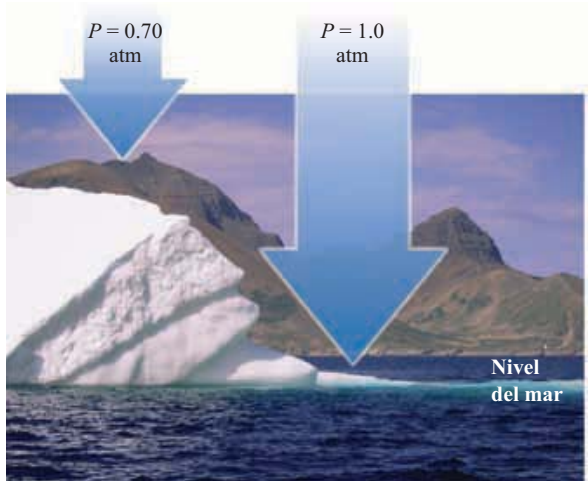
Tabla 11.2 Unidades para medir presión

Unidad	Abreviatura	Unidad equivalente a 1 atm
Atmósfera	atm	1 atm (exacto)
Milímetros de Hg	mm Hg	760 mm Hg
Torr	torr	760 torr
Pulgadas de Hg	in. Hg	29.9 in. Hg
Libras por pulgada cuadrada	lb/in^2 (lpc)	14.7 lb/in^2
Pascal	Pa	101 325 Pa
Kilopascal	kPa	101 325 kPa

baja presión. La presión atmosférica es mayor que el nivel del mar. Sobre el nivel del mar, la densidad de los gases en el aire disminuye, lo que causa presiones atmosféricas bajas; la presión atmosférica es mayor en Death Valley porque está por abajo del nivel del mar (tabla 11.3).

Tabla 11.3 Altura y presión atmosférica

Ubicación	Altitud (km)	Presión atmosférica (mm Hg)
Nivel del mar	0	760
Los Ángeles	0.09	752
Las Vegas	0.70	700
Denver	1.60	630
Monte Whitney	4.00	467
Monte Everest	9.30	270



el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Buceo y gases en la sangre

Los buzos deben preocuparse por las crecientes presiones sobre sus oídos y pulmones cuando bucean en el océano. Puesto que el agua es más densa que el aire, la presión aumenta rápidamente conforme el buzo desciende. A una profundidad de 33 pies en el océano, el agua ejerce sobre el buzo una presión adicional de 1 atmósfera, para un total de 2 atm. A 100 pies, hay una presión total de 4 atm. Los tanques de aire que lleva el buzo continuamente ajustan la presión de la mezcla de respiración para coincidir con el aumento en la presión.

Problema de muestra 11.2 **Unidades de presión**

Una muestra de gas neón tiene una presión de 0.50 atm. Proporciona la presión del neón en

a) milímetros de Hg *b*) pulgadas de Hg

Solución

a) La equivalencia 1 atm = 760 mm Hg se escribe como factores de conversión:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}$$

NOTA QUÍMICA

CÁMARAS HIPERBÁRICAS

Un paciente quemado puede recibir tratamiento para quemaduras e infecciones en una cámara hiperbárica, un dispositivo donde se obtienen presiones dos o tres veces mayores que la presión atmosférica. Una mayor presión de oxígeno aumenta el nivel de oxígeno disuelto en la sangre y los tejidos, donde combate las infecciones bacterianas. Los altos niveles de oxígeno son tóxicos para muchas cepas de bacterias. La cámara hiperbárica también se usa durante las cirugías para ayudar a contrarrestar el envenenamiento por monóxido de carbono (CO) y tratar algunos cánceres.

Normalmente la sangre es capaz de disolver hasta 95% del oxígeno. Por tanto, si la presión del oxígeno es de 2280 mm Hg (3 atm), 95% de éste, o 2170 mm Hg de oxígeno, se pueden disolver en la sangre, donde satura los tejidos. En caso de envenenamiento por monóxido de carbono, este oxígeno sustituye al monóxido de carbono que entró en la hemoglobina.

Un paciente que recibe tratamiento en una cámara hiperbárica también debe recibir descompresión (reducción de presión) a una velocidad que reduzca lentamente la concentración de oxígeno disuelto en la sangre. Si la descompresión es muy rápida, el oxígeno disuelto en la sangre forma burbujas de gas en el sistema circulatorio.

Si los buzos no se descomprimen lentamente, sufren una condición similar llamada aeroembolismo. Mientras están bajo el océano, los buzos respiran aire a presiones más altas. A tales presiones, el gas nitrógeno se disolverá en su sangre. Si ascienden rápidamente a la superficie, el nitrógeno disuelto forma en la sangre burbujas que pueden producir coágulos que ponen en riesgo la vida. Las burbujas de gas también aparecen en las articulaciones y tejidos del cuerpo y son muy dolorosas. Un buzo que sufre de aeroembolismo se introduce inmediatamente a una cámara de descompresión, donde primero se aumenta la presión y luego se reduce lentamente. Entonces el nitrógeno disuelto se esparce a través de los pulmones hasta que se alcanza la presión atmosférica.



Mediante el factor de conversión apropiado, el problema se plantea como

$$0.50 \cancel{\text{atm}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 380 \text{ mm Hg}$$

b) Una atm es igual a 29.9 in Hg. Con esta equivalencia como factor de conversión en el planteamiento del problema obtenemos

$$0.50 \cancel{\text{atm}} \times \frac{29.9 \text{ in. Hg}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 15 \text{ in. Hg}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la presión, en atmósferas, para un gas que tiene una presión de 655 torr?

Preguntas y problemas

Presión de gas

11.5 ¿Cuáles unidades se usan para medir la presión de un gas?

11.6 ¿Cuál de los siguientes enunciados describe la presión de un gas?

a) la fuerza de las partículas de gas sobre las paredes del contenedor
b) el número de partículas de gas en un contenedor
c) el volumen del contenedor
d) 3.00 atm
e) 750 torr

11.7 Un tanque contiene oxígeno (O_2) a una presión de 2.00 atm. ¿Cuál es la presión en el tanque en las siguientes unidades?

a) torr *b*) lb/in^2 *c*) mm Hg *d*) kPa

11.8 En una escalada al monte Whitney, la presión atmosférica es de 467 mm Hg. ¿Cuál es la presión en las siguientes unidades?

a) atm *b*) torr *c*) in. Hg *d*) Pa

Meta de aprendizaje

Usar la relación presión-volumen (ley de Boyle) para determinar la nueva presión o volumen de cierta cantidad de gas a una temperatura constante.

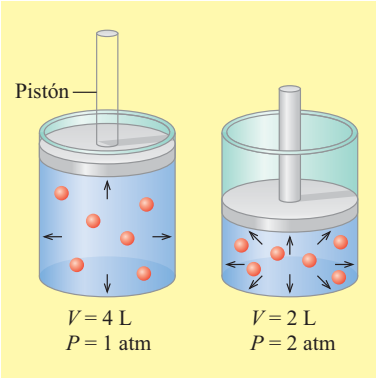


Figura 11.4 **Ley de Boyle:** conforme disminuye el volumen, las moléculas de gas se juntan más y hacen que la presión aumente. Presión y volumen están inversamente relacionados.

P *Si el volumen de un gas aumenta, ¿qué ocurrirá con su presión?*

Guía para usar las leyes de los gases

PASO 1
Organiza los datos en una tabla de condiciones iniciales y finales.

PASO 2
Reordena la ley de los gases para resolver la cantidad desconocida.

PASO 3
Sustituye valores en la ecuación de la ley de los gases para resolver la incógnita.

11.3 Presión y volumen (ley de Boyle)

Imagina que ves las partículas de aire golpear las paredes de una bomba para inflar la llanta de una bicicleta. ¿Qué le ocurre a la presión dentro de la bomba conforme bajas el émbolo? Conforme el volumen disminuye, hay una disminución en el área del contenedor. La presión interior aumenta porque hay más colisiones por unidad de área.

Cuando un cambio en una propiedad (en este caso, volumen) causa un cambio en otra propiedad (en este caso, presión), dichas propiedades están relacionadas. Si los cambios ocurren en direcciones opuestas, como una disminución en volumen que causa un aumento en presión, las propiedades tienen una **relación inversa**. En forma de ecuación esto se muestra como $P \propto \frac{1}{V}$, donde $\propto$ significa "proporcional a". La relación entre la presión y el volumen de un gas se conoce como **ley de Boyle**. La ley establace que el volumen (V) de una muestra de gas cambia inversamente con la presión (P) del gas en tanto no haya cambio en la temperatura (T) o cantidad de gas (n), como se ilustra en la figura 11.4.

Si cambiamos el volumen o la presión de una muestra de gas sin que ocurra cambio alguno en la temperatura o la cantidad del gas, presión y volumen nuevos darán el mismo producto que la presión y volumen iniciales. Puesto que el producto PV tiene el mismo valor bajo ambas condiciones, podemos igualar los valores PV inicial y final.

Ley de Boyle

$$P_1V_1 = P_2V_2$$ No cambian el número de moles ni la temperatura

Problema de muestra 11.3 **Cálculo de presión cuando cambia el volumen**

Una muestra de gas hidrógeno (H_2) tiene un volumen de 5.0 L y una presión de 1.0 atm. ¿Cuál es la nueva presión si el volumen disminuye a 2.0 L a temperatura constante?

Solución

PASO 1 **Organiza los datos en una tabla.** En este problema queremos saber la presión final (P_2) para el cambio en volumen. En los cálculos con leyes de los gases es útil organizar los datos en una tabla. Puesto que el volumen disminuye, podemos predecir que la presión aumentará.

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$V_1 = 5.0$ L	$V_2 = 2.0$ L	V disminuye	
$P_1 = 1.0$ atm	$P_2 = ?$		P aumenta

PASO 2 **Reordena la ley de los gases para la incógnita.** Para una relación PV, usamos la ley de Boyle y resolvemos P_2 al dividir ambos lados entre V_2.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$\frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{P_2\cancel{V_2}}{\cancel{V_2}}$$

$$P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$$

PASO 3 **Sustituye valores en la ley de los gases para resolver la incógnita.** A partir de la tabla, vemos que el volumen disminuye. Puesto que presión y volumen están inversamente relacionados, la presión debe aumentar.

$$P_2 = \frac{1.0\ \text{atm} \times 5.0\ \cancel{\text{L}}}{2.0\ \cancel{\text{L}}} = 2.5\ \text{atm}$$

Factor volumen aumenta presión

Observa que las unidades de volumen se cancelan y que la presión final está en atmósferas. La presión final (P_2) aumentó como se predijo en el PASO 1.

Comprobación de estudio

Una muestra de gas helio tiene un volumen de 312 mL a 648 torr. Si el volumen se expande a 825 mL a temperatura constante, ¿cuál es la nueva presión en torr?

Problema de muestra 11.4 Cálculo de volumen cuando cambia la presión

El calibrador en un tanque de 12 L de oxígeno comprimido lee 3800 mm Hg. ¿Cuántos litros ocuparía este mismo gas a una presión de 0.75 atm a temperatura constante?



Solución

PASO 1 **Organiza los datos en una tabla.** Primero necesitamos igualar las unidades para las presiones inicial y final.

$$0.75\ \cancel{\text{atm}} \times \frac{760\ \text{mm Hg}}{1\ \cancel{\text{atm}}} = 570\ \text{mm Hg}$$

También se podrían cambiar las presiones a atm.

$$3800\ \cancel{\text{mm Hg}} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \cancel{\text{mm Hg}}} = 5.0\ \text{atm}$$

Puesto que las presiones disminuyen, podemos predecir que el volumen aumentará. Al colocar la información en una tabla se obtiene lo siguiente:

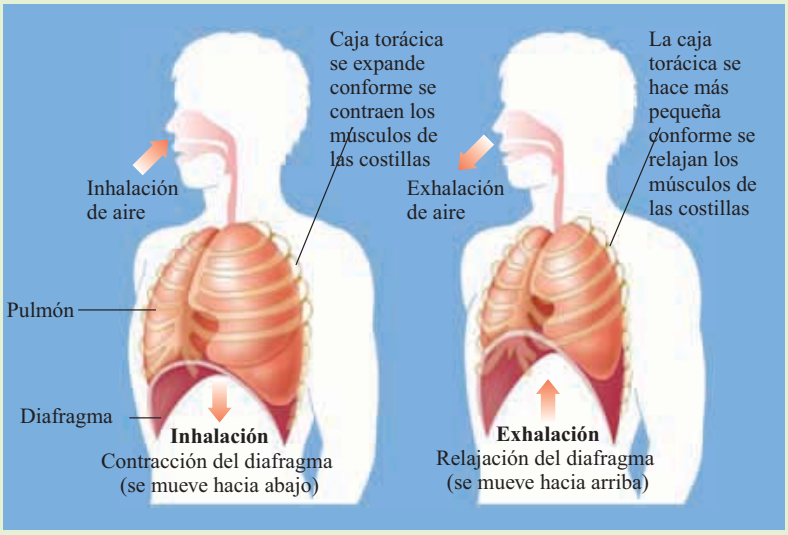
Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$P_1 = 3800$ mm Hg (5.0 atm)	$P_2 = 570$ mm Hg (0.75 atm)	P disminuye	
$V_1 = 12$ L	$V_2 = ?$		V aumenta

PASO 2 **Reordena la ley de los gases para la incógnita.** Mediante la ley de Boyle, resolvemos V_2. De acuerdo con la ley de Boyle, una disminución en la presión causará un aumento en el volumen.

$$V_2 = \frac{V_1 P_2}{P_1}$$

NOTA QUÍMICA

RELACIÓN PRESIÓN-VOLUMEN EN LA RESPIRACIÓN



La importancia de la ley de Boyle es patente cuando consideras la mecánica de la respiración. Nuestros pulmones son estructuras elásticas parecidas a globos contenidos en una cámara aérea llamada cavidad torácica. El diafragma, un músculo, forma el piso flexible de la cavidad.

Inspiración

El proceso de tomar una bocanada de aire comienza cuando el diafragma se aplana y la caja torácica se expande, lo que causa un aumento en el volumen de la cavidad torácica. La elasticidad de los pulmones les permite expandirse cuando se expande la cavidad torácica. De acuerdo con la ley de Boyle, la presión dentro de los pulmones disminuirá cuando su volumen aumente. Esto hace que la presión dentro de los pulmones caiga bajo la presión de la atmósfera. Esta diferencia en presiones produce un *gradiente de presión* entre los pulmones y la atmósfera. En un gradiente de presión, las moléculas fluyen de un área de mayor presión a una de menor presión. Por tanto, inhalamos conforme el aire fluye hacia los pulmones (*inspiración*), hasta que la presión dentro de los pulmones se iguala con la presión de la atmósfera.

Expiración

La *expiración*, o fase de exhalación de la respiración, ocurre cuando el diafragma se relaja y se mueve de vuelta hacia arriba en la cavidad torácica a su posición de reposo. Esto reduce el volumen de la cavidad torácica, que aprieta los pulmones y disminuye su volumen. Ahora la presión en los pulmones es mayor que la presión de la atmósfera, de modo que el aire fluye fuera de los pulmones. Por tanto, la respiración es un proceso en el que se crean continuamente gradientes de presión entre los pulmones y el ambiente como resultado de los cambios en el volumen y la presión.

PASO 3 **Sustituye valores en la ley de los gases para resolver la incógnita.**

$$V_2 = 12\ \text{L} \times \frac{3800\ \cancel{\text{mm Hg}}}{570\ \cancel{\text{mm Hg}}} = 80.\ \text{L}$$

$$V_2 = 12\ \text{L} \times \frac{5.0\ \cancel{\text{atm}}}{0.75\ \cancel{\text{atm}}} = 80.\ \text{L}$$

Factor presión aumenta volumen

La presión final (P_2) aumentó como se predijo en el PASO 1.

Comprobación de estudio

Una muestra de gas metano (CH_4) tiene un volumen de 125 mL a 0.600 atm de presión y 25°C. ¿Cuántos mililitros ocupará a una presión de 1.50 atm y 25°C?

Preguntas y problemas — Presión y volumen (ley de Boyle)

11.9 ¿Por qué los buzos necesitan exhalar aire cuando ascienden a la superficie del agua?

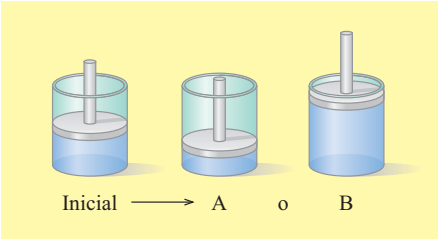
11.10 ¿Por qué una bolsa de papas fritas sellada se expande cuando la llevas a una altura mayor?

11.11 ¿Qué ocurre con el volumen de tus pulmones durante la expiración?

11.12 ¿Cómo los respiradores (o la RCP) ayudan a una persona a obtener oxígeno?

11.13 El aire en un cilindro con un pistón tiene un volumen de 220 mL y una presión de 650 mm Hg.

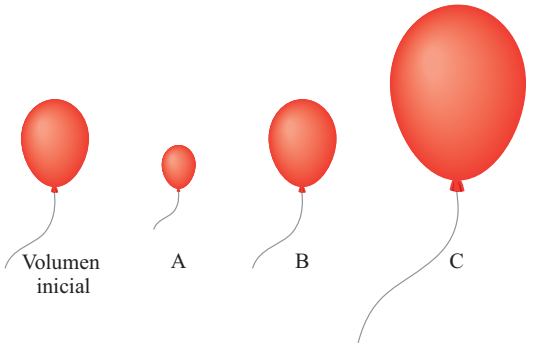
a) si un cambio resulta en una mayor presión dentro del cilindro, ¿cuál cilindro, A o B, representa el volumen final? Explica tu elección



b) si la presión dentro del cilindro aumenta a 1.2 atm, ¿cuál es el volumen final del cilindro? Completa la siguiente tabla:

Propiedad	Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
Presión (*P*)				
Volumen (*V*)				

11.14 Un globo se llena con gas helio. Cuando los siguientes cambios se hacen a temperatura constante, ¿cuál de estos diagramas (A, B o C) muestran el nuevo volumen del globo?



a) el globo flota a una mayor altura, donde la presión externa es menor

b) el globo se lleva dentro de la casa, pero la presión atmosférica permanece igual

c) el globo se pone en una cámara hiperbárica donde la presión aumenta

11.15 Un recipiente cerrado contiene gas con un volumen de 4.0 L. Indica los cambios en su presión cuando el volumen experimenta los siguientes cambios a temperatura constante.

a) el volumen se comprime a 2 L

b) el volumen se permite expandirse a 12 L

c) el volumen se comprime a 0.40 L

11.16 Un recipiente cerrado contiene gas a una presión de 2.0 atm. Indica los cambios en su volumen cuando la presión experimenta los siguientes cambios a temperatura constante.

a) la presión aumenta a 6.0 atm

b) la presión cae a 1.0 atm

c) la presión cae a 0.40 atm

11.17 Un globo de 10.0 L contiene gas He a una presión de 655 mm Hg. ¿Cuál es la nueva presión del gas He en cada uno de los siguientes volúmenes si no hay cambio en la temperatura?

a) 20.0 L *b*) 2.50 L

c) 1500 mL *d*) 120 mL

11.18 El aire en un tanque de 5.00 L tiene una presión de 1.20 atm. ¿Cuál es la nueva presión del aire cuando se coloca en tanques que tienen los siguientes volúmenes, si no hay cambio en temperatura?

a) 1.00 L *b*) 2500 mL

c) 750 mL *d*) 8.0 L

11.19 Una muestra de gas nitrógeno (N_2) tiene un volumen de 4.5 L a una presión de 760 mm Hg. ¿Cuál es la nueva presión si la muestra de gas se comprime a un volumen de 2.0 L si no hay cambio en temperatura?

11.20 Un tanque de oxígeno contiene 20.0 L de oxígeno (O_2) a una presión de 15.0 atm. Cuando el gas se libera, proporciona 300.0 L de oxígeno. ¿Cuál es la presión de este mismo gas a un volumen de 300.0 L y temperatura constante?

11.21 Una muestra de nitrógeno (N_2) tiene un volumen de 50.0 L a una presión de 760. mm Hg. ¿Cuál es el volumen del gas en cada una de las siguientes presiones si no hay cambio en temperatura?

a) 1500 mm Hg *b*) 2.0 atm

c) 0.500 atm *d*) 850 torr

11.22 Una muestra de metano (CH_4) tiene un volumen de 25 mL a una presión de 0.80 atm. ¿Cuál es el volumen del gas a cada una de las siguientes presiones si no hay cambio en temperatura?

a) 0.40 atm *b*) 2.00 atm

c) 2500 mm Hg *d*) 80.0 torr

11.4 Temperatura y volumen (ley de Charles)

Meta de aprendizaje

Usar la relación temperatura-volumen (ley de Charles) para determinar la nueva temperatura o volumen de cierta cantidad de gas a presión constante.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Propiedades de los gases



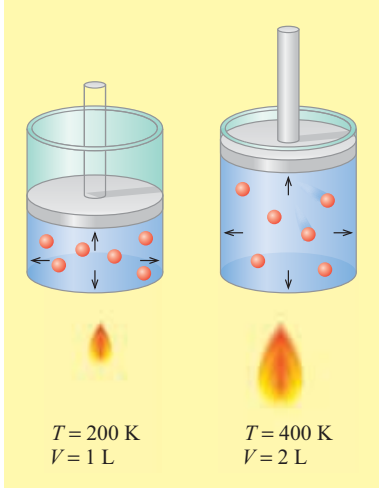


Figura 11.5 Ley de Charles: la temperatura Kelvin de un gas se relaciona directamente con el volumen del gas cuando no hay cambio en la presión. Cuando la temperatura aumenta, y hace que las moléculas se muevan más rápido, el volumen debe aumentar para mantener la presión constante.

P *Si la temperatura de un gas disminuye a una presión constante, ¿cómo cambiará el volumen?*

Cuando se llena un globo aerostático para un vuelo, el aire se calienta con un calentador de propano. Conforme el aire se calienta, su volumen aumenta. La resultante disminución en densidad permite al globo elevarse.

Para estudiar el efecto del cambio de temperatura en el volumen de un gas, no debemos cambiar la presión o la cantidad del gas. Supón que aumentamos la temperatura Kelvin de una muestra de gas. La teoría cinética muestra que la actividad (energía cinética) del gas también aumentará. Para mantener la presión constante, el volumen del contenedor debe aumentar (figura 11.5). En contraste, si la temperatura del gas disminuye, el volumen del contenedor se debe reducir para mantener la misma presión.

Supón que vas a dar un paseo en un globo aerostático. El capitán enciende un quemador de propano para calentar el aire del globo. Conforme la temperatura se eleva, las partículas de aire se mueven más rápido y se dispersan, por lo que el volumen del globo aumenta. Con el tiempo, el aire en el globo se vuelve menos denso que el aire externo y el globo y sus pasajeros se elevan. En 1787 Jacques Charles, físico y aeronauta de globos aerostáticos, propuso que el volumen de un gas se relaciona con la temperatura. Esto se convirtió en la **ley de Charles**, que establace que el volumen (V) de un gas se relaciona directamente con la temperatura (K) cuando no hay cambio en la presión (P) o la cantidad (n) de gas, $V \propto T$. Una **relación directa** es aquella en la que las propiedades relacionadas aumentan o disminuyen juntas. Para dos condiciones, inicial y final, podemos escribir la ley de Charles del modo siguiente.

Ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$ No cambian el número de moles ni la presión

Recuerda que todas las temperaturas usadas en los cálculos de la leyes de gases se deben convertir a sus correspondientes temperaturas Kelvin (K).

Problema de muestra 11.5 **Cálculo de volumen cuando cambia la temperatura**

Una muestra de gas neón tiene un volumen de 5.40 L y una temperatura de 15°C. Encuentra el nuevo volumen del gas después de que la temperatura aumenta a 42°C a presión constante.

Solución

PASO 1 **Organiza los datos en una tabla.** Cuando las temperaturas están dadas en grados Celsius se deben cambiar a kelvin.

$$T_1 = 15°C + 273 = 288.\,K$$
$$T_2 = 42°C + 273 = 315.\,K$$

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$T_1 = 288$ K	$T_2 = 315$ K	T aumenta	
$V_1 = 5.40$ L	$V_2 = ?$		V aumenta

PASO 2 **Reordena la ley de los gases para la incógnita.** En este problema queremos saber el volumen final (V_2) cuando la temperatura aumenta. Mediante la ley de Charles resolvemos V_2 al multiplicar ambos lados por T_2.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} \times T_2 = \frac{V_2}{T_2} \times T_2$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

PASO 3 **Sustituye valores en la ley de los gases para resolver las incógnitas.** A partir de la tabla, vemos que la temperatura aumentó. Puesto que la temperatura se relaciona directamente con el volumen, el volumen debe aumentar. Cuando sustituimos los valores, vemos que la razón de las temperaturas (factor temperatura) es mayor que 1, lo que aumenta el volumen, como se predijo.

$$V_2 = 5.40\ \text{L} \times \frac{315\ \text{K}}{288\ \text{K}} = 5.91\ \text{L}$$

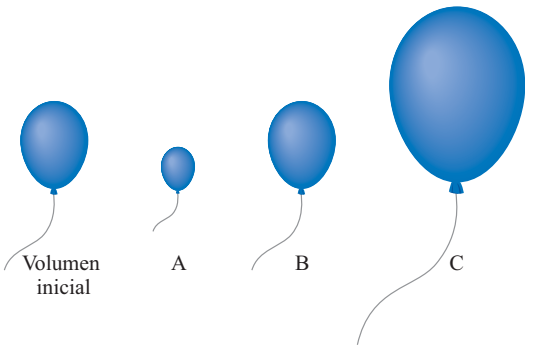
Factor temperatura aumenta volumen

Comprobación de estudio

Un montañista inhala 486 mL de aire a una temperatura de −8°C. ¿Qué volumen ocupará el aire en los pulmones si la temperatura corporal del montañista es de 37°C?

Preguntas y problemas Temperatura y volumen (ley de Charles)

11.23 Selecciona el diagrama que muestre el nuevo volumen del globo cuando se hacen los siguientes cambios a presión constante:



a) la temperatura cambia de 100 K a 300 K
b) el globo se coloca en un congelador
c) el globo primero se calienta y luego regresa a su temperatura inicial

11.24 Indica si el volumen final del gas en cada uno de los siguientes casos es el mismo, mayor o menor que el volumen inicial:
a) un volumen de 505 mL de aire en un día frío de invierno a 5°C se respira en los pulmones, donde la temperatura corporal es de 37°C
b) se apaga el calentador utilizado para calentar 1400 L de aire en un globo aerostático
c) un globo lleno con helio se deja dentro de un carro en un día caluroso en el parque de diversiones

11.25 ¿Qué cambio en volumen ocurre cuando los gases para globos aerostáticos se calientan previo a su ascenso?

11.26 En una fría mañana invernal, las llantas de un automóvil parecen ponchadas. ¿Cómo cambió su volumen durante la noche?

11.27 Un globo contiene 2500 mL de gas helio a 75°C. ¿Cuál es el nuevo volumen del gas cuando la temperatura cambia a las temperaturas de los incisos de abajo, si n y P no cambian?
a) 55°C *b*) 680. K *c*) −25°C *d*) 240. K

11.28 Un gas tiene un volumen de 4.00 L a 0°C. ¿Qué temperatura final, en grados Celsius, se necesita para hacer que el volumen del gas cambie a lo siguiente, si n y P no cambian?
a) 10.0 L *b*) 1200 mL *c*) 2.50 L *d*) 50.0 mL

11.5 Temperatura y presión (ley de Gay-Lussac)

Meta de aprendizaje

Usar la relación temperatura-presión (de Gay-Lussac) para determinar la nueva temperatura o presión de cierta cantidad de gas a volumen constante.

Si pudiésemos observar las moléculas de un gas conforme aumenta la temperatura, notaríamos que se mueven más rápido y golpean los lados del contenedor con más frecuencia y con mayor fuerza. Si mantenemos constante el volumen del contenedor, observaríamos un aumento en la presión. Una relación temperatura-presión, también conocida como **ley de Gay-Lussac**, establace que la presión de un gas se relaciona directamente con su temperatura Kelvin. Esto significa que un aumento en temperatura aumenta la presión de un gas, y una disminución en temperatura reduce la presión del gas, siempre que el volumen y el número de moles del gas permanezcan iguales, $P \propto T$ (figura 11.6). La razón de presión (P) a temperatura (T) es la misma bajo todas las condiciones, en tanto el volumen (V) y la cantidad de gas (n) no cambien.

Ley de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$ No cambian el número de moles ni el volumen

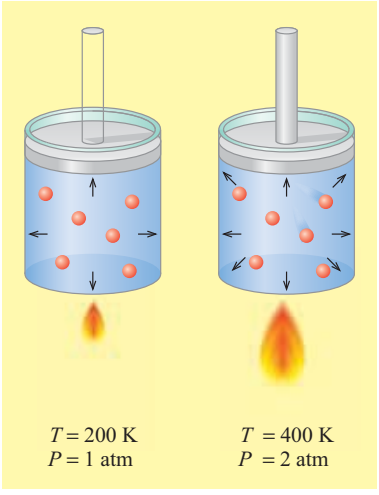


Figura 11.6 **Ley de Gay-Lussac:** la presión de un gas se relaciona directamente con la temperatura del gas. Cuando la temperatura Kelvin de un gas se duplica, la presión se duplica a volumen constante.

P *¿Cómo la disminución en la temperatura de un gas afecta a su presión a volumen constante?*

Problema de muestra 11.6 **Cálculo de presión cuando cambia la temperatura**

Los contenedores de aerosol son peligrosos si se calientan porque pueden explotar. Supón que un contenedor de aerosol para el cabello, con una presión de 4.0 atm a temperatura ambiente de 25°C, se lanza al fuego. Si la temperatura del gas dentro del aerosol alcanza 402°C, ¿cuál será su presión? El contenedor de aerosol explotaría si la presión interior supera 8.0 atm. ¿Esperarías que explote?

Solución

PASO 1 **Organiza los datos en una tabla.** Primero debemos cambiar la temperatura a kelvin.

$$T_1 = 25°C + 273 = 298\ K$$
$$T_2 = 402°C + 273 = 675\ K$$

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$P_1 = 4.0$ atm	$P_2 = ?$		P aumenta
$T_1 = 298$ K	$T_2 = 675$ K	T aumenta	

PASO 2 **Reordena la ley de los gases para la incógnita.** Mediante la ley de Gay-Lussac se puede resolver P_2.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
$$\frac{P_1}{T_1} \times T_2 = \frac{P_2}{\cancel{T_2}} \times \cancel{T_2}$$
$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

PASO 3 **Sustituye valores en la ley de los gases para resolver la incógnita.** A partir de la tabla, vemos que la temperatura aumentó. Puesto que la

presión y la temperatura se relacionan directamente, la presión debe aumentar. Cuando sustituimos los valores, vemos que la razón de temperaturas (factor temperatura) es mayor que 1, lo que aumenta la presión.

$$P_2 = 4.0\ \text{atm} \times \frac{675\ \cancel{\text{K}}}{298\ \cancel{\text{K}}} = 9.1\ \text{atm}$$

Factor temperatura aumenta volumen

Como el cálculo de presión supera 8.0 atm, esperamos que la lata explote.

Comprobación de estudio

En una área de almacenamiento, donde la presión alcanzó 55°C, la presión del gas oxígeno en un cilindro de acero de 15.0 L es de 965 torr. ¿A qué temperatura Celsius tendría que enfriarse el gas para reducir la presión a 850. torr?

Presión de vapor y punto de ebullición

En el capítulo 10 aprendiste que moléculas líquidas con suficiente energía cinética pueden desprenderse de la superficie del líquido conforme se convierten en partículas de gas o vapor. En un contenedor abierto, todo el líquido se evaporará. En un contenedor cerrado, el vapor se acumula y crea presión llamada **presión de vapor.** Cada líquido ejerce su propia presión de vapor a una temperatura dada. Conforme la temperatura aumenta, se forma más vapor y la presión de vapor aumenta. La tabla 11.4 menciona la presión de vapor del agua a varias temperaturas.

Un líquido alcanza su punto de ebullición cuando su presión de vapor se vuelve igual a la presión externa. Conforme ocurre la ebullición, las burbujas del gas se forman dentro del líquido y rápidamente se elevan a la superficie. Por ejemplo, a una presión atmosférica de 760 mm Hg, el agua hervirá a 100°C, la temperatura a la que su presión de vapor alcanza 760 mm Hg.

Tabla 11.4 Presión de vapor del agua

Temperatura (C°)	Presión de vapor (mm Hg)
0	5
10	9
20	18
30	32
37	47[a]
40	55
50	93
60	149
70	234
80	355
90	528
100	760

[a] A temperatura corporal.

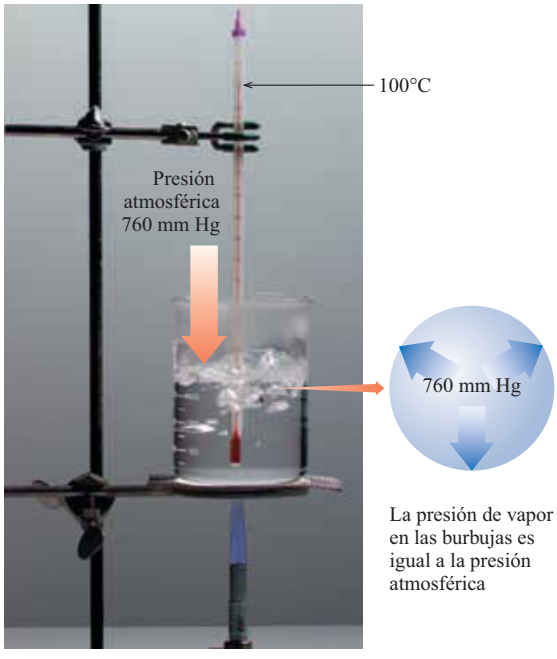


Tabla 11.5 Presión y punto de ebullición del agua

Presión (mm Hg)	Punto de ebullición (°C)
270	70
467	87
630	93
752	99
760	100
800	100.4
1075	110
1520 (2 atm)	120
2026	130
7600 (10 atm)	180

A mayores alturas, las presiones atmosféricas son menores y el punto de ebullición del agua es menor a 100°C. Anteriormente vimos que la presión atmosférica típica en Denver es 630 mm Hg. Esto significa que el agua en Denver necesita una presión de vapor de 630 mm Hg para hervir. Puesto que el agua tiene una presión de vapor de 630 mm Hg a 95°C, el agua hierve a 95°C en Denver.

Las personas que viven a grandes alturas, con frecuencia usan ollas de presión para obtener temperaturas más altas cuando preparan alimentos. Cuando la presión externa es mayor que 1 atm, se necesita una temperatura mayor a 100°C para hervir agua. Los laboratorios y hospitales usan dispositivos llamados autoclaves para esterilizar el equipo de laboratorio y quirúrgico. Una autoclave, como una olla de presión, es un contenedor cerrado que aumenta la presión total sobre el líquido de modo que hervirá a mayores temperaturas. La tabla 11.5 muestra cómo aumenta el punto de ebullición del agua conforme aumenta la presión.

Preguntas y problemas

Temperatura y presión (ley de Gay-Lussac)

11.29 ¿Por qué pueden explotar las latas de aerosol si se les calienta?

11.30 ¿Cómo pueden las llantas de un automóvil parecer ponchadas en una fría mañana de invierno, pero explotar cuando el auto se conduce sobre pavimento caliente en el desierto?

11.31 Resuelve la nueva presión cuando ocurre cada uno de los siguientes cambios en temperatura, con n y V constantes:
- *a*) una muestra de gas tiene una presión de 1200 torr a 155°C. ¿Cuál es la presión final del gas después de que la temperatura cae a 0°C?
- *b*) una lata de aerosol tiene una presión de 1.40 atm a 12°C. ¿Cuál es la presión final en la lata de aerosol si se usa en una habitación donde la temperatura es de 35°C?

11.32 Resuelve la nueva temperatura, en grados Celsius, cuando cambia la presión.
- *a*) un contenedor de 10.0 L de gas helio tiene una presión de 250 torr a 0°C. ¿A qué temperatura Celsius necesita calentarse la muestra para obtener una presión de 1500 torr?
- *b*) una muestra de 500.0 mL de aire a 40.°C y 740 mm Hg se enfría para dar una presión de 680 mm Hg

11.33 Relaciona los términos *presión de vapor*, *presión atmosférica* y *punto de ebullición* con las siguientes descripciones:
- *a*) la temperatura a la que aparecen burbujas de vapor dentro del líquido
- *b*) la presión que ejerce un gas sobre la superficie de su líquido
- *c*) la presión que ejercen las partículas del aire sobre la Tierra
- *d*) la temperatura a la que la presión de vapor de un líquido se vuelve igual a la presión externa

11.34 ¿En cuáles pares ocurriría ebullición?

	Presión atmosférica	Presión de vapor
a)	760 mm Hg	700 mm Hg
b)	480 torr	480 mm Hg
c)	1.2 atm	912 mm Hg
d)	1020 mm Hg	760 mm Hg
e)	740 torr	1.0 atm

11.35 Explica las siguientes observaciones:
- *a*) El agua hierve a 87°C en la cima del monte Whitney
- *b*) Los alimentos se cocinan más rápidamente en una olla de presión que en una olla abierta

11.36 Explica las siguientes observaciones:
- *a*) El agua que hierve a nivel del mar es más caliente que el agua que hierve en las montañas
- *b*) El agua que se usa para esterilizar equipo quirúrgico se calienta a 120°C a 2.0 atm en un autoclave

11.6 La ley de los gases combinada

Meta de aprendizaje

Usar la ley de los gases combinada para encontrar la nueva presión, volumen o temperatura de un gas cuando se dan cambios en dos de estas propiedades.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Propiedades de los gases

Todas las relaciones presión-volumen-temperatura para los gases que hemos estudiado se pueden combinar en una sola relación llamada **ley de los gases combinada**. Esta expresión es útil para estudiar el efecto de los cambios en dos de estas variables sobre la tercera, en tanto la cantidad de gas (número de moles) permanezca constante.

Ley de los gases combinada

$$\frac{P_1V_2}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

No cambian los moles del gas

Tabla 11.6 Resumen de las leyes de los gases

Ley de los gases combinada	Propiedades que se mantienen constantes	Relación	
$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	T, n	$P_1V_1 = P_2V_2$	Ley de Boyle
$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	P, n	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	Ley de Charles
$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	V, n	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	Ley de Gay-Lussac

Al recordar las leyes de los gases combinada puedes derivar cualquiera de las leyes de los gases al omitir aquellas propiedades que no cambian. La tabla 11.6 resume las relaciones presión-volumen-temperatura de los gases.



Problema de muestra 11.7 Uso de la ley de los gases combinada

Una burbuja de 25.0 mL se libera del tanque de aire de un buzo a una presión de 4.00 atm y una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen (mL) de la burbuja cuando llega a la superficie del océano, donde la presión es de 1.00 atm y la temperatura de 18°C?

Solución

PASO 1 **Organiza los datos en una tabla.** Primero debes cambiar la temperatura a kelvin.

$$T_1 = 11°C + 273 = 284\ K$$
$$T_2 = 18°C + 273 = 291\ K$$

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$P_1 = 4.00$ atm	$P_2 = 1.00$ atm	P disminuye	
$V_1 = 25.0$ mL	$V_2 = ?$		V aumenta
$T_1 = 284$ K	$T_2 = 291$ K	T aumenta	

PASO 2 **Reordena las leyes de gases para la incógnita.** Puesto que la presión y la temperatura cambian, debemos usar la ley de los gases combinada para resolver V_2.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1V_1}{T_1} \times \frac{T_2}{P_2} = \frac{P_2V_2 \times T_2}{T_2 \times P_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{T_1P_2}$$

PASO 3 **Sustituye los valores en la ley de los gases para resolver la incógnita.** A partir de la tabla de datos, determinamos que la disminución de presión y el aumento de temperatura aumentarán el volumen.

$$V_2 = 25.0\ \text{mL} \times \underbrace{\frac{4.00\ \cancel{\text{atm}}}{1.00\ \cancel{\text{atm}}}}_{\substack{\text{Factor presión}\\ \text{aumenta volumen}}} \times \underbrace{\frac{291\ \cancel{\text{K}}}{284\ \cancel{\text{K}}}}_{\substack{\text{Factor temperatura}\\ \text{aumenta volumen}}} = 102\ \text{mL}$$

Comprobación de estudio

Un globo meteorológico se llena con 15.0 L de helio a una temperatura de 25°C y una presión de 685 mm Hg. ¿Cuál es la presión (mm Hg) del helio en el globo en la atmósfera superior cuando la temperatura es −35°C y el volumen se vuelve 34.0 L?

Preguntas y problemas — La ley de los gases combinada

11.37 Escribe la expresión para la ley de los gases combinada. ¿Cuáles leyes de los gases se combinan para hacer la ley de los gases combinada?

11.38 Reordena las variables en la ley de los gases combinada para dar una expresión para lo siguiente:
a) V_2 *b*) P_2

11.39 Una muestra de gas helio tiene un volumen de 6.50 L a una presión de 845 mm Hg y una temperatura de 25°C. ¿Cuál es la presión del gas, en atm, cuando el volumen y la temperatura de la muestra de gas cambian a las siguientes temperaturas?
a) 1850 mL y 325 K *b*) 2.25 L y 12°C
c) 12.8 L y 47°C

11.40 Una muestra de gas argón tiene un volumen de 735 mL a una presión de 1.20 atm y una temperatura de 112°C. ¿Cuál es el volumen del gas en mililitros cuando la presión y la temperatura de la muestra de gas cambian a lo siguiente?
a) 658 mm Hg y 281 K *b*) 0.55 atm y 75°C
c) 15.4 atm y −15°C

11.41 Una burbuja de 100.0 mL de gases calientes a 225°C y 1.80 atm escapa de un volcán activo. ¿Cuál es el nuevo volumen de la burbuja afuera del volcán, donde la temperatura es de -25°C y la presión de 0.80 atm?

11.42 Un buzo a 40 pies de profundidad en el océano inhala 50.0 mL de aire comprimido en un tanque de buceo a una presión de 3.00 atm y una temperatura de 8°C. ¿Cuál es la presión del aire en los pulmones si el gas se expande a 150.0 mL a una temperatura corporal de 37°C?

Meta de aprendizaje

Describir la relación entre la cantidad de un gas y su volumen y usar esta relación en los cálculos.

11.7 Volumen y moles (ley de Avogadro)

Al estudiar las leyes de los gases observamos cambios para una cantidad específica (n) de gas. Ahora consideraremos cómo cambian las propiedades de un gas cuando hay un cambio en el número de moles o gramos. Por ejemplo, cuando inflas un globo, su volumen aumenta porque agregas más moléculas de aire. Si un balón de basquetbol tiene un orificio y parte del aire escapa, su volumen disminuye. En 1811, Amedeo Avogadro estableció que el volumen de un gas se relaciona directamente con el número de moles de un gas cuando no cambian la temperatura ni la presión. A este enunciado se le conoce como **ley de Avogadro**. Si el número de moles de un gas se duplica, entonces el volumen se duplicará en tanto no cambien la presión o la temperatura (ve la figura 11.7). Para dos condiciones, podemos escribir

Ley de Avogadro

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$ No cambian la presión ni la temperatura

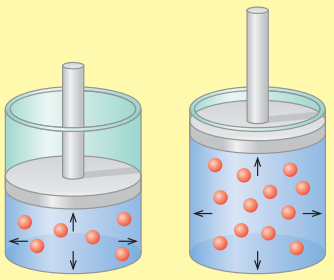


Figura 11.7 **Ley de Avogadro:** el volumen de un gas se relaciona directamente con el número de moles del gas. Si el número de moles se duplica, el volumen se debe duplicar a temperatura y presión constantes.

P *Si un globo tiene una fuga, ¿qué ocurre con su volumen?*

Problema de muestra 11.8 **Cálculo de volumen para un cambio en moles**

Un globo, con un volumen de 220 mL, se llena con 2.0 moles de helio. ¿A qué volumen (mL) se expandirá el globo si se agregan 3.0 moles de helio para dar un total de 5.0 moles de helio (la presión y la temperatura no cambian)?

Solución

PASO 1 **Organiza los datos en una tabla.** Una tabla de datos para la información dada podría parecerse a la siguiente:

Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
$V_1 = 220\ \text{mL}$	$V_2 = ?$		V aumenta
$n_1 = 2.0\ \text{mol}$	$n_2 = 5.0\ \text{mol}$	n aumenta	

PASO 2 **Reordena la ley de los gases para la incógnita.** Con la ley de Avogadro podemos resolver V_2.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$n_2 \times \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{\cancel{n_2}} \times \cancel{n_2}$$

$$V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

PASO 3 **Sustituye los valores en la ley de los gas para resolver la incógnita.** A partir de la tabla, vemos que el número de moles aumentó. Puesto que el número de moles y el volumen se relacionan directamente, el volumen debe aumentar a presión y temperatura constantes. Cuando sustituimos los valores, vemos que la razón de los moles (factor molar) es mayor que 1, lo que aumenta el volumen.

$$V_2 = 220\ \text{mL} \times \frac{5.0\ \cancel{\text{mol}}}{2.0\ \cancel{\text{mol}}} = 550\ \text{mL}$$

Nuevo volumen — Volumen inicial — Factor molar que aumenta volumen

Comprobación de estudio

A cierta temperatura y presión, 8.00 g de oxígeno tienen un volumen de 5.00 L. ¿Cuál es el volumen (L) después de que 4.00 g de oxígeno se agregan al oxígeno en el globo?

TPE y volumen molar

Mediante la ley de Avogadro podemos decir que cualesquiera dos gases tendrán iguales volúmenes si contienen el mismo número de moles de gas a la misma temperatura y presión. Para hacer comparaciones entre diferentes gases se seleccionaron *condiciones estándar* llamadas temperatura estándar (273 K) y presión estándar (1 atm) (abreviadas **TPE**):

Condiciones TPE

Temperatura estándar = 0°C (273 K)

Presión estándar = 1 atm (760 mm Hg)

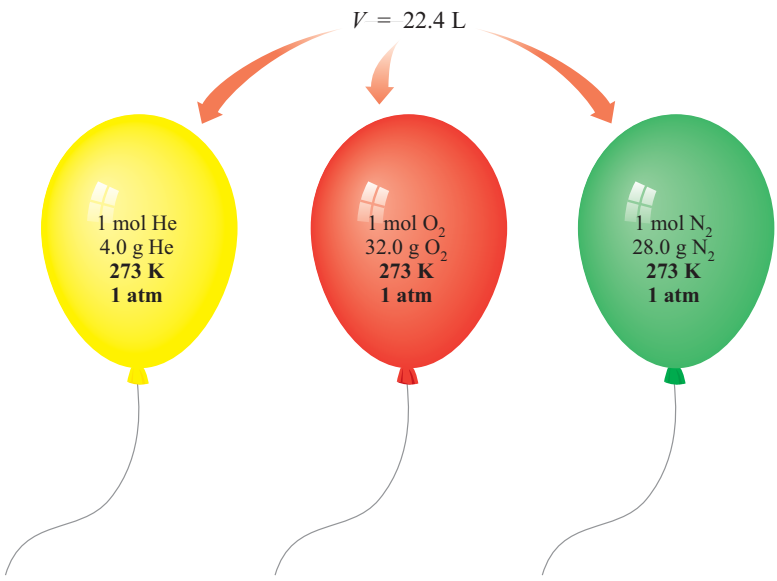


Figura 11.8 La ley de Avogadro indica que 1 mol de cualquier gas a TPE tiene un volumen molar de 22.4 L.

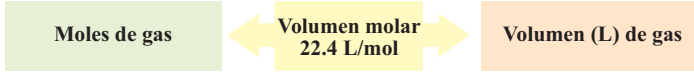
P *¿Qué volumen de gas ocupan 16.0 g de gas metano, CH_4, a TPE?*

A TPE, 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 L. Este valor se conoce como el *volumen molar* de un gas. Supón que tienes tres contenedores, uno lleno con 1 mol de gas oxígeno (O_2), otro lleno con 1 mol de gas nitrógeno (N_2) y otro lleno con 1 mol de gas helio (He). Cuando los gases están en condiciones TPE (1 atm y 273 K), cada uno tiene un volumen de 22.4 L. Por tanto, el volumen de 1 mol de cualquier gas a TPE es de 22.4 L, el **volumen molar** de un gas (ve la figura 11.8).

Volumen molar

Volumen de 1 mol de gas a TPE = 22.4 L

En tanto un gas esté en condiciones TPE, su volumen molar se puede usar como un factor de conversión para convertir entre el número de moles de gas y su volumen.



Factores de conversión de volumen molar

$$\frac{1 \text{ mol gas (TPE)}}{22.4 \text{ L}} \quad \text{y} \quad \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol gas (TPE)}}$$

Guía para usar volumen molar

PASO 1
Identifica lo dado y lo deseado.

PASO 2
Escribe un plan.

PASO 3
Escribe factores de conversión.

PASO 4
Planteamiento del problema con factores para cancelar unidades.

Problema de muestra 11.9 **Uso de volumen molar para encontrar volumen a TPE**

¿Cuál es el volumen, en litros, de 64.0 g de gas O_2 a TPE?

Solución

Una vez que conviertas la masa de O_2 a moles de O_2, se puede usar el volumen molar de un gas a TPE para calcular el volumen (L) de O_2.

PASO 1 **Dado** 64.0 g $O_2(g)$ a TPE **Deseado** volumen en litros (L)

PASO 2 **Escribe un plan para la solución.**

gramos de O_2 | Masa molar | moles de O_2 | Volumen molar | = litros de

PASO 3 **Escribe factores de conversión.**

$$\frac{1 \text{ mol } O_2 = 32.00 \text{ g}}{\frac{32.00 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } O_2}{32.00 \text{ g } O_2}} \qquad \frac{1 \text{ mol } O_2 \text{ (TPE)} = 22.4 \text{ L}}{\frac{22.4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } O_2}{22.4 \text{ L } O_2}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema con factores para cancelar unidades.**

$$64.0 \text{ g } \cancel{O_2} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } O_2}}{32.00 \text{ g } \cancel{O_2}} \times \frac{22.4 \text{ L } O_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } O_2}} = 44.8 \text{ L } O_2 \text{ (TPE)}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el volumen (L) de 5.10 g de He a TPE?



Densidad de un gas a TPE

Hemos visto que, a la misma temperatura y presión, 1 mol de gas ocupa el mismo volumen. Por tanto, la densidad (D = g/L) de cualquier gas depende de su masa molar. Por ejemplo, a TPE, el oxígeno, O_2, tiene una densidad de 1.43 g/L. El dióxido de carbono, CO_2, que exhalamos tiene una densidad de 1.96 g/L y se asienta en el suelo porque la densidad del CO_2 es mayor que la densidad del aire. Por otra parte, un globo lleno con helio se eleva en el aire porque el helio tiene una densidad de 0.179 g/L, y es menos denso que el aire. Para cualquier gas a TPE es posible calcular la densidad (g/L) con el uso de la masa molar y el volumen molar, como se muestra en el siguiente problema de muestra.

Problema de muestra 11.10 **Densidad de un gas a TPE**

¿Cuál es la densidad del gas nitrógeno (N_2) a TPE?

Solución

Los moles de gas proporcionan los gramos para la expresión de la densidad y el volumen molar proporcionará el volumen del gas.

PASO 1 **Dado** $N_2(g)$ **Deseado** Densidad (g/L) de N_2 a TPE

PASO 2 **Escribe un plan.** A TPE, la densidad (g/L) de cualquier gas se puede calcular al dividir su masa molar entre el volumen molar.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{Volumen molar}} = \frac{\text{g/}\cancel{\text{mol}}}{\text{L/}\cancel{\text{mol}}} = \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

PASO 3 **Escribe factores de conversión.**

$$\frac{1 \text{ mol } N_2 = 28.02 \text{ g } N_2}{\frac{28.02 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } N_2}{28.02 \text{ g } N_2}} \qquad \frac{1 \text{ mol } N_2 \text{ (TPE)} = 22.4 \text{ L}}{\frac{22.4 \text{ L } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \text{ y } \frac{1 \text{ mol } N_2}{22.4 \text{ L } N_2}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema con factores para cancelar unidades.**

$$\text{Densidad (g/L) de } N_2 = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \qquad \frac{\frac{28.02 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2}}{\frac{22.4 \text{ L } N_2}{1 \text{ mol } N_2}} = 1.25 \text{ g/L}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la densidad del gas hidrógeno (H_2) a TPE?

Preguntas y problemas — Volumen y moles (ley de Avogadro)

11.43 ¿Qué ocurre con el volumen de una llanta de bicicleta o un balón de basquetbol cuando usas una bomba para ponerle aire?

11.44 A veces, cuando inflas un globo y lo sueltas, vuela alrededor de la habitación. ¿Qué ocurre con el aire que estaba en el globo y su volumen?

11.45 Una muestra que contiene 1.50 moles de gas neón tiene un volumen de 8.00 L. ¿Cuál es el nuevo volumen del gas en litros cuando ocurren los siguientes cambios en la cantidad del gas a presión y temperatura constantes?

a) Una fuga permite que la mitad de los átomos de neón escape

b) Una muestra de 25.0 g de neón se agrega al gas neón que ya está en el contenedor

c) Una muestra de 3.50 moles de Ne se agrega al gas neón que ya está en el contenedor

11.46 Una muestra que contiene 4.80 g de gas O_2 tiene un volumen de 15.0 L. La presión y la temperatura permanecen constantes.

a) ¿cuál es el nuevo volumen si se agregan 0.50 moles de gas O_2?

b) se libera oxígeno hasta que el volumen es de 10.0 L. ¿Cuántos moles de O_2 se quitan?

c) ¿cuál es el volumen después de agregar 4.00 g de He al gas O_2 que ya está en el contenedor?

11.47 Usa el volumen molar de un gas para resolver lo siguiente a TPE:

a) el número de moles de O_2 en 44.8 L de gas O_2

b) el número de moles de CO_2 en 4.00 L de gas CO_2

c) el volumen (L) de 6.40 g de O_2

d) el volumen (mL) ocupado por 50.0 g de neón

11.48 Usa el volumen molar para resolver los siguientes problemas a TPE:

a) el volumen (L) ocupado por 2.5 moles de N_2

b) el volumen (mL) ocupado por 0.420 moles de He

c) el número de gramos de neón contenidos en 11.2 L de gas Ne

d) el número de moles de H_2 en 1600 mL de gas H_2

11.49 Calcula las densidades de cada uno de los siguientes gases en g/L a TPE:

a) F_2 *b*) CH_4

c) Ne *d*) SO_2

11.50 Calcula las densidades de cada uno de los siguientes gases en g/L a TPE:

a) C_3H_8 (propano) *b*) NH_3

c) Cl_2 *d*) Ar

11.8 La ley de los gases ideales

Meta de aprendizaje

Usar la ley de los gases ideales para resolver *P, V, T* o n de un gas cuando se proporcionan tres de las cuatro variables en la ecuación de los gases ideales. Calcular densidad, masa molar o volumen de un gas en una reacción química.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Ley de los gases ideales

Las cuatro propiedades usadas en la medición de un gas [presión (P), volumen (V), temperatura (T) y cantidad de gas (n)] se pueden combinar para dar una sola expresión llamada **ley de los gases ideales**, que se escribe del modo siguiente:

Ley de los gases ideales

$$PV = nRT$$

Al reordenar la ley de los gases ideales se demuestra que las cuatro propiedades del gas son iguales a una constante, R.

$$\frac{PV}{nT} = R$$

Para calcular el valor de R, sustituye las condiciones TPE para volumen molar en la expresión: 1 mol de cualquier gas ocupa 22.4 L a TPE (273 K y 1 atm).

$$R = \frac{(1.00\text{ atm})(22.4\text{ L})}{(1.00\text{ mol})(273\text{ K})} = \frac{0.0821\text{ L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

El valor de R, la **constante universal de los gases**, es 0.0821 L·atm por mol·K. Si usamos 760 mm Hg para la presión, obtenemos otro valor útil para R de 62.4 L·mm Hg por mol·K.

$$R = \frac{(760\text{ mm Hg})(22.4\text{ L})}{(1.00\text{ mol})(273\text{ K})} = \frac{62.4\text{ L}\cdot\text{mm Hg}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

La ley de los gases ideales es una expresión útil cuando se proporcionan los valores para cualesquiera tres de las cuatro propiedades de un gas.

Al trabajar problemas usando la ley de los gases ideales, las unidades de cada variable deben coincidir con las unidades en la R que selecciones.

Propiedad	Unidad
Presión (P)	atm o mm Hg
Volumen (V)	L
Cantidad (n)	moles
Temperatura (T)	K



Problema de muestra 11.11 **Uso de la ley de los gases ideales**

El óxido de dinitrógeno, N_2O, que se usa en odontología, es un anestésico también llamado "gas de la risa". ¿Cuál es la presión, en atmósferas, de 0.350 moles de N_2O a 22°C en un contenedor de 5.00 L?

Solución

PASO 1 **Organiza los datos, incluida *R*, en una tabla.** Cuando se conocen tres de las cuatro cantidades (P, V, n y T), usamos la ley de los gases ideales para resolver la cantidad incógnita. Las unidades deben coincidir con las unidades de la constante de gas R. La temperatura se convierte de Celsius a Kelvin.

Guía para usar el gas ideal

PASO 1
Organiza los datos dados para el gas.

PASO 2
Resuelve la ley de los gases ideales para la incógnita.

PASO 3
Sustituye los datos del gas y calcula el valor de la incógnita.

$$P = ?$$
$$V = 5.00\ \text{L}$$
$$n = 0.350\ \text{mol}$$
$$R = 0.0821\ \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$
$$T = 22°\text{C} + 273 = 295\ \text{K}$$

PASO 2 **Reordena la ley de los gases ideales para resolver la incógnita.** Al dividir entre V ambos lados de la ley de los gases ideales resolvemos la presión, P:

$$PV = nRT \qquad \text{Ley de los gases ideales}$$
$$P\frac{\cancel{V}}{\cancel{V}} = \frac{nRT}{V}$$
$$P = \frac{nRT}{V}$$

PASO 3 Sustituye valores de la tabla para calcular la incógnita.

$$P = \frac{0.350\ \cancel{\text{mol}} \times 0.0821\ \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{atm}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 295\ \cancel{\text{K}}}{5.00\ \cancel{\text{L}}} = 1.70\ \text{atm}$$

Comprobación de estudio

El gas cloro, Cl_2, se usa para purificar el agua en las albercas. ¿Cuántos moles de gas cloro hay en un tanque de 7.00 L si el gas tiene una presión de 865 mm Hg y una temperatura de 24°C?

Problema de muestra 11.12 Cálculo de masa usando la ley de los gases ideales

El butano, C_4H_{10}, se usa como combustible para parrillas para barbacoa y como propelente de aerosol. Si tienes 108 mL de butano a 715 mm Hg y 25°C, ¿cuál es la masa (g) del butano?

Solución

PASO 1 **Organiza los datos, incluido *R*, en una tabla.** Cuando se conocen tres de las cuatro variables (P, V, n y T), usamos la ley de los gases ideales para resolver la incógnita. Puesto que la presión está dada en mm Hg, usaremos la R en mm Hg. El volumen dado en mililitros (mL) se convierta a un volumen en litros (L). La temperatura se convierte de Celsius a Kelvin.

Valores iniciales	**Ajustado para unidades en constante de gas *R***
$P = 715\ \text{mm Hg}$	$715\ \text{mm Hg}$
$V = 108\ \text{mL}$	$108\ \cancel{\text{mL}} \times \frac{1\ \text{L}}{1000\ \cancel{\text{mL}}} = 0.108\ \text{L}$
$n = ?\ \text{mol de } C_4H_{10}$	$?\ \text{mol de } C_4H_{10}$
$R = \frac{62.4\ \text{L} \cdot \text{mm Hg}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	$\frac{62.4\ \text{L} \cdot \text{mm Hg}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
$T = 25°\text{C}$	$25°\text{C} + 273 = 298\ \text{K}$

PASO 2 **Reordena la ley de los gases ideales para resolver la incógnita.** Al dividir ambos lados de la ley de los gases ideales por RT, resolvemos los moles, n:

$$PV = nRT \qquad \text{Ecuación de los gases ideales}$$

$$\frac{PV}{RT} = n\frac{\cancel{RT}}{\cancel{RT}}$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

PASO 3 **Sustituye valores de la tabla para calcular la incógnita.**

$$n = \frac{715\ \cancel{\text{mm Hg}} \times 0.108\ \cancel{\text{L}}}{\dfrac{62.4\ \cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{mm Hg}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 298\ \cancel{\text{K}}} = 0.00415\ \text{mol}\ (4.15 \times 10^{-3}\ \text{mol})$$

Ahora convertimos los moles de butano a gramos, usando su masa molar (58.12 g/mol).

$$0.00415\ \cancel{\text{mol } C_4H_{10}} \times \frac{58.12\ \text{g } C_4H_{10}}{1\ \cancel{\text{mol } C_4H_{10}}} = 0.241\ \text{g } C_4H_{10}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el volumen de 1.20 g de monóxido de carbono a 8°C si tiene una presión de 724 mm Hg?

Masa molar de un gas

Otro uso de la ley de los gases ideales es determinar la masa molar de un gas o un líquido que fácilmente se transforma a un gas. Si se conoce la masa del gas, el número de moles se calcula usando el volumen molar a TPE o la ley de los gases ideales. Entonces se determina la masa molar (g/mol). Supón que 0.357 g de un gas ocupan un volumen de 0.500 L a TPE. Bajo condiciones TPE, encontramos los moles del gas usando el volumen molar.

$$n = 0.500\ \cancel{\text{L}} \times \frac{1\ \text{mol}}{22.4\ \cancel{\text{L}}} = 0.0223\ \text{mol}$$

$$\text{Masa molar} = \frac{\text{Masa}}{\text{Moles}} = \frac{0.357\ \text{g}}{0.0223\ \text{mol}} = 16.0\ \text{g/mol}$$

Problema de muestra 11.13 **Masa molar de un gas a TPE**

¿Cuál es la masa molar de un gas si una muestra de 2.21 g ocupa un volumen de 0.425 L a TPE?

Solución

PASO 1 **Dado** 2.21 g de gas, V = 0.425 L **Deseado** Masa molar (g/mol)

PASO 2 **Escribe un plan.** La masa molar es los gramos del gas dividido entre los moles. Podemos determinar los moles de un gas a TPE usando volumen molar.

litros de gas → Volumen molar → moles de gas → Masa molar

PASO 3 **Escribe factores de conversión.**

$$\frac{1 \text{ mol gas (TPE)} = 22.4 \text{ L}}{\frac{22.4 \text{ L gas}}{1 \text{ mol gas}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol gas}}{22.4 \text{ L gas}}}$$

Los moles del gas se calculan como

$$n = 0.425 \cancel{\text{L gas}} \times \frac{1 \text{ mol gas}}{22.4 \cancel{\text{L gas}}} = 0.0190 \text{ mol}$$

PASO 4 **Planteamiento del cálculo para masa molar (g/mol).** La masa molar del gas se obtiene al dividir la masa entre los moles de gas.

$$\text{Masa molar} = \frac{\text{Masa}}{\text{Moles}} = \frac{2.21 \text{ g}}{0.0190 \text{ mol}} = 116 \text{ g/mol}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la masa molar si 4.88 g de un gas desconocido tienen un volumen de 1.50 L a TPE?

Problema de muestra 11.14 Masa molar de un gas usando la ley de los gases ideales

¿Cuál es la masa molar de un gas si una muestra de 3.16 g de gas a 0.750 atm a 45°C ocupan un volumen de 2.05 L?

Solución

PASO 1 **Dado** 3.16 g gas, $P = 0.750$ atm, $V = 2.05$ L, $T = 45°C + 273 = 318$ K **Deseado** Masa molar (g/mol)

PASO 2 **Escribe un plan.** La masa molar es los gramos del gas dividido entre los moles. En este problema necesitamos usar la ley de los gases ideales para determinar los moles del gas.

P, V, T → Ley de los gases ideales → moles (n) gas

$$\frac{3.16 \text{ g muestra}}{\text{moles } (n) \text{ gas}} = \text{masa molar (g/mol)}$$

PASO 3 **Escribe factores de conversión.**

$$PV = nRT \qquad \text{Ley de los gases ideales}$$

$$\frac{PV}{RT} = n\frac{\cancel{RT}}{\cancel{RT}}$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Los moles del gas se calculan como

$$n = \frac{0.750\ \cancel{\text{atm}}\ (2.05\ \cancel{\text{L}})}{\dfrac{0.0821\ \cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{atm}}\ (318\ \cancel{\text{K}})}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}}} = 0.0589\ \text{mol}$$

PASO 4 **Planteamiento del cálculo para la masa molar (g/mol).** La masa molar del gas se obtiene al dividir la masa entre los moles de gas.

$$\text{Masa molar} = \frac{\text{Masa}}{\text{Moles}} = \frac{3.16\ \text{g}}{0.0589\ \text{mol}} = 53.7\ \text{g/mol}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la masa molar de un gas desconocido en un contenedor de 1.50 L si 0.488 g tienen una presión de 0.0750 atm a 19.0°C?

Preguntas y problemas La ley de los gases ideales

11.51 Calcula la presión, en atmósferas, de 2.00 moles de gas helio en un contenedor de 10.0 L a 27°C.

11.52 ¿Cuál es el volumen en litros de 4.0 moles de gas metano, CH_4, a 18°C y 1.40 atm?

11.53 Un contenedor de gas oxígeno tiene un volumen de 20.0 L. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en el contenedor si el gas tiene una presión de 845 mm Hg a 22°C?

11.54 Una muestra de 10.0 g de criptón tiene una temperatura de 25°C a 575 mm Hg. ¿Cuál es el volumen, en mililitros, del gas criptón?

11.55 Una muestra de 25.0 g de nitrógeno, N_2, tienen un volumen de 50.0 L y una presión de 630 mm Hg. ¿Cuál es la temperatura del gas?

11.56 Una muestra de 0.226 g de dióxido de carbono, CO_2, tienen un volumen de 525 mL y una presión de 455 mm Hg. ¿Cuál es la temperatura del gas?

11.57 Determina la masa molar de cada uno de los siguientes gases:
a) 0.84 g de un gas que ocupa 450 mL a TPE
b) un gas con una densidad de 1.28 g/L a TPE
c) 1.48 g de un gas que ocupa 1.00 L a 685 mm Hg y 22°C
d) 2.96 g de un gas que ocupa 2.30 L a 0.95 atm y 24°C.

11.58 Determina la masa molar de cada uno de los siguientes gases:
a) 11.6 g de un gas que ocupa 2.00 L a TPE
b) un gas con una densidad de 0.715 g/L a TPE
c) 0.726 g de un gas que ocupa 855 mL a 1.20 atm y 18°C
d) 2.32 g de un gas que ocupa 1.23 L a 685 mm Hg y 25°C

Meta de aprendizaje

Determinar la masa o volumen de un gas que reacciona o se forma en una reacción química.

11.9 Leyes de gases y reacciones químicas

Los gases están implicados como reactivos y productos en muchas reacciones químicas. Por ejemplo, hemos visto que la combustión de los combustibles de carbono y gas oxígeno produce gas dióxido de carbono y vapor de agua. En reacciones de síntesis hemos visto que el gas hidrógeno y el gas nitrógeno reaccionan para formar gas amoniaco, y el gas hidrógeno y el gas oxígeno producen vapor de agua. Por lo general, la información dada por un gas en una reacción es su presión (P), volumen (V) y temperatura (T). Necesitamos usar la ley de los gases ideales o el volumen molar a TPE para determinar los moles de un gas en una reacción. Una vez que conocemos los moles de uno de los gases en una reacción, podemos usar un factor molar para determinar los moles de cualquier otra sustancia, como hicimos antes.

Guía para resolver problemas de reacciones que implican gases

PASO 1
Encuentra los moles del gas A usando volumen molar o ley de los gases ideales.

PASO 2
Determina los moles de la sustancia B usando factor molar.

PASO 3
Convierte moles de la sustancia B a gramos o volumen.

Problema de muestra 11.15 Gases en reacciones químicas a TPE

Cuando el metal potasio reacciona con gas cloro, el producto es cloruro de potasio sólido.

$$2K(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2KCl(s)$$

¿Cuántos gramos de cloruro de potasio se producen cuando 7.25 L de gas cloro a TPE reaccionan con potasio?

Solución

PASO 1 **Encuentra los moles del gas A usando volumen molar o ley de los gases ideales.** A TPE, podemos usar volumen molar (22.4 L/mol) para determinar los moles de gas Cl_2.

$$7.25 \cancel{L\ Cl_2} \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{22.4 \cancel{L\ Cl_2}} = 0.324 \text{ mol } Cl_2$$

PASO 2 **Determina los moles de la sustancia B usando el factor mol-mol de la ecuación balanceada.**

$$1 \text{ mol } Cl_2 = 2 \text{ mol KCl}$$

$$\frac{2 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol } Cl_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol KCl}}$$

$$0.324 \cancel{\text{mol } Cl_2} \times \frac{2 \text{ mol KCl}}{1 \cancel{\text{mol } Cl_2}} = 0.648 \text{ mol KCl}$$

PASO 3 **Convierte moles de sustancia B a gramos o volumen.** Usando la masa molar del KCl, podemos determinar los gramos de KCl.

$$1 \text{ mol KCl} = 74.55 \text{ g KCl}$$

$$\frac{1 \text{ mol KCl}}{74.55 \text{ g KCl}} \quad \text{y} \quad \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}}$$

$$0.648 \cancel{\text{mol KCl}} \times \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \cancel{\text{mol KCl}}} = 48.3 \text{ g KCl}$$

Estos pasos también se pueden establecer como una solución continua.

$$7.25 \cancel{L\ Cl_2} \times \frac{1 \cancel{\text{mol } Cl_2}}{22.4 \cancel{L\ Cl_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol KCl}}}{1 \cancel{\text{mol } Cl_2}} \times \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \cancel{\text{mol KCl}}} = 48.3 \text{ g KCl}$$

Comprobación de estudio

Cuando el zinc metálico reacciona con HCl acuoso, se forma gas hidrógeno.

$$Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

¿Cuántos litros de gas hidrógeno a TPE se producen cuando reaccionan 15.8 g de zinc?

Problema de muestra 11.16 **Ley de los gases ideales y ecuaciones químicas**

La piedra caliza ($CaCO_3$) reacciona con HCl para producir cloruro de calcio acuoso y gas dióxido de carbono.

$$CaCO_3(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

¿Cuántos litros de CO_2 se producen a 752 mm Hg y 24°C a partir de una muestra de 25.0 g de caliza?

Solución

PASO 1 **Encuentra los moles de la sustancia A usando masa molar.** Los moles de piedra caliza requieren la masa molar de la piedra caliza

$$\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100.09 \text{ g } CaCO_3} \quad \text{y} \quad \frac{100.09 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 1$$

$$25.0 \text{ g } \cancel{CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100.09 \text{ g } \cancel{CaCO_3}} = 0.250 \text{ mol } CaCO_3$$

PASO 2 **Determina los moles de la sustancia B usando el factor mol-mol de la ecuación balanceada.**

$$\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 1$$

$$0.250 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}} = 0.250 \text{ mol } CO_2$$

Los pasos 1 y 2 se pueden combinar como

$$25.0 \text{ g } \cancel{CaCO_3} \times \frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}}{100.09 \text{ g } \cancel{CaCO_3}} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } CaCO_3}} = 0.250 \text{ mol } CO_2$$

PASO 3 **Convierte moles de gas B a volumen.** Ahora los moles de CO_2 se pueden colocar en la ley de los gases ideales para resolver el volumen (L) de gas. La ley de los gases ideales resuelta para el volumen es

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{(0.250 \text{ } \cancel{\text{mol } CO_2}) \left(\frac{62.4 \text{ L} \cdot \cancel{\text{mm Hg}}}{\cancel{K} \cdot \cancel{\text{mol}}} \right) (297 \text{ } \cancel{K})}{752 \text{ } \cancel{\text{mm Hg}}} = 6.16 \text{ L}$$

Comprobación de estudio

Si 12.8 g de aluminio reaccionan con HCl, ¿cuántos litros de H_2 se formarían a 715 mm Hg y 19°C?

$$2Al(s) + 6HCl(ac) \longrightarrow 2AlCl_3(ac) + 3H_2(g)$$

Preguntas y problemas **Leyes de los gases y reacciones químicas**

11.59 El Mg metálico reacciona con HCl para producir gas hidrógeno:

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

a) ¿Qué volumen de hidrógeno a TPE se libera cuando reaccionan 8.25 g de Mg?

b) ¿Cuántos gramos de magnesio se necesitan para preparar 5.00 L de H_2 a 735 mm Hg y 18°C?

11.60 Cuando se calienta a 350°C a 0.950 atm, el nitrato de amonio se descompone para producir nitrógeno, agua y oxígeno gaseosos:

$$2NH_4NO_3(s) \longrightarrow 2N_2(g) + 4H_2O(g) + O_2(g)$$

a) ¿Cuántos litros de vapor de agua se producen cuando se descomponen 25.8 g de NH_4NO_3?

b) ¿Cuántos gramos de NH_4NO_3 se necesitan para producir 10.0 L de oxígeno?

11.61 El butano se usa para llenar tanques para calentamiento. La siguiente ecuación describe su combustión:

$$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$$

Si un tanque contiene 55.2 g de butano, ¿qué volumen en litros de oxígeno se necesitan para quemar todo el butano a 0.850 atm y 25°C?

11.62 ¿Qué volumen, en litros, de O_2 a 35°C y 1.19 atm se producen a partir de la descomposición de 50.0 g de KNO_3?

$$2KNO_3(s) \longrightarrow 2KNO_2(s) + O_2(g)$$

11.63 El óxido de aluminio se forma a partir de sus elementos.

$$4Al(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Al_2O_3(s)$$

¿Cuántos litros de oxígeno a TPE se necesitan para reaccionar 5.4 g de aluminio?

11.64 El dióxido de nitrógeno reacciona con agua para producir oxígeno y amoniaco.

$$4NO_2(g) + 6H_2O(g) \longrightarrow 7O_2(g) + 4NH_3(g)$$

A una temperatura de 415°C y una presión de 725 mm Hg, ¿cuántos gramos de NH_3 se producen cuando reaccionan 4.00 L de NO_2?

11.10 Presiones parciales (ley de Dalton)

Meta de aprendizaje

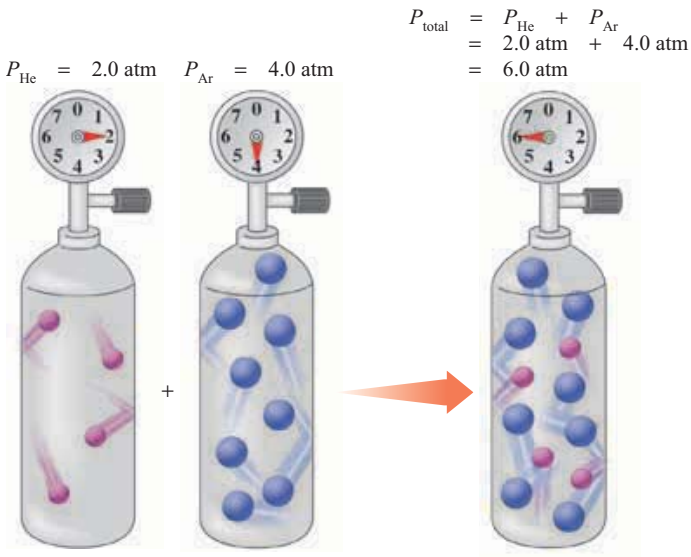
Usar presiones parciales para calcular la presión total de una mezcla de gases.

Muchas muestras de gas son una mezcla de gases. Por ejemplo, el aire que respiras es una mezcla de gases oxígeno y nitrógeno, principalmente. Para mezclas de gas, usamos las leyes de los gases que hemos estudiado porque las partículas de todos los gases se comportan en la misma forma. Por tanto, la presión total de los gases en una mezcla es resultado de las colisiones de las partículas de gas sin importar de qué tipo de gas se trate.

En una mezcla de gas, cada gas ejerce su **presión parcial**, que es la presión que ejercería si fuese el único gas en el contenedor. La **ley de Dalton** establace que la presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de los gases en la mezcla.

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots$$

Presión total de una mezcla de gases = suma de las presiones parciales de los gases en la mezcla



Supón que tienes dos tanques separados, uno lleno con helio a 2.0 atm y el otro lleno con argón a 4.0 atm. Cuando los gases se combinan en un solo tanque con el mismo volumen y temperatura, el número de moléculas de gas, no el tipo de gas, determina la presión en un contenedor. Ahí la presión de la mezcla de gases sería 6.0 atm, que es la suma de sus presiones individuales o parciales.

Problema de muestra 11.17 **Cálculo de la presión total de una mezcla de gases**

Un tanque de gas de 10 L contiene gas propano (C_3H_8) a una presión de 300. torr. Otro tanque de gas de 10 L contiene gas metano (CH_4) a una presión de 500. torr. Al preparar una mezcla de combustible gaseoso, los gases de ambos tanques se combinan en un contenedor de 10 L a la misma temperatura. ¿Cuál es la presión de la mezcla de gases?

Solución

Mediante la ley de Dalton de presión parcial, encontramos que la presión total de la mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de los gases en la mezcla.

$$\begin{aligned} P_{\text{total}} &= P_{\text{propano}} + P_{\text{metano}} \\ &= 300.\ \text{torr} + 500.\ \text{torr} \\ &= 800.\ \text{torr} \end{aligned}$$

Por tanto, cuando el propano y el metano se colocan en el mismo contenedor, la presión total de la mezcla es 800. torr.

Comprobación de estudio

Una mezcla de gases consiste de helio con una presión parcial de 315 mm Hg, nitrógeno con una presión parcial de 204 mm Hg y argón con una presión parcial de 422 mm Hg. ¿Cuál es la presión total en atmósferas?

El aire es una mezcla de gases

El aire que respiras es una mezcla de gases. Lo que conocemos como presión atmosférica es en realidad la suma de las presiones parciales de los gases en el aire. La tabla 11.7 muestra las presiones parciales de los gases en el aire en un día típico.

Tabla 11.7 Composición típica del aire

Gas	Presión parcial (mm Hg)	Porcentaje (%)
Nitrógeno, N_2	594.0	78
Oxígeno, O_2	160.0	21
Dióxido de carbono, CO_2	0.3	1
Vapor de agua, H_2O	5.7	
Aire total	760.0	100

Problema de muestra 11.18 **Presión parcial de un gas en una mezcla**

Una mezcla de oxígeno y helio se prepara para un buzo que descenderá 200 pies bajo el océano. A dicha profundidad, el buzo respira una mezcla gaseosa que tiene una presión total de 7.0 atm. Si la presión parcial del oxígeno en el tanque es de 1140 mm Hg, ¿cuál es la presión parcial (atm) del helio?

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación para la suma de la presión parcial.** A partir de la ley de Dalton de presiones parciales, sabemos que la presión total es igual a la suma de las presiones parciales.

$$P_{\text{total}} = P_{O_2} + P_{\text{He}}$$

Guía para resolver presiones parciales

PASO 1 Escribe la ecuación para sumar presiones parciales.

PASO 2 Resuelve la presión desconocida.

PASO 3 Sustituye las presiones conocidas y calcula la incógnita.

PASO 2 **Resuelve la presión desconocida.**

$$P_{total} = P_{O_2} + P_{He}$$
$$P_{He} = P_{total} - P_{O_2}$$

Convierte las unidades para que coincidan.

$$P_{O_2} = 1140 \text{ } \cancel{\text{mm Hg}} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ } \cancel{\text{mm Hg}}} = 1.50 \text{ atm}$$

PASO 3 **Sustituye las presiones conocidas y calcula la incógnita.**

$$P_{He} = P_{total} + P_{O_2}$$
$$P_{He} = 7.0 \text{ atm} - 1.50 \text{ atm} = 5.5 \text{ atm}$$

Comprobación de estudio

Un anestésico consiste de una mezcla de gas ciclopropano, C_3H_6, y gas oxígeno, O_2. Si la mezcla tiene una presión total de 825 torr y la presión parcial del ciclopropano es 73 torr, ¿cuál es la presión parcial del oxígeno en el anestésico?

Gases recolectados sobre el agua

Con frecuencia, en el laboratorio se recolectan gases al burbujearlos a través de agua en un contenedor (figura 11.9). Supón que se permite que magnesio (Mg) reaccione con HCl para formar $MgCl_2$ y gas H_2.

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

El H_2 desplaza agua en el contenedor. Puesto que algo de agua se evapora a la misma temperatura, también hay vapor de agua. Cuando determinamos la presión del gas recolectado, es igual a la suma de la presión parcial del gas hidrógeno y el vapor de agua. Puesto que necesitamos determinar la presión del gas seco, debemos encontrar la presión de vapor del agua (tabla 11.4) a la temperatura experimental y restarla de la presión de gas total. Una vez que conocemos la presión del gas H_2 seco, podemos usar el V del contenedor y T para determinar los moles o gramos del gas hidrógeno recolectado.

Problema de muestra 11.19 Moles de gas recolectado sobre agua

Cuando el magnesio reacciona con HCl, un volumen de 355 mL de gas hidrógeno se recolecta sobre agua a 26°C.

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

Si la presión de los gases es 752 mm Hg, ¿cuántos moles de $H_2(g)$ se recolectaron? La presión de vapor del agua a 26°C es 25 mm Hg.

Solución

PASO 1 **Dado** $P_{total} = 752$ mm Hg, $V = 355$ mL (0.355 L), $T = 26°C + 273 = 299$ K **Deseado** Moles (n) de H_2

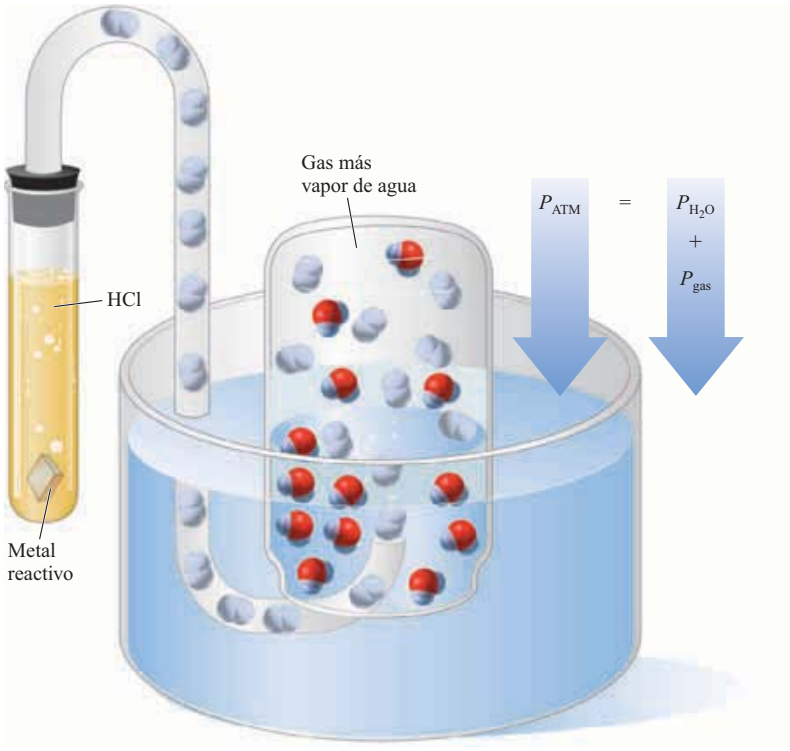


Figura 11.9 Un gas de una reacción se recolecta al burbujearlo a través de agua. Debido a la evaporación del agua, la presión total es igual a la presión parcial del gas y la presión de vapor del agua.

P *¿Cómo se determina la presión del gas seco?*

Guía para gases recolectados sobre agua

PASO 1
Obtén la presión de vapor del agua.

PASO 2
Resta la presión de vapor de la *P* total de la mezcla de gases para obtener la presión parcial del gas.

PASO 3
Usa la ley de los gases ideales para convertir P_{gas} a moles o gramos de gas recolectado.

PASO 2 **Reordena la ley de los gases ideales para resolver la incógnita.** Al dividir ambos lados de la ley de los gases ideales por RT, resolvemos los moles, n:

$$PV = nRT \qquad \text{Ley de los gases ideales}$$

$$\frac{PV}{RT} = n\frac{\cancel{RT}}{\cancel{RT}}$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

PASO 3 **Sustituye valores de la tabla para calcular la incógnita.** Primero determinamos la presión parcial de H_2 con la ley de Dalton de presiones parciales.

$$P_{total} = 752 \text{ mm Hg} = P_{H_2} + P_{H_2O} = P_{H_2} + 25 \text{ mm Hg}$$

Al resolver la presión parcial de H_2 se obtiene

$$P_{H_2} = 752 \text{ mm Hg} - 25 \text{ mm Hg} = 727 \text{ mm Hg}$$

Al sustituir la P_{H_2} en la ley de los gases ideales, calculamos los moles de H_2 recolectados.

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2}V}{RT}$$

$$n_{H_2} = \frac{727 \cancel{\text{mm Hg}} \times 0.355 \cancel{\text{L}}}{62.4 \cancel{\text{L}} \cdot \dfrac{\cancel{\text{mm Hg}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 299 \cancel{\text{K}}} = 0.0138 \text{ mol } (1.38 \times 10^{-2} \text{ mol})$$

Comprobación de estudio

Una muestra de 456 mL de gas oxígeno (O_2) se recolectó sobre agua a una presión de 744 mm Hg y una temperatura de 15°C. ¿Cuántos gramos de O_2 se recolectaron? A 15°C, la presión de vapor del agua es de 13 mm Hg.

NOTA QUÍMICA

GASES EN LA SANGRE

Nuestras células usan oxígeno y producen dióxido de carbono continuamente. Ambos gases se mueven dentro y fuera de los pulmones a través de las membranas de los alvéolos, los pequeños sacos de aire en los extremos de las vías de aire en los pulmones. Es un intercambio de gases donde el oxígeno del aire se distribuye en los pulmones y en la sangre, mientras que el dióxido de carbono producido en las células se va a los pulmones para exhalarlo. En la tabla 11.8 se muestran las presiones parciales para los gases en el aire que inhalamos (aire inspirado), el aire en los alvéolos y el aire que exhalamos (aire expirado). La presión parcial del vapor de agua aumenta dentro de los pulmones porque la presión de vapor del agua es de 47 mm Hg a temperatura corporal.

A nivel del mar, el oxígeno normalmente tiene una presión parcial de 100 mm Hg en los alvéolos de los pulmones. Puesto que la presión parcial del oxígeno en la sangre venosa es de 40 mm Hg, el oxígeno circula de los alvéolos al torrente sanguíneo. El oxígeno se combina con la hemoglobina, que lo transporta a los tejidos del cuerpo, donde la presión parcial del oxígeno puede ser muy baja, menor que 30 mm Hg. El oxígeno se esparce desde la sangre, donde la presión parcial de O_2 es alta, a los tejidos, donde la presión de O_2 es baja.

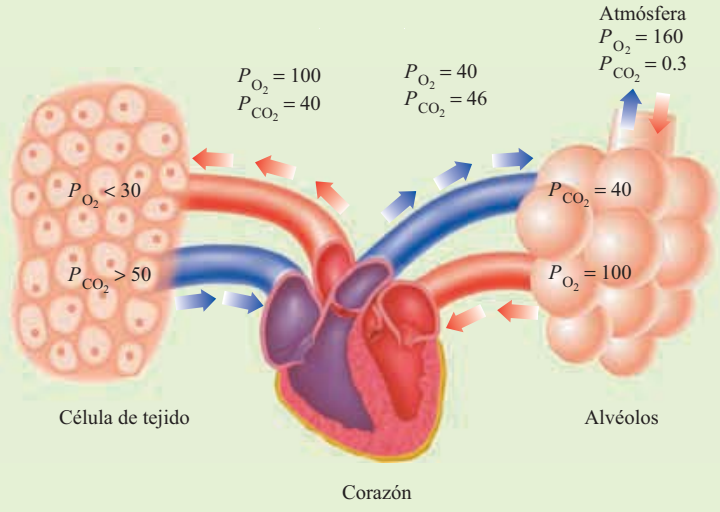
Conforme el oxígeno se usa en las células del cuerpo durante los procesos metabólicos, se produce dióxido de carbono, de modo que la presión parcial de CO_2 puede ser tan alta como 50 mm Hg o más. El dióxido de carbono se esparce de los tejidos al torrente sanguíneo y se transporta a los pulmones. Ahí sale de la sangre, donde el CO_2 tiene una presión parcial de 46 mm Hg, a los alvéolos, donde el CO_2 está a 40 mm Hg y se exhala. La tabla 11.9 muestra las presiones parciales de los gases en la sangre en los tejidos y en la sangre oxigenada y desoxigenada.

Tabla 11.8 Presiones parciales de gases durante la respiración

	Presión parcial (mm Hg)		
Gas	Aire inspirado	Aire alveolar	Aire expirado
Nitrógeno, N_2	594.0	573	569
Oxígeno, O_2	160.0	100	116
Dióxido de carbono, CO_2	0.3	40	28
Vapor de agua, H_2O	5.7	47	47
Total	760.0	760	760

Tabla 11.9 Presiones parciales de oxígeno y dióxido de carbono en la sangre y los tejidos

	Presión parcial (mm Hg)		
Gas	Sangre oxigenada	Sangre desoxigenada	Tejidos
O_2	100	40	30 o menos
CO_2	40	46	50 o más



Preguntas y problemas — Presiones parciales (ley de Dalton)

11.65 Cuando el $KClO_3$ sólido se calienta, se descompone para dar KCl sólido y gas O_2. Un volumen de 256 mL de gas se recolecta sobre agua a una presión total de 765 mm Hg y 24°C. La presión de vapor del agua a 24°C es 22 mm Hg.

$$2KClO_3(s) \longrightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$$

a) ¿Cuál fue la presión parcial del gas O_2?
b) ¿Cuántos moles de gas O_2 había en la muestra del gas?

11.66 Cuando el $CaCO_3$ sólido se calienta, se descompone para dar CaO sólido y gas O_2. Un volumen de 425 mL de gas se recolecta sobre agua a una presión total de 758 mm Hg y 16°C. La presión de vapor del agua a 16°C es de 14 mm Hg.

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + O_2(g)$$

a) ¿Cuál fue la presión parcial del gas O_2?
b) ¿Cuántos moles de gas O_2 había en la muestra de gas?

11.67 Una muestra típica de aire en los pulmones contiene oxígeno a 100 mm Hg, nitrógeno a 573 mm Hg, dióxido de carbono a 40 mm Hg y vapor de agua a 47 mm Hg. ¿Por qué estas presiones se llaman presiones parciales?

11.68 Supón que una mezcla contiene gases helio y oxígeno. Si la presión parcial del helio es la misma que la presión parcial del oxígeno, ¿qué sabes acerca del número de átomos de helio en comparación con el número de moléculas de oxígeno? Explica.

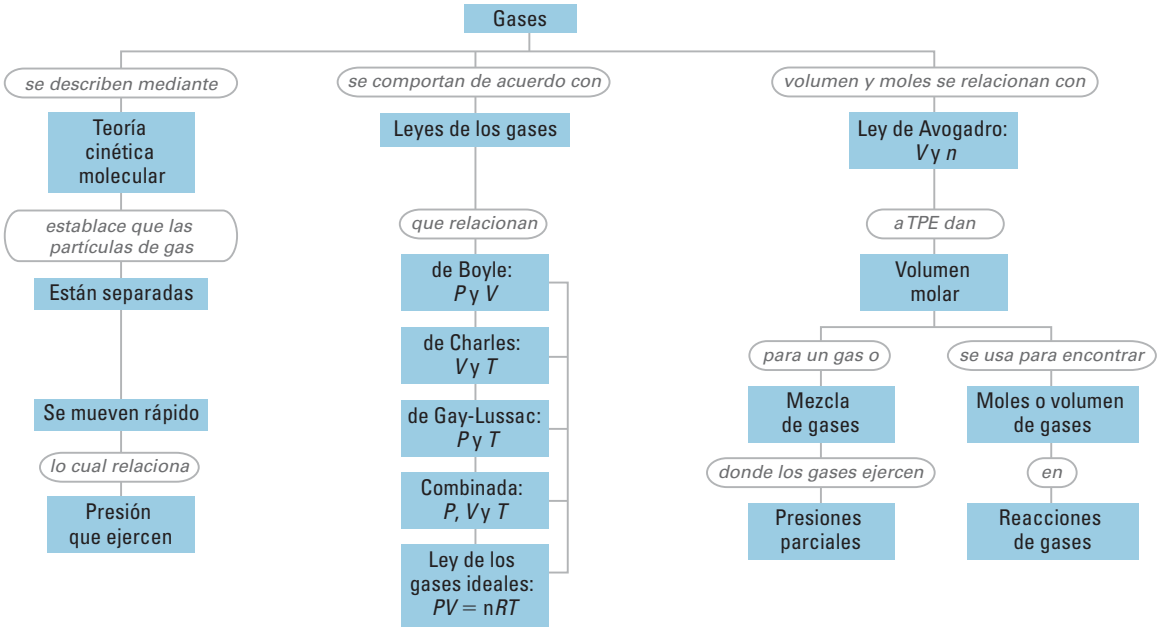
11.69 En una mezcla de gas, las presiones parciales son: nitrógeno 425 torr, oxígeno 115 torr y helio 225 torr. ¿Cuál es la presión total (torr) que ejerce la mezcla de gases?

11.70 En una mezcla de gases, las presiones parciales son: argón 415 mm Hg, neón 75 mm Hg y nitrógeno 125 mm Hg. ¿Cuál es la presión total (atm) que ejerce la mezcla de gases?

11.71 Una mezcla de gases que contiene oxígeno, nitrógeno y helio ejerce una presión total de 925 torr. Si las presiones parciales son oxígeno 425 torr y helio 75 torr, ¿cuál es la presión parcial (torr) del nitrógeno en la mezcla?

11.72 Una mezcla de gases que contiene oxígeno, nitrógeno y neón ejerce una presión total de 1.20 atm. Si el helio que se agrega a la mezcla aumenta la presión a 1.50 atm, ¿cuál es la presión parcial (atm) del helio?

Mapa conceptual — Gases



Repaso del capítulo

11.1 Propiedades de los gases

En un gas las partículas están separadas y se mueven muy rápido. Un gas se describe mediante las propiedades físicas de presión (P), volumen (V), temperatura (T) y cantidad de moles (n).

11.2 Presión de gas

Un gas ejerce presión, y es la fuerza de las partículas del gas que golpean la superficie de un contenedor. La presión de gas se mide en unidades de torr, mm Hg, atm y pascal.

11.3 Presión y volumen (ley de Boyle)

El volumen (V) de un gas cambia inversamente con la presión (P) del gas si no hay cambio ni en la cantidad ni en la temperatura: $P_1V_1 = P_2V_2$. Esto significa que la presión aumenta si el volumen disminuye; la presión disminuye si el volumen aumenta.

11.4 Temperatura y volumen (ley de Charles)

El volumen (V) de un gas se relaciona directamente con su temperatura Kelvin (T) cuando no hay cambio ni en la cantidad ni en la presión del gas:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Por tanto, si la temperatura aumenta, el volumen del gas aumenta; si la temperatura disminuye, el volumen disminuye.

11.5 Temperatura y presión (ley de Gay-Lussac)

La presión (P) de un gas se relaciona directamente con su temperatura Kelvin (T).

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Esto significa que un aumento en temperatura (T) aumenta la presión de un gas, o una disminución en temperatura disminuye la presión, en tanto la cantidad y el volumen permanezcan constantes. La presión de vapor es la presión del gas que se forma cuando un líquido se evapora. En el punto de ebullición de un líquido, la presión de vapor es igual a la presión externa.

11.6 La ley de los gases combinada

Las leyes de los gases se combinan en una relación de presión (P), volumen (V) y temperatura (T).

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Esta expresión se usa para determinar el efecto de los cambios en dos de las variables sobre la tercera.

11.7 Volumen y moles (ley de Avogadro)

El volumen (V) de un gas se relaciona directamente con el número de moles (n) del gas cuando la presión y la temperatura del gas no cambian.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Si los moles de gas aumentan, el volumen debe aumentar, o si los moles del gas disminuyen, el volumen disminuye. A temperatura (273 K) y presión (1 atm) estándar, abreviados TPE, 1 mol de cualquier gas tiene un volumen de 22.4 L. La densidad de un gas a TPE es la razón de la masa molar al volumen molar.

11.8 La ley de los gases ideales

La ley de los gases ideales proporciona la relación de todas las cantidades P, V, n y T que describe y mide un gas. $PV = nRT$. Cualquiera de las cuatro variables se puede calcular si se conocen las otras tres. La masa molar de un gas se calcula usando volumen molar a TPE o la ley de los gases ideales.

11.9 Leyes de los gases y reacciones químicas

La ley de los gases ideales se usa para convertir las variables (P, V y T) de gases a moles en una reacción química. Los moles de gases se usan para determinar el número de moles de otras sustancias en la reacción. La presión y el volumen de otros gases en la reacción se calculan mediante la ley de los gases ideales.

11.10 Presiones parciales (ley de Dalton)

En una mezcla de dos o más gases, la presión total es la suma de las presiones parciales de los gases individuales.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots$$

La presión parcial de un gas en una mezcla es la presión que ejercería si fuese el único gas en el contenedor. Para los gases recolectados sobre agua, la presión de vapor del agua se resta de la presión total de la mezcla de gases para obtener la presión parcial del gas seco.

Términos clave

aatmósfera (atm) Unidad igual a la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de alto.

constante universal de los gases *R* Valor numérico que relaciona las cantidades P, V, n y T en la ley de los gases ideales, $PV = nRT$.

ley de Avogadro Ley de los gases que determina que el volumen de un gas se relaciona directamente con el número de moles del gas en la muestra cuando la presión y la temperatura no cambian.

ley de Boyle Ley de los gases que establece que la presión de un gas se relaciona inversamente con el volumen cuando la temperatura y los moles del gas no cambian; esto es: si el volumen disminuye, la presión aumenta.

ley de Charles Ley de los gases que establece que el volumen de un gas cambia directamente con el cambio en temperatura Kelvin cuando la presión y los moles del gas no cambian.

ley de Dalton Ley de los gases que determina que la presión total que ejerce una mezcla de gases en un contenedor es la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería solo.

ley de Gay-Lussac Ley de los gases que establece que la presión de un gas cambia directamente con un cambio en temperatura cuando el número de moles de un gas y su volumen se mantienen constantes.

ley de los gases combinada Relación que combina varias leyes de los gases relacionando presión, volumen y temperatura.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

ley de los gases ideales Ley que combina las cuatro propiedades medidas de un gas en la ecuación $PV = nRT$.

presión Fuerza que ejercen las partículas del gas que golpean las paredes de un contenedor.

presión atmosférica Presión que ejerce la atmósfera.

presión de vapor Presión que ejercen las partículas de vapor sobre un líquido.

presión parcial Presión que ejerce un solo gas en una mezcla de gases.

relación directa Relación en la que dos propiedades aumentan o disminuyen juntas.

relación inversa Relación en la que dos propiedades cambian en direcciones opuestas.

teoría cinética molecular de los gases Modelo que se usa para explicar el comportamiento de los gases.

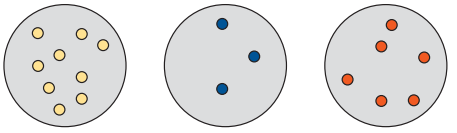
torr Unidad de presión igual a 1 mm Hg; 760 torr = 1 atm.

TPE Condiciones estándar de 0°C (273 K) de temperatura y 1 atm de presión que se usan para la comparación de gases.

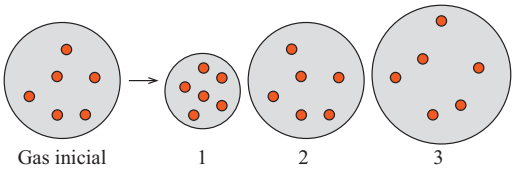
volumen molar Volumen de 22.4 L que ocupa 1 mol de gas en condiciones TPE de 0°C (273 K) y 1 atm.

Comprensión de conceptos

11.73 A 100°C, ¿cuál de los siguientes gases ejerce
a) la presión más baja?
b) la presión más alta?

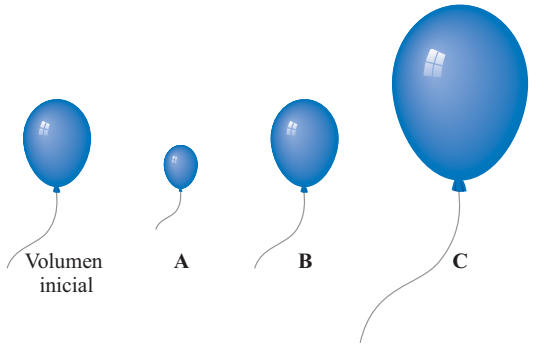


11.74 Indica cuál diagrama representa el volumen de la muestra de gas en un contenedor flexible cuando tiene lugar cada uno de los siguientes cambios:



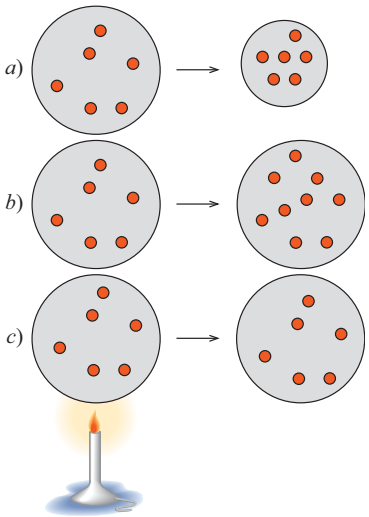
a) la temperatura aumenta a presión constante
b) la temperatura disminuye a presión constante
c) la presión disminuye a temperatura constante
d) se duplica la presión y se duplica la temperatura Kelvin

11.75 Un globo se llena con gas helio a una presión de 1.00 atm y gas neón a una presión de 0.50 atm. Para cada uno de los siguientes cambios del globo inicial, selecciona el diagrama (A, B o C) que muestre el volumen final (nuevo) del globo:



a) el globo se pone en una unidad de almacenamiento fría (P y n constantes)
b) el globo flota a una mayor altura, donde la presión es menor (n, T constantes)
c) todo el gas helio se retira (T y P constantes)
d) la temperatura Kelvin se duplica y 1/2 de los átomos del gas escapan (P constante)
e) 2.0 moles de gas O_2 se agregan a T y P constantes

11.76 Indica si la presión aumenta, disminuye o permanece igual en cada uno de los siguientes casos:



11.77 Tu nave espacial ancló en una estación espacial sobre Marte. La temperatura dentro de la estación se controla cuidadosamente a 24°C a una presión de 745 mm Hg. Un globo con un volumen de 425 mL flota en la esclusa de aire donde la temperatura es de −95°C y la presión es de 0.115 atm. ¿Cuál es el nuevo volumen del globo? Supón que el globo es muy elástico.

11.78 En un restaurante, un cliente se atraganta con un trozo de comida. Pones tus brazos alrededor de su cintura y usas tus puños para empujar sobre su abdomen, una acción llamada maniobra Heimlich.

a) ¿cómo esta acción cambiaría el volumen del pecho y los pulmones?

b) ¿por qué hace que la persona expulse la comida de las vías aéreas?

Preguntas y problemas adicionales

11.79 Una muestra de gas tiene un volumen de 4250 mL a 15°C y 745 mm Hg. ¿Cuál es la nueva temperatura (°C) después de que la muestra se transfiere a un nuevo contenedor con un volumen de 2.50 L y una presión de 1.20 atm?

11.80 Un globo meteorológico tiene un volumen de 750 L cuando se llena con helio a 8°C a una presión de 380 torr. ¿Cuál es el nuevo volumen del globo, donde la presión es de 0.20 atm y la temperatura de −45°C?

11.81 ¿Cuántas moléculas de CO_2 hay en 35.0 L de $CO_2(g)$ a 1.2 atm y 5°C?

11.82 Un cilindro de acero con un volumen de 15.0 L está lleno con 50.0 g de gas nitrógeno a 25°C. ¿Cuál es la presión del gas N_2 en el cilindro?

11.83 Un contenedor de 2.00 L se llena con gas metano, CH_4, a una presión de 2500 mm Hg y una temperatura de 18°C. ¿Cuántos gramos de metano hay en el contenedor?

11.84 Un contenedor se llena con 4.0×10^{22} moléculas de O_2 a 5°C y 845 mm Hg. ¿Cuál es el volumen en mL del contenedor?

11.85 Una muestra de 1.00 g de hielo seco (CO_2) se coloca en un contenedor que tiene un volumen de 4.60 L y una temperatura de 24.0°C. Calcula la presión en mm Hg dentro del contenedor después de que todo el hielo seco cambia a gas.

$$CO_2(s) \longrightarrow CO_2(g)$$

11.86 Se prepara nitrógeno (N_2) y se recolecta una muestra de 250 mL sobre agua a 30°C y una presión total de 745 mm Hg.

a) con la presión de vapor del agua en la tabla 11.4, ¿cuál es la presión parcial del nitrógeno?

b) ¿cuál es la masa del nitrógeno recolectado?

11.87 ¿Cuál es la densidad (g/L) del gas oxígeno a TPE?

11.88 ¿Cuál es la masa molar de un gas si 1.15 g del gas tienen un volumen de 225 mL a TPE?

11.89 Una muestra de gas con una masa de 1.62 g ocupa un volumen de 941 mL a una presión de 748 torr y una temperatura de 20.0°C. ¿Cuál es la masa molar del gas?

11.90 A TPE, 762 mL de un gas tiene una masa de 1.02 g. Si el gas tiene una fórmula empírica de CH_3, ¿cuál es la fórmula molecular del compuesto?

11.91 ¿Cuántos litros de gas H_2 se producen a TPE a partir de 25.0 g de Zn?

$$Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

11.92 El gas hidrógeno se produce en el laboratorio gracias a la reacción de magnesio metálico con ácido clorhídrico.

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

¿Cuál es el volumen, en litros, del gas H_2 producido a 24°C y 835 mm Hg, a partir de la reacción de 12.0 g de Mg?

11.93 El dióxido de nitrógeno reacciona con agua para producir oxígeno y amoniaco.

$$4NO_2(g) + 6H_2O(g) \longrightarrow 7O_2(g) + 4NH_3(g)$$

a) ¿cuántos litros de O_2 a TPE se producen cuando reaccionan 2.5×10^{23} moléculas de NO_2?

b) una muestra de 5.00 L de $H_2O(g)$ reacciona a una temperatura de 375°C y una presión de 725 mm Hg. ¿Cuántos gramos de NH_3 se producen?

11.94 Una muestra de un gas desconocido con una masa de 3.24 g ocupa un volumen de 1.88 L a una presión de 748 mm Hg y una temperatura de 20.0°C.
a) ¿cuál es la masa molar del gas?
b) si el gas desconocido se compone de 2.78 g de carbono y el resto es hidrógeno, ¿cuál es su fórmula molecular?

11.95 Un compuesto gaseoso tiene una fórmula empírica CH_2. Cuando el gas está a 23°C y 752 mm Hg, un volumen de 782 mL del gas tiene una masa de 2.23 g. ¿Cuál es la masa molar y la fórmula molecular del gas?

11.96 En la formación de esmog, los gases nitrógeno y oxígeno reaccionan para formar dióxido de nitrógeno. ¿Cuántos gramos de NO_2 se producirán cuando reaccionen completamente 2.0 L de nitrógeno a 840 mm Hg y 24°C?

$$N_2(g) + 2O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

11.97 Un buzo usa una mezcla de gases con una presión total de 2400 torr. Si la mezcla contiene 2.0 moles de helio y 6.0 moles de oxígeno, ¿cuál es la presión parcial de cada gas en la muestra?

11.98 ¿Cuál es la presión total en mm Hg de una mezcla de gases que contiene gas argón a 0.25 atm, gas helio a 350 mm Hg y gas nitrógeno a 360 torr?

11.99 Una mezcla de gases contiene oxígeno y argón a presiones parciales de 0.60 atm y 425 mm Hg. Si se agrega gas nitrógeno a la muestra y aumenta la presión total a 1250 torr, ¿cuál es la presión parcial, en torr, del nitrógeno agregado?

11.100 Una mezcla de gases contiene helio y oxígeno a presiones parciales de 255 torr y 0.450 atm. ¿Cuál es la presión total, en mm Hg, de la mezcla después de que se coloca en un contenedor con la mitad del volumen del contenedor original?

11.101 Aluminio sólido reacciona con H_2SO_4 acuoso para formar gas H_2 y sulfato de aluminio. Cuando se permite reaccionar a una muestra de Al, 415 mL de gas se recolectan sobre agua a 23°C, a una presión de 755 mm Hg. A 23°C, la presión de vapor del agua es de 21 mm Hg.

$$2Al(s) + 3H_2SO_4(ac) \longrightarrow 3H_2(g) + 2Al_2(SO_4)_3(ac)$$

a) ¿cuál es la presión del gas H_2 seco?
b) ¿cuántos moles de H_2 se produjeron?
c) ¿cuántos gramos de Al reaccionaron?

11.102 Cuando se calienta, el $KClO_3$ sólido forma KCl sólido y gas O_2. Una muestra de $KClO_3$ se calienta y 226 mL de gas, con una presión de 744 mm Hg, se recolectan sobre agua a 26°C. A 26°C, la presión de vapor del agua es 25 mm Hg.

$$2KClO_3(s) \longrightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$$

a) ¿cuál es la presión del gas O_2 seco?
b) ¿cuántos moles de O_2 se produjeron?
c) ¿cuántos gramos de $KClO_3$ reaccionaron?

Preguntas de desafío

11.103 Dos matraces de igual volumen y a la misma temperatura contienen diferentes gases. Uno contiene 10.0 g de Ne y el otro 10.0 g de He. ¿Cuál de los siguientes enunciados son correctos? Si ninguno lo es, explica.
a) ambos matraces contienen el mismo número de átomos.
b) las presiones en los matraces son iguales
c) el matraz que contiene helio tiene una presión mayor que el matraz que contiene neón
d) las densidades de los gases son iguales

11.104 Una muestra de 92.0 g de un líquido se coloca en un matraz de 25.0 L. A 140°C el líquido se evapora por completo para dar una presión de 0.900 atm.
a) ¿cuál es la masa molar del gas?
b) si el matraz soporta presiones de hasta 1.30 atm, calcula la temperatura máxima a la que se puede calentar el gas sin que se rompa el matraz

11.105 Una muestra de un compuesto de carbono e hidrógeno contiene 9.60 g de carbono y 2.42 g de hidrógeno. A TPE, 762 mL del gas tienen una masa de 1.02 g. ¿Cuál es la fórmula molecular para el compuesto?

11.106 Cuando los sensores en un automóvil detectan una colisión, causan la reacción de azida de sodio, NaN_3, que genera gas nitrógeno para llenar las bolsas de aire en 0.03 segundos.

$$2NaN_3(s) \longrightarrow 2Na(s) + 3N_2(g)$$

¿Cuántos litros de N_2 se producen a TPE si la bolsa de aire contiene 132 g de NaN_3?

11.107 La glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se metaboliza en los sistemas vivos de acuerdo con la reacción

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$$

¿Cuántos gramos de agua se producen a partir de la reacción de 18.0 g de glucosa y 7.50 L de O_2 a 1.00 atm y 37°C?

11.108 2.00 L de N_2, a 25°C y 1.08 atm se mezclan con 4.00 L de O_2, a 25°C y 0.118 atm, y se permite que la mezcla reaccione. ¿Cuánto NO, en gramos, se produce?

$$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$$

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

11.1 La masa en gramos da la cantidad de gas.

11.2 0.862 atm

11.3 245 torr

11.4 50.0 mL

11.5 569 mL

11.6 16°C

11.7 241 mm Hg

11.8 7.50 L

11.9 28.5 L He

11.10 0.0900 g/L

11.11 0.327 mol Cl_2

11.12 1.04 L CO

11.13 72.9 g/mol

11.14 104 g/mol

11.15 5.41 L H_2

11.16 18.1 L H_2

11.17 1.24 atm

11.18 752 torr

11.19 0.594 g O_2

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

11.1 *a*) a una mayor temperatura, las partículas de gas tienen mayor energía cinética, lo que las hace moverse más rápido
b) puesto que hay mayor distancia entre las partículas de un gas, se pueden juntar más y todavía permanecer como gas
c) las partículas de gas están muy separadas, lo que significa que la masa de un gas en cierto volumen es muy pequeña, lo que resulta en una baja densidad

11.3 *a*) temperatura *b*) volumen
c) cantidad *d*) presión

11.5 atmósferas (atm), mm Hg, torr, lb/in^2, pascales, kilopascales, in Hg

11.7 *a*) 1520 torr *b*) 29.4 lb/in.^{2}
c) 1520 mm Hg *d*) 203 KPa

11.9 Conforme un buzo asciende a la superficie, la presión externa disminuye. Si el aire en los pulmones no se exhala, su volumen se expandiría y dañaría severamente los pulmones. La presión en los pulmones debe ajustarse a los cambios en la presión externa.

11.11 Con la finalidad de exhalar (expiración), la presión en los pulmones debe aumentar, lo que se hace cuando el volumen de los pulmones disminuye conforme el diafragma se relaja.

11.13 *a*) La presión es mayor en el cilindro A. De acuerdo con la ley de Boyle, una disminución en volumen junta más las partículas del gas, lo que provocará un aumento en la presión
b)

Propiedad	Condiciones 1	Condiciones 2	Conocido	Predicción
Presión (P)	650 mm Hg	1.2 atm	P aumenta	
Volumen (V)	220 mL	160 mL		V disminuye

11.15 *a*) la presión se duplica
b) la presión cae a un tercio de la presión inicial
c) la presión aumenta a diez veces la presión original

11.17 *a*) 328 mm Hg *b*) 2620 mm Hg
c) 4370 mm Hg *d*) 54 600 mm Hg

11.19 1700 mm Hg

11.21 *a*) 25 L *b*) 25 L
c) 100 L *d*) 45 L

11.23 *a*) C *b*) A
c) B

11.25 Cuando un gas se calienta a presión constante, su volumen aumenta para llenar el globo aerostático.

11.27 *a*) 2400 mL *b*) 4900 mL
c) 1800 mL *d*) 1700 mL

11.29 Un aumento en temperatura aumenta la presión dentro de la lata. Cuando la presión supera el límite de presión de la lata, explota.

11.31 *a*) 770 torr *b*) 1.51 atm

11.33 *a*) punto de ebullición *b*) presión de vapor
c) presión atmosférica *d*) punto de ebullición

11.35 *a*) En la cima de una montaña, el agua hierve por abajo de 100°C porque la presión atmosférica (externa) es menor que 1 atm
b) Puesto que la presión dentro de una olla de presión es mayor que 1 atm, el agua hierve arriba de 100°C. A una temperatura mayor, los alimentos se cocinan más rápido

11.37 $\dfrac{P_1V_1}{T_1} = \dfrac{P_2V_2}{T_2}$

Para hacer esta ley, se combinan las leyes de Boyle, de Charles y de Gay-Lussac.

11.39 *a*) 4.26 atm *b*) 3.07 atm
c) 0.606 atm

11.41 110 mL

11.43 El volumen aumenta porque la cantidad de partículas de gas aumenta.

11.45 *a*) 4.00 L *b*) 14.6 L *c*) 26.7 L

11.47 *a*) 2.00 mol O_2 *b*) 0.179 mol CO_2 *c*) 4.48 L *d*) 55 500 mL

11.49 *a*) 1.70 g/L *b*) 0.716 g/L *c*) 0.901 g/L *d*) 2.86 g/L

11.51 4.93 atm

11.53 29.4 g O_2

11.55 566 K (293°C)

11.57 *a*) 42 g/mol *b*) 28.7 g/mol *c*) 39.8 g/mol *d*) 33 g/mol

11.59 *a*) 7.60 L H_2 *b*) 4.92 g Mg

11.61 178 L O_2

11.63 3.4 L O_2

11.65 *a*) 743 mm Hg *b*) 0.0103 mol O_2

11.67 En una mezcla de gases, la presión que cada gas ejerce como parte de la presión total se llama presión parcial. Puesto que la muestra de aire es una mezcla de gases, la presión total es la suma de las presiones parciales de cada gas en la muestra.

11.69 765 torr

11.71 425 torr

11.73 *a*) 2 Menor número de partículas de gas ejerce la presión más baja
b) 1 El mayor número de partículas de gas ejerce la presión más alta

11.75 *a*) A: El volumen disminuye cuando la temperatura disminuye
b) C: El volumen aumenta cuando la presión disminuye
c) A: El volumen disminuye cuando los moles de gas disminuyen
d) B: Duplicar la temperatura duplica el volumen, pero perder la mitad de las partículas de gas reduce el volumen a la mitad. Los dos efectos se cancelan y no ocurre cambio en el volumen
e) C: Aumentar los moles aumenta el volumen para mantener constantes T y P

11.77 2170 mL

11.79 207 K (−66°C)

11.81 1.1×10^{24} moléculas CO_2

11.83 4.4 g

11.85 91.5 mm Hg

11.87 1.43 g/L

11.89 42.1 g/mol

11.91 8.57 L H_2

11.93 *a*) 16 L O_2 *b*) 1.02 g NH_3

11.95 70.1 g/mol; C_5H_{10}

11.97 He 600 torr, O_2 1800 torr

11.99 370 torr

11.101 *a*) 734 mm Hg
b) 0.0165 mol H_2
c) 0.297 g Al

11.103 *a*) falso. El matraz que contiene helio tiene más moles de helio y por tanto más átomos de helio
b) falso. Hay diferente número de moles en los matraces, lo que significa que las presiones son diferentes
c) verdadero. Hay más moles de helio, lo que hace que la presión del helio sea mayor que la del neón
d) falso. La densidad es masa molar dividido entre volumen molar. Puesto que las masas molares son diferentes, sus densidades son diferentes

11.105
$$0.762\,\cancel{L} \times \frac{1\text{ mol}}{22.4\,\cancel{L}} = 0.0340\text{ mol}$$

$$\frac{1.02\text{ g}}{0.0340\text{ mol}} = 30.0\text{ g/mol}$$

$$9.60\,\cancel{g\,C} \times \frac{1\text{ mol C}}{12.01\,\cancel{g\,C}} = 0.799\text{ mol C}/0.799 = 1.00\text{ mol C}$$

$$2.42\,\cancel{g\,H} \times \frac{1\text{ mol H}}{1.008\,\cancel{g\,H}} = 2.40\text{ mol H}/0.799 = 3.00\text{ mol H}$$

Fórmula empírica = CH_3
Masa empírica = 12.01 + 3(1.008) = 15.03 g/EF

$$\frac{30.0\text{ g/mol}}{15.03\text{ g/EF}} = 2 \qquad (CH_3)_2 = C_2H_6$$

11.107
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00\,\cancel{atm})(7.50\,\cancel{L})}{(0.0821\,\cancel{L\cdot atm})(310\,\cancel{K})} \quad \text{mol}\cdot\cancel{K}$$

$$= 0.295\,\cancel{\text{mol }O_2} \times \frac{6\text{ mol }H_2O}{6\,\cancel{\text{mol }O_2}} = 0.295\text{ mol }H_2O$$

$$18.0\text{ g }\cancel{C_6H_{12}O_6} \times \frac{1\text{ mol }C_6H_{12}O_6}{180.2\text{ g }\cancel{C_6H_{12}O_6}} =$$

$$= 0.100\,\cancel{\text{mol }C_6H_{12}O_6} \times \frac{6\text{ mol }H_2O}{1\,\cancel{\text{mol }C_6H_{12}O_6}} = 0.600\text{ mol }H_2O$$

0.295 moles de H_2O es el menor número de moles de producto. Por tanto, O_2 es el reactivo limitante.

$$0.2954\,\cancel{\text{mol }H_2O} \times \frac{18.02\text{ g }H_2O}{1\,\cancel{\text{mol }H_2O}} = 5.31\text{ g }H_2O$$

12

Soluciones



"La química es muy importante cuando cuidas pacientes en el hospital", dice Denise Gee, doctora, Centro Médico de Boston. "Las pruebas de sangre pueden decirnos la cantidad de los cationes y aniones en el cuerpo. Estos incluyen sodio, potasio, cloro y bicarbonato, entre otros. A veces un valor anormal ayuda a diagnosticar una enfermedad o indica que un paciente si está iniciando un proceso de enfermedad. En el escenario de atención a la salud, la química es esencial para monitorear la salud global del paciente."

Los médicos internistas, familiares o pediatras participan directamente en el cuidado de las personas. Los médicos investigadores desarrollan nuevas terapias contra el cáncer, trastornos genéticos y enfermedades infecciosas. Otros médicos enseñan a los estudiantes de medicina o trabajan para compañías farmacéuticas o aseguradoras.

AVANCES

12.1 Soluciones
12.2 Electrolitos y no electrolitos
12.3 Solubilidad
12.4 Concentración porcentual
12.5 Molaridad y diluciones
12.6 Soluciones en reacciones químicas

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Las soluciones están en todo nuestro entorno. La mayoría de los gases, líquidos y sólidos que vemos son mezclas de al menos una sustancia disuelta en otra. El aire que respiramos es una solución de gases oxígeno y nitrógeno. El gas dióxido de carbono disuelto en agua produce las bebidas carbonatadas. Cuando hacemos soluciones de café o té, usamos agua caliente para disolver las sustancias de los granos de café o las hojas de té.

Puesto que los componentes individuales en cualquier mezcla no están unidos unos con otros, la composición de dichos componentes puede variar. Además, algunas de las propiedades físicas de los componentes individuales todavía son perceptibles. Por ejemplo, en el agua de mar, el sabor salado nos indica la presencia del cloruro de sodio disuelto. El sabor que asociamos con el café se debe a los componentes disueltos. Hay diferentes tipos de solución. En una solución homogénea, los componentes no se pueden distinguir unos de otros. El almíbar es una solución homogénea de azúcar y agua; el azúcar no se distingue del agua. Sin embargo, en un acuario —una mezcla heterogénea— todos los componentes son observables, incluida el arena en el fondo, los peces, las plantas y el agua.

12.1 Soluciones

Meta de aprendizaje

Definir soluto y solvente; describir la formación de una solución.

Una **solución** es una mezcla en la que una sustancia llamada **soluto** se dispersa uniformemente en otra sustancia llamada **solvente**. Puesto que el soluto y el solvente no reaccionan uno con otro, se pueden mezclar en proporciones variables. Un poco de sal disuelta en agua sabe ligeramente salada. Cuando se agrega más sal, el agua sabe más salada. El soluto (en este caso sal) es la sustancia presente en la cantidad más pequeña, mientras que el solvente (en este caso agua) está presente en mayor cantidad. En una solución, las partículas del soluto se dispersan de modo uniforme entre las moléculas del solvente (figura 12.1).

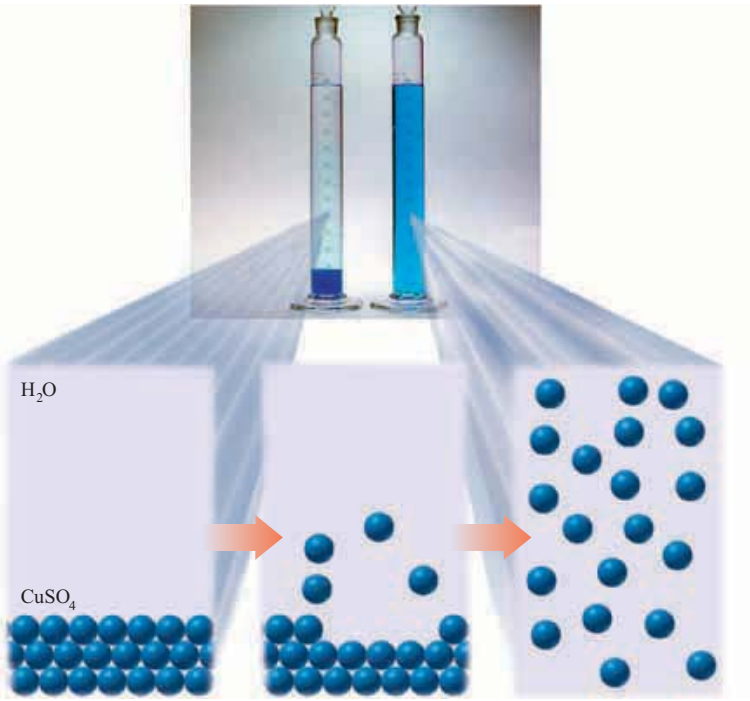
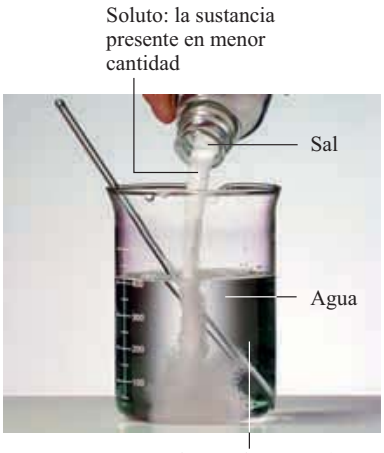


Figura 12.1 Una solución de sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) se forma cuando las partículas de soluto se disuelven, se separan de los cristales y se dispersan de manera uniforme entre las moléculas del solvente (agua).

P *¿Qué indica el color azul uniforme acerca de la solución de $CuSO_4$?*



el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Puente de hidrógeno

Tipos de soluto y solventes

Los solutos y solventes pueden ser sólidos, líquidos o gases. La solución que forman tiene el mismo estado físico que el solvente. Cuando el azúcar se disuelve en un vaso con agua, se forma una solución azucarada líquida. El azúcar es el soluto y el agua el solvente. El agua carbonatada y los refrescos se preparan al disolver gas CO_2 en agua. El gas CO_2 es el soluto y el agua el solvente. La tabla 12.1 menciona algunos solutos y solventes y sus soluciones.

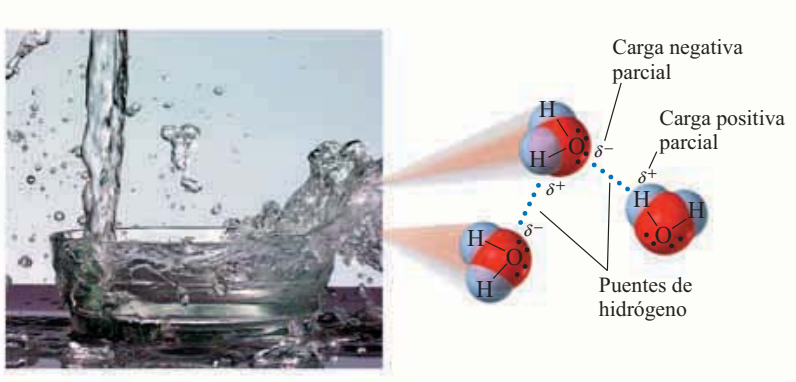
Agua como solvente

El agua es una de las sustancias más comunes en la naturaleza. En la molécula de H_2O, un átomo de oxígeno comparte electrones con dos átomos de hidrógeno. Puesto que el oxígeno es mucho más electronegativo que el hidrógeno, los enlaces O—H son polares. En cada enlace polar, el átomo de oxígeno tiene una carga negativa parcial (δ^-) y el átomo de hidrógeno tiene una carga positiva parcial δ^+. Puesto que la molécula de agua tiene una forma angular, el agua es una *sustancia polar*.

Los *puentes de hidrógeno* ocurren entre moléculas donde un hidrógeno parcialmente positivo se une a los átomos fuertemente electronegativos O, N o F. En el agua, los puentes de hidrógeno se forman mediante la atracción entre el átomo de oxígeno de una molécula de agua y un átomo de hidrógeno en otra molécula de agua. En el diagrama, los puentes de hidrógeno se muestran como puntos entre las moléculas de agua. Aunque los puentes de hidrógeno son mucho más débiles que los enlaces covalentes o los iónicos, hay muchos de ellos uniendo moléculas de agua. Como resultado, el puente de hidrógeno juega un papel importante en las propiedades del agua y los compuestos biológicos como las proteínas y el ADN.

Tabla 12.1 Algunos ejemplos de soluciones

Tipo	Ejemplo	Soluto	Solvente
Soluciones gaseosas			
Gas en un gas	Aire	Oxígeno (gas)	Nitrógeno (gas)
Soluciones líquidas			
Gas en un líquido	Agua carbonatada	Dióxido de carbono (gas)	Agua (líquido)
	Amoniaco casero	Amoniaco (gas)	Agua (líquido)
Líquido en un líquido	Vinagre	Ácido acético (líquido)	Agua (líquido)
Sólido en un líquido	Agua de mar	Cloruro de sodio (sólido)	Agua (líquido)
	Tintura de yodo	Yodo (sólido)	Alcohol (líquido)
Soluciones sólidas			
Líquido en un sólido	Amalgama dental	Mercurio (líquido)	Plata (sólido)
Sólido en un sólido	Bronce	Zinc (sólido)	Cobre (sólido)
	Acero	Carbono (sólido)	Hierro (sólido)



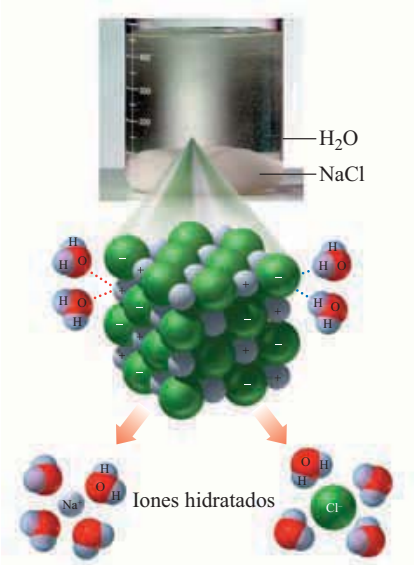


Figura 12.2 Los iones en la superficie de un cristal de NaCl se disuelven en agua conforme son atraídos a las moléculas polares de agua que empujan los iones en solución y los rodean.

P *¿Qué ayuda a mantener a los iones Na^+ y Cl^- en solución?*

Formación de soluciones

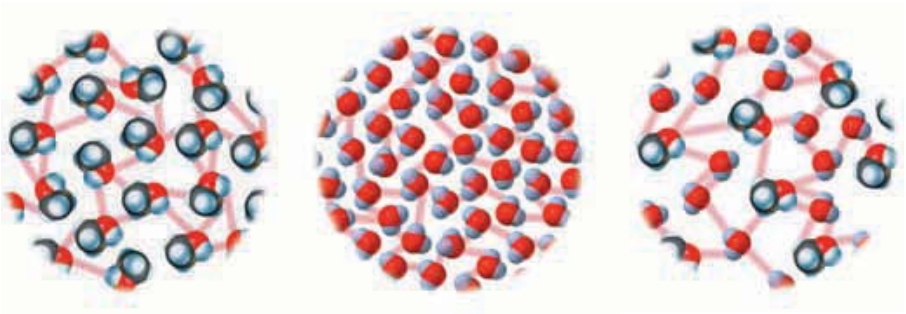
Un compuesto iónico como el cloruro de sodio, NaCl, se mantiene unido mediante enlaces iónicos entre iones Na^+ positivos y iones Cl^- negativos. Se disuelve en agua porque esta es un solvente polar. Cuando los cristales de NaCl se colocan en agua, el proceso de disolución comienza cuando los iones en la superficie del cristal entran en contacto con las moléculas de agua (figura 12.2). El átomo de oxígeno cargado negativamente en un extremo de una molécula de agua atrae los iones Na^+ positivos. Los átomos de hidrógeno cargados positivamente en el otro extremo de una molécula de agua atraen a los iones Cl^- negativos. Las fuerzas atractivas de muchas moléculas de agua proporcionan la energía para romper los enlaces iónicos entre los iones Na^+ y Cl^- en el cristal de NaCl. Conforme las moléculas de agua empujan los iones en solución, una nueva superficie del cristal de NaCl se expone al solvente. Durante un proceso llamado **hidratación**, los iones Na^+ y Cl^- disueltos son rodeados por moléculas de agua, lo que disminuye su atracción hacia otros iones y ayuda a mantenerlos en solución. Más adelante, en este capítulo (sección 12.3), veremos los compuestos iónicos que tienen atracciones tan fuertes entre los iones que no se disuelven en agua.

Lo semejante disuelve a lo semejante

Los gases forman fácilmente soluciones porque sus partículas se mueven tan rápidamente que están separados y las atracciones a otras partículas de gas no son importantes. Cuando los sólidos o líquidos forman soluciones, debe haber una atracción entre las partículas del soluto y las del solvente. Entonces se mezclarán las partículas del soluto y el solvente. Si no hay atracción entre un soluto y un solvente, sus partículas no se mezclan y no se forma solución.

Una sal como el NaCl formará una solución con agua porque los iones Na^+ y Cl^- se atraen hacia las partes positiva y negativa de las moléculas individuales de agua. Tú puedes disolver metanol, CH_3OH, en agua porque las moléculas tienen un grupo polar —OH que atrae moléculas de agua (figura 12.3).

Sin embargo, las moléculas no polares como el yodo (I_2), el aceite o la grasa no se disuelven bien en agua porque el agua es polar. Los solutos no polares requieren solventes no polares para formar una solución. La expresión "Lo semejante disuelve a lo semejante" es una forma de decir que las polaridades de un soluto y un solvente deben ser similares con la finalidad de formar una solución. La figura 12.4 ilustra la formación de algunas soluciones polares y no polares.



Soluto metanol (CH_3OH) Solvente agua Solución metanol–agua con puente de H

Figura 12.3 El metanol polar, CH_3OH, forma puentes hidrógeno con el H_2O polar para formar una solución metanol-agua.

P *¿Por qué la solución metanol-agua es un ejemplo de "los iguales se disuelven"?*



a) **b)** **c)**

Figura 12.4 Los iguales se disuelven. ***a)*** El tubo de ensayo contienen una capa superior de agua (polar) y una capa inferior de CH_2Cl_2 (no polar). ***b)*** El soluto no polar I_2 se disuelve en la capa no polar. ***c)*** El soluto iónico $Ni(NO_3)_2$ se disuelve en el agua.

P *¿Cuál capa disolvería moléculas polares de azúcar?*

Problema de muestra 12.1 **Solutos polares y no polares**

Indica si cada una de las siguientes sustancias se disolverá en agua. Explica.

a) KCl

b) octano, C_8H_{18}, un compuesto de la gasolina

c) etanol, C_2H_5OH, una sustancia en el enjuague bucal

Solución

a) sí. KCl es un compuesto iónico

b) no. C_8H_{18} es una sustancia no polar

c) sí. C_2H_5OH es una sustancia polar

Comprobación de estudio

¿El Br_2, una sustancia no polar, se disolverá en hexano, un solvente no polar?

Preguntas y problemas Soluciones

12.1 Identifica el soluto y el solvente en cada solución compuesta de lo siguiente:

a) 10.0 g NaCl y 100.0 g H_2O

b) 50.0 mL etanol, $C_2H_5OH(l)$, y 10.0 mL H_2O

c) 0.20 L O_2 y 0.80 L N_2

12.2 Identifica el soluto y el solvente en cada solución compuesta de lo siguiente:

a) 50.0 g de plata y 4.0 g de mercurio

b) 100.0 mL de agua y 5.0 g de azúcar

c) 1.0 g de I_2 y 50.0 mL de alcohol

12.3 El agua es un solvente polar; el CCl_4 es un solvente no polar. ¿En cuál es más probable que sea soluble cada una de las siguientes sustancias?

a) $NaNO_3$, iónico *b*) I_2, no polar

c) azúcar, polar *d*) gasolina, no polar

12.4 El agua es un solvente polar; el hexano es un solvente no polar. ¿En cuál es más probable que sea soluble cada una de las siguientes sustancias?

a) aceite vegetal, no polar

b) benceno, no polar

c) $LiNO_3$, iónico

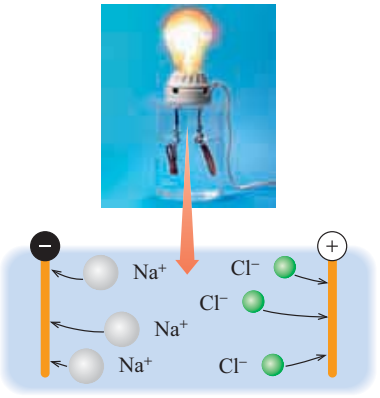
d) Na_2SO_4, iónico

12.5 Describe la formación de una solución KI acuosa.

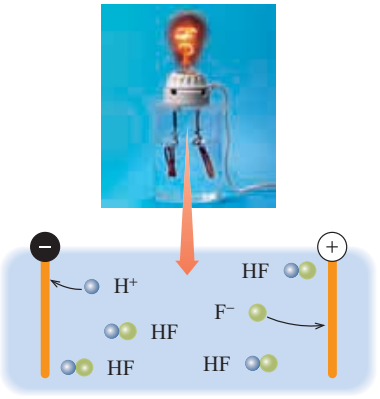
12.6 Describe la formación de una solución acuosa LiBr.

Meta de aprendizaje

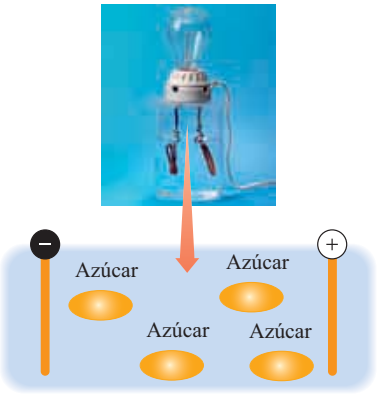
Identificar los solutos como electrolitos o no electrolitos.



Electrolito fuerte



Electrolito débil



No electrolito

12.2 Electrolitos y no electrolitos

Los solutos se califican por su habilidad de conducir una corriente eléctrica. Cuando los solutos se llaman **electrolitos** se disuelven en agua, se separan en iones, que son capaces de conducir electricidad. Cuando los solutos se llaman **no electrolitos** se disuelven en agua, no se separan en iones y sus soluciones no conducen electricidad.

Para probar las soluciones para iones usamos un aparato que consta de una batería y un par de electrodos conectados mediante alambres a una bombilla. La bombilla se enciende cuando la electricidad fluye, lo que sólo ocurre cuando los electrolitos proporcionan iones para completar el circuito.

Electrolitos fuertes

Un **electrolito fuerte** es un soluto que se disocia por completo en iones cuando se disuelve en agua. Por ejemplo, cuando el cloruro de sodio (NaCl) se disuelve en agua, los iones sodio y cloro se atraen a las moléculas de agua. En un proceso llamado **disociación**, los iones se separan del sólido. Conforme los iones se separan del sólido, se hidratan por las moléculas de agua circundantes. En la ecuación para la disociación del NaCl en agua, el H_2O sobre la flecha indica que se necesita agua para el proceso de disociación, pero no es un reactivo.

$$NaCl(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Otras sales solubles se disuelven en forma similar. Cuando escribimos la ecuación para la disociación, las cargas eléctricas se deben balancear. Por ejemplo, el nitrato de magnesio se disuelve en agua para producir un ion magnesio por cada dos iones nitrato. Sin embargo, sólo se rompen los enlaces iónicos entre Mg_2^+ y NO_3^-, no los enlaces covalentes dentro del ion poliatómico. La disociación para $Mg(NO_3)_2$ se escribe del modo siguiente:

$$Mg(NO_3)_2(s) \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}(ac) + 2NO_3^-(ac)$$

Electrolitos débiles

Un **electrolito débil** es un soluto que se disuelve en agua, principalmente como moléculas completas. Sólo unas cuantas de las moléculas disueltas se separan, lo que produce un pequeño número de iones en solución. Por tanto, las soluciones de los electrolitos débiles no conducen corriente eléctrica tan bien como las soluciones de los electrolitos fuertes. Por ejemplo, una solución acuosa de HF, un electrolito débil, consiste principalmente de moléculas HF y algunos iones H^+ y F^-. Primero mostramos la formación de una solución HF acuosa.

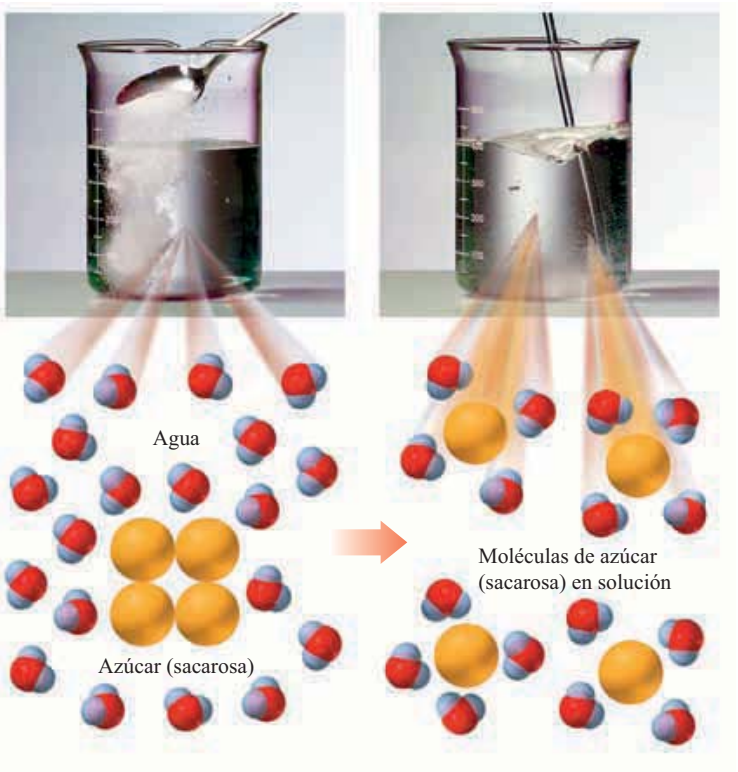
$$HF(g) \xrightarrow{H_2O} HF(ac)$$

Dentro de la solución, algunas moléculas de HF se disocian en iones. Conforme se forman más iones H^+ y F^-, algunos se recombinan para dar moléculas HF, lo que se indica mediante una flecha hacia atrás. Finalmente, la velocidad de formación de iones es igual a la velocidad a la que se recombinan. El uso de dos flechas indica que las reacciones directa e inversa tienen lugar a la misma velocidad.

$$HF(ac) \underset{\text{Recombinación}}{\overset{\text{Disociación}}{\rightleftharpoons}} H^+(ac) + F^-(ac)$$

No electrolitos

Los solutos que son no electrolitos se disuelven en agua conforme las moléculas no se separan en iones; por tanto, las soluciones de los no electrolitos no conducen electricidad. Por ejemplo, la sacarosa (azúcar) es un no electrolito que se disuelve en agua sólo como moléculas completas.



$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) \xrightarrow{H_2O} C_{12}H_{22}O_{11}(ac)$$

La tabla 12.2 resume la clasificación de solutos en soluciones acuosas.

Tabla 12.2 Clasificación de solutos en soluciones acuosas

Tipos de soluto	Disociación	Contenido en solución	Conduce electricidad	Ejemplos
Electrolito fuerte	Completamente	Sólo iones	Sí	Compuestos iónicos como NaCl, KBr, $MgCl_2$, $NaNO_3$; bases como NaOH, KOH; ácidos como HCl, HBr, HNO_3, $HClO_4$
Electrolito débil	Parcialmente	Principalmente moléculas y algunos iones	Sí, pero pobremente	HF, H_2O, NH_3, CH_3COOH (ácido acético)
No electrolito	Ninguna	Sólo moléculas	No	Compuestos de carbono como CH_3OH, C_2H_5OH, $C_{12}H_{22}O_{11}$

Problema de muestra 12.2 **Soluciones de electrolitos y no electrolitos**

Indica si las soluciones acuosas de cada uno de los siguientes casos contienen iones, moléculas o ambos:
a) Na_2SO_4, un electrolito fuerte
b) CH_3OH, un no electrolito

Solución

a) Una solución de Na_2SO_4 contiene los iones de la sal, Na^+ y SO_42^-.
b) Un no electrolito como el CH_3OH se disuelve en agua como moléculas.

Comprobación de estudio

El ácido bórico, H_3BO_3, es un electrolito débil. ¿Esperarías que una solución de ácido bórico contenga iones, moléculas o ambos?

Preguntas y problemas **Electrolitos y no electrolitos**

12.7 KF es un electrolito fuerte, y HF es un electrolito débil. ¿Cómo difiere su disociación en agua?

12.8 NaOH es un electrolito fuerte, y CH_3OH es un no electrolito. ¿Cómo difieren sus disociaciones en agua?

12.9 Las siguientes sales son electrolitos fuertes. Escribe una ecuación balanceada para su disociación en agua.
a) KCl *b*) $CaCl_2$ *c*) K_3PO_4 *d*) $Fe(NO_3)_3$

12.10 Las siguientes sales son electrolitos fuertes. Escribe una ecuación balanceada para su disociación en agua.
a) LiBr *b*) $NaNO_3$ *c*) $FeCl_3$ *d*) $Mg(NO_3)_2$

12.11 Indica si las soluciones acuosas de los siguientes solutos contendrán sólo iones, sólo moléculas o moléculas y algunos iones:
a) ácido acético ($HC_2H_3O_2$), que se encuentra en el vinagre, un electrolito débil
b) NaBr, una sal
c) fructosa ($C_6H_{12}O_6$), un no electrolito

12.12 Indica si las soluciones acuosas de los siguientes solutos contendrán sólo iones, sólo moléculas o moléculas y algunos iones:
a) Na_2SO_4, una sal
b) etanol, C_2H_5OH, un no electrolito
c) HCN, ácido cianhídrico, un electrolito débil

12.13 Clasifica cada soluto representado en las siguientes ecuaciones como fuerte, débil o no electrolito.

a) $K_2SO_4(s) \xrightarrow{H_2O} 2K^+(ac) + SO_4{}^{2-}(ac)$

b) $NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4{}^+(ac) + OH^-(ac)$

c) $C_6H_{12}O_6(s) \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_6(ac)$

12.14 Clasifica cada soluto representado en las siguientes ecuaciones como fuerte, débil o no electrolito.

a) $CH_3OH(l) \xrightarrow{H_2O} CH_3OH(ac)$

b) $MgCl_2(s) \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac)$

c) $HClO(aq) \xrightleftharpoons{H_2O} H^+(ac) + ClO^-(ac)$

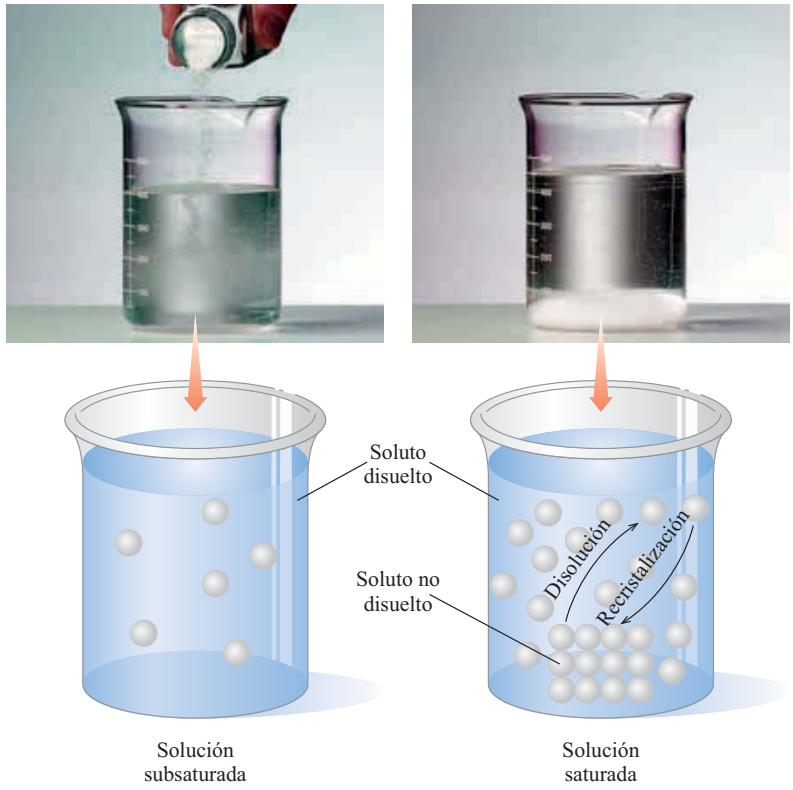
12.3 Solubilidad

Meta de aprendizaje

Definir solubilidad; distinguir entre una solución subsaturada y una saturada. Identificar una sal insoluble.

El término **solubilidad** se usa para describir la cantidad de un soluto que se puede disolver en una cantidad dada de solvente. Muchos factores, como el tipo de soluto, el tipo de solvente y la temperatura, afectan la solubilidad de un soluto. La solubilidad, que usualmente se expresa en gramos de soluto en 100 gramos de solvente, es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver a cierta temperatura. Si un soluto se disuelve fácilmente cuando se agrega al solvente, la solución no contiene la máxima cantidad de soluto. A esto lo llamamos **solución subsaturada**. Cuando una solución contiene todo el soluto que se puede ser disuelto es

una **solución saturada**. Si intentamos agregar más soluto, el soluto no disuelto permanecerá en el fondo del contenedor. Por ejemplo, 36 g de NaCl se pueden disolver en 100 g de agua a 20°C. Si agregamos 15 g de NaCl a 100 g de agua a 20°C se disuelve todo; la solución es subsaturada. La solución NaCl se vuelve saturada cuando disolvemos 36 g de NaCl.



Una solución se vuelve saturada cuando la velocidad de disolución del soluto es igual a la velocidad de recristalización del soluto. Entonces no hay más cambio en las cantidades de soluto disuelto y sólido. Las flechas indican que la velocidad a la que el soluto se disuelve es igual a la velocidad a la que el soluto en la solución se cristaliza como sólido.

$$\text{Soluto sólido} \underset{\text{Cristaliza}}{\overset{\text{Disuelve}}{\rightleftharpoons}} \text{solución saturada}$$

Problema de muestra 12.3 **Soluciones saturadas**

A 20°C, la solubilidad del CKl es 34 g/100 g de agua. En el laboratorio, un estudiante mezcla 45 g de KCl con 100 g de agua a una temperatura de 20°C.

a) ¿cuánto KCl se disolverá?

b) ¿la solución es saturada?

c) ¿cuál es la masa, en gramos, de cualquier KCl sólido en el fondo del contenedor?

Solución

a) un total de 34 g de KCl se disolverán, porque esta es su solubilidad y, por tanto, la cantidad máxima de KCl en la solución a 20°C.
b) sí, la solución es saturada.
c) la masa del KCl sólido es 11 g.

Comprobación de estudio

A 50°C, la solubilidad del $NaNO_3$ es de 114 g/100 g de agua. ¿Cuántos gramos de $NaNO_3$ se necesitan para hacer una solución de $NaNO_3$ saturada con 50 g de agua a 50°C?

Efecto de la temperatura en la solubilidad

Para la mayoría de los sólidos, las solubilidades aumentan conforme la temperatura aumenta. Algunas sustancias muestran poco cambio en la solubilidad a temperaturas más altas, y algunas son menos solubles (figura 12.5). Por ejemplo, cuando agregas azúcar al té helado, en el fondo del vaso se forma una capa de azúcar no disuelta. El té caliente puede disolver más azúcar que el té helado, por lo que el azúcar se agrega antes de que el té se enfríe.

La solubilidad de un gas en agua disminuye conforme la temperatura aumenta. A temperaturas más altas, más moléculas de gas tienen la energía para escapar de la solución. Tal vez has observado las burbujas que escapan de una bebida carbonatada fría conforme se calienta. A altas temperaturas, las botellas que contienen soluciones carbonatadas pueden reventar conforme más moléculas de gas dejan la solución y aumenta la presión de gas dentro de la botella. Los biólogos encontraron que el aumento en las temperaturas en ríos y lagos hace que la cantidad de oxígeno disuelto disminuya hasta que el agua caliente ya no puede sostener una comunidad biológica. Se requieren plantas generadoras de electricidad que tengan sus propios estanques para usarlas con sus torres de enfriamiento para reducir la amenaza de contaminación térmica.

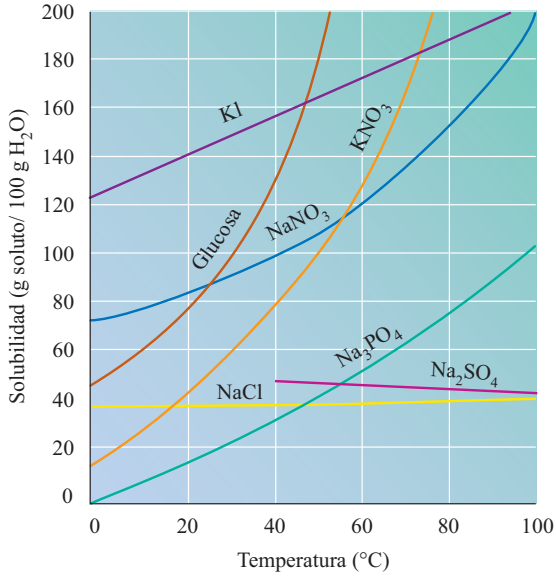
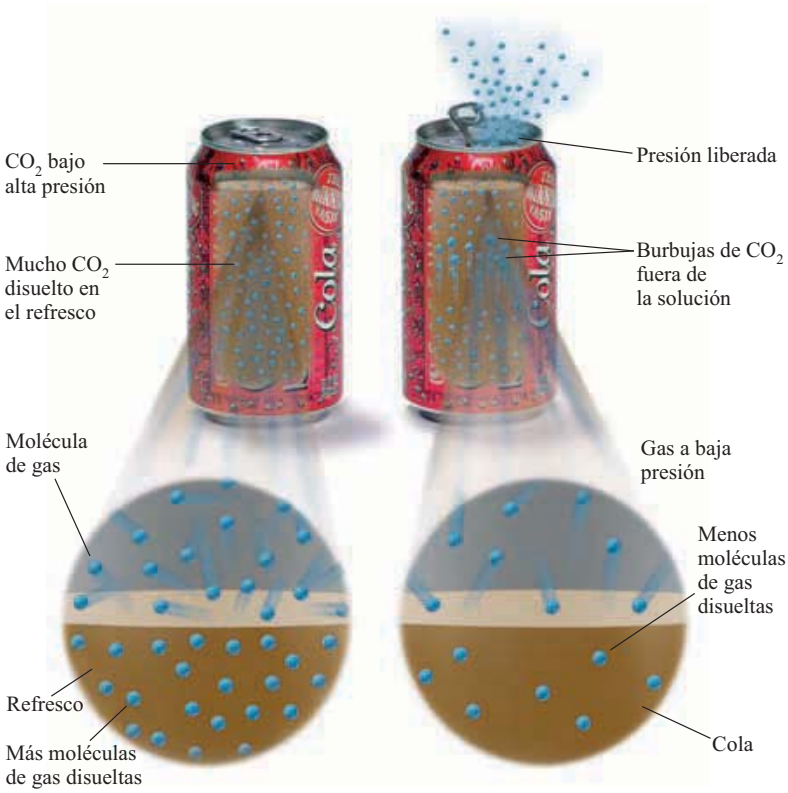


Figura 12.5 En agua, los sólidos más comunes son más solubles conforme aumenta la temperatura.

P *Compara la solubilidad de $NaNO_3$ a 20°C y 60°C.*

Ley de Henry

La **ley de Henry** establece que la solubilidad del gas en un líquido se relaciona directamente con la presión de dicho gas sobre el líquido. A presiones más altas, hay más moléculas de gas disponibles para entrar y disolverse en el líquido. Una lata de refresco se carbonata usando gas CO_2 a alta presión para aumentar la solubilidad del CO_2 en la bebida. Cuando abres la lata a presión atmosférica, la presión del CO_2 se reduce, lo que disminuye la solubilidad del CO_2. Como resultado, las burbujas de CO_2 escapan rápidamente de la solución. La explosión de burbujas es incluso más notable cuando abres una lata caliente de refresco.



Problema de muestra 12.4 **Factores que afectan la solubilidad**

Indica si la solubilidad del soluto aumentará o disminuirá en cada una de las siguientes situaciones:

a) disolver azúcar con agua a 80°C en lugar de agua a 25°C

b) efecto sobre el O_2 disuelto en un lago conforme se calienta

Solución

a) un aumento en la temperatura aumenta la solubilidad del azúcar

b) un aumento en la temperatura disminuye la solubilidad del gas O_2

Comprobación de estudio

A 10°C, la solubilidad de KNO_3 es 20 g/100 g H_2O. ¿El valor 5 g/100 g H_2O o el de 80. g/100 g H_2O será la solubilidad más probable a 40°C? Explica.

Tabla 12.3 Reglas de solubilidad para sólidos iónicos en agua

Soluble si contiene sal		Insoluble si contiene sal
NH_4^+, Li^+, Na^+, K^+ NO_3^-, acetato $C_2H_3O_2^-$	pero son solubles con	CO_3^{2-}, S^{2-} PO_4^{3-}, OH^-
Cl^-, Br^-, I^-	pero no son solubles con	Ag^+, Pb^{2+}, o Hg_2^{2+}
SO_4^{2-}	pero no son solubles con	Ba^{2+}, Pb^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}

Sales solubles e insolubles

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Solubilidad

Hasta el momento hemos considerado compuestos iónicos que se disuelven en agua; son **sales solubles**. Sin embargo, algunos compuestos iónicos no se separan en iones en el agua. Son **sales insolubles** que permanecen como sólidos, incluso en contacto con el agua.

Las sales que son solubles en agua por lo general contienen al menos uno de los siguientes iones: Li^+, Na^+, K^+, NH_4^+, NO_3^- o $C_2H_3O_2^-$. La mayoría de las sales que contienen Cl^- son solubles, pero AgCl, $PbCl_2$ o Hg_2Cl_2 no lo son; son sales cloruro insolubles. De igual modo, la mayoría de las sales que contienen SO_42^- son solubles, pero algunas son insolubles, como se muestra en la tabla 12.3. La mayoría de otras sales son insolubles y no se disuelven en agua (figura 12.6).

Figura 12.6 Mezclar ciertas soluciones acuosas produce sales insolubles.

P *¿Cuáles iones hacen que cada una de estas sales sean insolubles en agua?*



CdS



FeS



$PbCrO_4$



$Ni(OH)_2$

Tabla 12.4 Uso de reglas de solubilidad

Compuesto iónico	Solubilidad en agua	Razonamiento
K_2S	Soluble	Contiene K^+
$Ca(NO_3)_2$	Soluble	Contiene NO_3^-
$PbCl_2$	Insoluble	Es un cloruro insoluble
NaOH	Soluble	Contiene Na^+
$AlPO_4$	Insoluble	No contiene iones solubles



Figura 12.7 Radiografía del abdomen mejorada con sulfato de bario que muestra el intestino delgado.

P *¿El $BaSO_4$ es una sustancia soluble o insoluble?*

En una sal insoluble, las atracciones entre sus iones positivos y negativos es muy fuerte para que las moléculas polares del agua los rompan. Podemos usar las reglas de solubilidad para predecir si una sal (un compuesto iónico sólido) se esperaría que se disuelva en agua. La tabla 12.4 ilustra el uso de estas reglas.

En medicina, la sal insoluble $BaSO_4$ se usa como una sustancia opaca para mejorar los rayos X del tracto gastrointestinal. El $BaSO_4$ es tan insoluble que no se disuelve en los fluidos gástricos (figura 12.7). No se pueden usar otras sales de bario porque se disolverían en agua y liberarían Ba^{2+}, que es venenoso.

Problema de muestra 12.5 **Sales solubles e insolubles**

Predice si cada una de las siguientes sales es soluble en agua.

a) Na_3PO_4 *b*) $CaCO_3$ *c*) K_2SO_4

Solución

a) soluble. Las sales que contienen Na^+ son solubles

b) la sal $CaCO_3$ no es soluble. La mayoría de las sales que contienen CO_3^{2-} no son solubles

c) soluble. Las sales que contienen K^+ son solubles

Comprobación de estudio

¿Esperarías que las siguientes sales sean solubles en agua? ¿Por qué?

a) $PbCl_2$ *b*) K_3PO_4 *c*) $FeCO_3$

Formación de un sólido

Podemos usar las reglas de solubilidad para predecir si se forma un sólido llamado *precipitado* cuando se mezclan dos soluciones de compuestos iónicos. Un sólido se forma cuando dos iones de una sal insoluble entran en contacto uno con otro. Por ejemplo, cuando una solución de $AgNO_3$ (Ag^+ y NO_3^-) se mezcla con una solución de NaCl (Na^+ y Cl^-), se produce la sal insoluble blanca AgCl. Escribimos la reacción como una ecuación de sustitución doble. Sin embargo, la ecuación molecular no muestra los iones individuales para ayudarnos a decidir cuál sal insoluble se formará. Para ayudarnos a determinarla, escribimos primero los reactivos para mostrar todos los iones presentes cuando se mezclan las dos soluciones.

$$Ag^+(ac) + NO_3^-(ac) + Na^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow$$

Guía para escribir ecuaciones iónicas netas para formación de una sal insoluble

PASO 1
Escribe los iones de los reactivos.

PASO 2
Escribe las nuevas combinaciones de iones y determina si algunas son insolubles.

PASO 3
Escribe la ecuación iónica que incluya cualquier sólido.

PASO 4
Escribe la ecuación iónica neta al quitar los iones espectador.

Entonces observamos las posibles nuevas combinaciones de cationes y aniones para ver si alguna formaría una sal insoluble. La nueva combinación de AgCl formaría una sal insoluble.

PASO 1

Reactivos (combinaciones iniciales

$Ag^+(ac) + NO_3^-(ac)$

$Na^+(ac) + Cl^-(ac)$

PASO 2

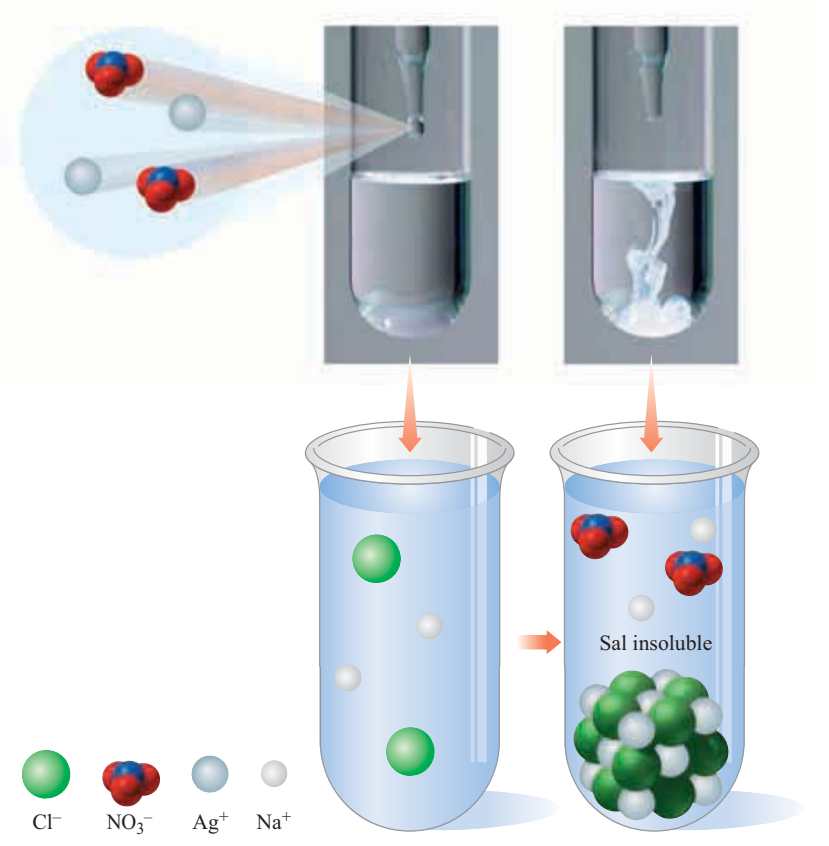
Mezcla (nuevas combinaciones) **Producto**

$Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow AgCl(s)$

$Na^+(ac) + NO_3^-(ac)$

PASO 3 Ahora escribimos una **ecuación iónica** para mostrar que se forma un precipitado de AgCl mientras los iones Na+ y NO_3^- permanecen en solución.

$$Ag^+(ac) + NO_3^-(ac) + Na^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow AgCl(s) + Na^+(ac) + NO_3^-(ac)$$



Tipo de ecuación						
Molecular	$AgNO_3(ac)$	+	$NaCl(ac)$	$\longrightarrow$	$AgCl(s)$ +	$NaNO_3(ac)$
Iónico	$Ag^+(ac) + NO_3^-(ac)$	+	$Na^+(ac) + Cl^-(ac)$	$\longrightarrow$	$AgCl(s)$ +	$Na^+(ac) + NO_3^-(ac)$
Iónico neto	$Ag^+(ac)$	+	$Cl^-(ac)$	$\longrightarrow$	$AgCl(s)$	

PASO 4 Ahora quitamos los iones Na+ y NO_3^-, conocidos como *iones espectadores*, porque no cambian durante la reacción.

$$Ag^+(ac) + \cancel{NO_3^-(ac)} + \cancel{Na^+(ac)} + Cl^-(ac) \longrightarrow$$

$$AgCl(s) + \cancel{Na^+(ac)} + \cancel{NO_3^-(ac)}$$

Finalmente, se puede escribir una **ecuación iónica neta** que dé la reacción química que ocurrió.

Los iones Na+ y NO_3^-, los iones espectadores, se retiran de la ecuación iónica que escribimos anteriormente.

$$Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow AgCl(s)$$

Problema de muestra 12.6 **Formación de una sal insoluble**

Las soluciones de $BaCl_2$ y K_2SO_4 se mezclan y se forma un sólido blanco.
a) escribe la ecuación iónica neta
b) ¿cuál es el sólido blanco que se forma?

Solución

a) **PASO 1** $Ba^{2+}(ac) + Cl^-(ac) + K^+(ac) + SO_4^{2-}(ac)$

PASO 2 $BaSO_4(s)$ es insoluble.

PASO 3 $Ba^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac) + 2K^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2Cl^-(ac) + 2K^+(ac)$

PASO 4 $Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow BaSO_4(s)$

b) $BaSO_4$ es el sólido blanco

Comprobación de estudio

Predice si se puede formar un sólido en cada una de las siguientes mezclas de soluciones. Si es así, escribe la ecuación iónica neta para la reacción.
a) $NH_4Cl(ac) + Ca(NO_3)_2(ac)$
b) $Pb(NO_3)_2(ac) + KCl(ac)$

el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Cálculos renales y soluciones saturadas

Preguntas y problemas Solubilidad

12.15 Establece si cada uno de los siguientes ejemplos se refiere a una solución saturada o a una subsaturada:
a) un cristal que se agrega a una solución no cambia de tamaño
b) un cubo de azúcar se disuelve completamente cuando se agrega a una taza de café

12.16 Establece si cada uno de los siguientes ejemplos se refiere a una solución saturada o a una subsaturada:
a) una cucharada de sal que se agrega a agua hirviendo se disuelve
b) una capa de azúcar se forma en el fondo de un vaso de té conforme se agrega hielo

Usa esta tabla para los problemas 12.17 al 12.20.

	Solubilidad (g/100 g H_2O)	
Sustancia	20°C	50°C
KCl	34.0	42.6
$NaNO_3$	88.0	114.0
$C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar)	203.9	260.4

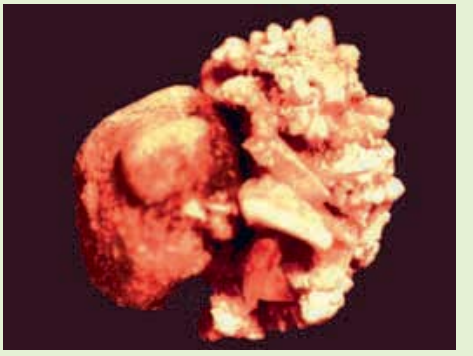
NOTA QUÍMICA
GOTA Y CÁLCULOS RENALES: UN PROBLEMA DE SATURACIÓN EN LOS FLUIDOS CORPORALES

Las condiciones de gota y cálculos renales involucran compuestos en el cuerpo que superan sus niveles de solubilidad y forman productos sólidos. La gota afecta a los adultos, principalmente varones, arriba de los 40 años de edad. Los ataques de gota ocurren cuando la concentración de ácido úrico en el plasma sanguíneo supera su solubilidad, que es de 7 mg/100 mL de plasma a 37°C. Depósitos insolubles de cristales de ácido úrico con forma de aguja se forman en cartílagos, tendones y tejidos blandos, donde causan dolorosos ataques de gota. También se forman en los tejidos de los riñones, donde causan daño renal. Los altos niveles de ácido úrico en el cuerpo son resultado del aumento en la producción de ácido úrico, falla de los riñones para retirarlo o por una dieta con una sobreabundancia de alimentos que contengan purinas, que se metabolizan a ácido úrico en el cuerpo. Los alimentos que contribuyen en la dieta a los altos niveles de ácido úrico incluyen ciertas carnes, sardinas, hongos, espárragos y frijoles. Tomar bebidas alcohólicas también aumenta significativamente los niveles de ácido úrico y producen ataques de gota.

El tratamiento para la gota implica cambios en la dieta y medicamentos. Dependiendo de los niveles de ácido úrico, un medicamento, como el probenecid, se puede usar para ayudar a los riñones a eliminar el ácido úrico, o el alopurinol, que bloquea la producción de ácido úrico del cuerpo.

Los cálculos renales son materiales sólidos que se forman en el tracto urinario. La mayoría están compuestos de fosfato de calcio y oxalato de calcio, aunque pueden ser ácido úrico sólido. La ingestión excesiva de minerales e insuficiente consumo de agua causan la concentración de sales minerales que exceden la solubilidad de las sales minerales y conducen a la formación de cálculos renales. Cuando un cálculo renal pasa a través del tracto urinario, causa considerable dolor y malestar, y se necesita el uso de analgésicos y cirugía. A veces se usa ultrasonido para romper los cálculos. A las personas proclives a los cálculos renales se les aconseja beber de seis a ocho vasos de agua todos los días para evitar los niveles de saturación de los minerales en la orina.





12.17 Mediante la tabla, determina si cada una de las siguientes soluciones será saturada o subsaturada a 20°C:
a) agregar 25.0 g de KCl a 100 g de H_2O
b) agregar 12.0 g de $NaNO_3$ a 25 g de H_2O
c) agregar 400.0 g de azúcar a 125 g de H_2O

12.18 Mediante la tabla, determina si cada una de las siguientes soluciones será saturada o subsaturada a 50°C:
a) agregar 25.0 g de KCl a 50 g de H_2O
b) agregar 150.0 g de $NaNO_3$ a 75 g de H_2O
c) agregar 80.0 g de azúcar a 25 g de H_2O

12.19 Una solución que contiene 80.0 g de KCl en 200 g de H_2O
a) 50°C se enfría a 20°C
b) ¿cuántos gramos de KCl permanecen en solución a 20°C?
c) ¿cuántos gramos de KCl sólido provienen de la solución después de enfriarse?

12.20 Una solución que contiene 80.0 g de $NaNO_3$ en 75.0 g de H_2O a 50°C se enfría a 20°C.
a) ¿cuántos gramos de $NaNO_3$ permanecen en solución a 20°C?
b) ¿cuántos gramos de $NaNO_3$ sólido provienen de la solución después de enfriarse?

12.21 Explica las siguientes observaciones:
a) se disuelve más azúcar en té caliente que en té helado
b) la champaña en una habitación caliente se vuelve insípida
c) una lata caliente de refresco tiene más presión cuando se abre que una lata fría

12.22 Explica las siguientes observaciones:
a) una lata de refresco abierta pierde su "burbujeo" más rápido a temperatura ambiente que en el refrigerador
b) el gas cloro en el agua del grifo escapa conforme la mezcla se calienta a temperatura ambiente
c) se disuelve menos azúcar en café helado que en café caliente

12.23 Predice si cada uno de los siguientes compuestos iónicos es soluble en agua:
a) LiCl *b*) AgCl
c) $BaCO_3$ *d*) K_2O
e) $Fe(NO_3)_3$

12.24 Predice si cada uno de los siguientes compuestos iónicos es soluble en agua:
a) PbS *b*) NaI
c) Na_2S *d*) Ag_2O
e) $CaSO_4$

12.25 Determina si se forma un sólido cuando se mezclan las soluciones que contienen las siguientes sales. Si es así, escribe la ecuación molecular (doble sustitución) y la ecuación iónica neta para la reacción.

a) KCl y Na_2S

b) $AgNO_3$ y K_2S

c) $CaCl_2$ y Na_2SO_4

12.26 Determina si se forma un sólido cuando se mezclan las soluciones que contienen las siguientes sales. Si es así, escribe la ecuación molecular (doble sustitución) y la ecuación iónica neta para la reacción.

a) Na_3PO_4 y $AgNO_3$

b) K_2SO_4 y Na_2CO_3

c) $Pb(NO_3)_2$ y Na_2CO_3

Meta de aprendizaje

Calcular la concentración porcentual de un soluto en una solución; usar la concentración porcentual para calcular la cantidad de soluto o solución.

12.4 Concentración porcentual

La cantidad de soluto disuelto en cierta cantidad de solución se llama **concentración** de la solución. Aunque hay muchas formas de expresar una concentración, todas especifican cierta cantidad de soluto en una cantidad dada de solución.

$$\text{Concentración de una solución} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solución}}$$

Masa porcentual

La concentración de **masa porcentual** (% m/m) de una solución describe la masa del soluto en cada 100 gramos de solución. La masa en gramos de la solución es la suma de la masa del soluto y la masa del solvente.

$$\text{Masa porcentual (\% m/m)} = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Masa de soluto (g)} + \text{Masa de solvente (g)}} \times 100$$

$$= \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Masa de solución (g)}} \times 100$$



Agregar 8.00 g de KCl

Supón que preparamos una solución al mezclar 8.00 g de KCl (soluto) con 42.00 g de agua (solvente). Juntas, la masa del soluto y la del solvente dan la masa de la solución (8.00 g + 42.00 g = 50.00 g). El % de masa se calcula al sustituir los valores en la expresión de porcentaje de masa.

$$\frac{8.00 \text{ g KCl}}{50.00 \text{ g solución}} \times 100\% = 16.0\% \text{ (m/m)}$$

$$\underbrace{8.00 \text{ g KCl} + 42.00 \text{ g } H_2O}_{\text{(Soluto + Solvente)}}$$



Agregar agua hasta que la solución pese 50.00 g

Problema de muestra 12.7 **Concentración de masa porcentual**

¿Cuál es la masa porcentual de una solución preparada al disolver 30.0 g de NaOH en 120.0 g de H_2O?

Solución

PASO 1 **Determina las cantidades de soluto y solución.**

Dado 30.0 g NaOH y 120.0 g H_2O = 150.0 g de solución

Deseado masa porcentual (% m/m) de NaOH

PASO 2 **Escribe la expresión de concentración %.**

$$\text{Masa porcentual (\% m/m)} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Gramos de solución}} \times 100$$

Guía para calcular la concentración de la solución

PASO 1 Determina las cantidades de soluto y solución.

PASO 2 Escribe la expresión de concentración %.

PASO 3 Sustituye las cantidades de soluto y solución en la expresión.

PASO 3 **Sustituye en la expresión la masa de las cantidades de soluto y solución.**

$$\text{Masa porcentual (\% m/m)} = \frac{30.0 \text{ g NaOH}}{150.0 \text{ g solución}} \times 100$$
$$= 20.0\% \text{ (m/m) NaOH}$$

Comprobación de estudio

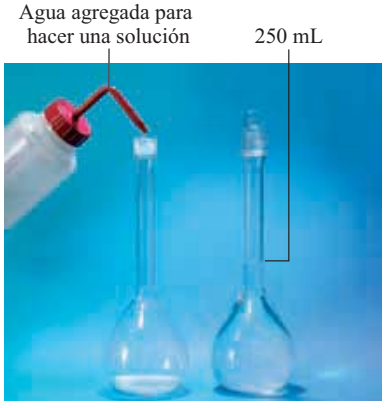
¿Cuál es el porcentaje de masa de NaCl en una solución hecha al disolver 2.0 g de NaCl y 56.0 g de H_2O?

Volumen porcentual

Puesto que los volúmenes de líquidos o gases se miden con facilidad, las concentraciones de sus soluciones se expresan con frecuencia como **volumen porcentual** (% v/v). Las unidades de volumen que se usan en la razón deben ser las mismas, por ejemplo, ambas en mililitros o en litros.

$$\text{Volumen porcentual (\% v/v)} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100\%$$

Un porcentaje volumen/volumen se interpreta como el volumen de soluto en 100 mL de solución. En la industria vinícola, una etiqueta que dice 12% (v/v) significa 12 mL de alcohol en 100 mL de vino.



Problema de muestra 12.8 **Cálculo de concentración de volumen porcentual**

Un estudiante preparó una solución al agregar agua a 5.0 mL de etanol (C_2H_5OH) para dar un volumen final de 250.0 mL. ¿Cuál es el volumen porcentual (% v/v) de la solución de etanol?

Solución

PASO 1 **Determina las cantidades de soluto y solución.**

Dado 5.0 mL C_2H_5OH en 250.0 mL de solución

Deseado volumen porcentual (% v/v) de C_2H_5OH

PASO 2 **Escribe la expresión de concentración %.**

$$\text{Volumen porcentual (\% v/v)} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Sustituye las cantidades de soluto y solución en la expresión.

$$\text{Volumen porcentual (\% v/v)} = \frac{5.0 \text{ mL } C_2H_5OH}{250.0 \text{ mL solución}} \times 100$$
$$\text{Volumen porcentual (\% v/v)} = 2.0\% \text{ (v/v) } C_2H_5OH$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el volumen porcentual, % v/v, de Br_2 en una solución preparada al disolver 12 mL de bromo (Br_2) en suficiente tetracloruro de carbono para hacer 250 mL de solución?

Tabla 12.5 Factores de conversión a partir de concentraciones porcentuales

Concentración porcentual	Significado	Factores de conversión
10% (m/m) KCl	Hay 10 g de KCl en 100 g de solución	$\frac{10\text{ g KCl}}{100\text{ g solución}}$ y $\frac{100\text{ g solución}}{10\text{ g KCl}}$
12% (v/v) etanol	Hay 12 mL de etanol en 100 mL de solución	$\frac{12\text{ mL etanol}}{100\text{ mL solución}}$ y $\frac{100\text{ mL solución}}{12\text{ mL etanol}}$

Concentraciones porcentuales como factores de conversión

En la preparación de soluciones, con frecuencia necesitamos calcular la cantidad de soluto o solución. Entonces la concentración porcentual es útil como factor de conversión. En la tabla 12.5 se dan algunos ejemplos de concentraciones porcentuales, sus significados y posibles factores de conversión.

Guía para usar concentración para calcular masa o volumen

PASO 1 Establece las cantidades dadas y las deseadas.

PASO 2 Escribe un plan para calcular masa o volumen.

PASO 3 Escribe equivalencias y factores de conversión que incluyan concentración.

PASO 4 Planteamiento del problema para calcular masa o volumen.

Problema de muestra 12.9 Uso de masa porcentual para encontrar masa de soluto

Un ungüento antibiótico tiene 3.5% (m/m) de neomicina. ¿Cuántos gramos de neomicina hay en un tubo que contiene 64 gramos de ungüento?

Solución

PASO 1 **Dado** 3.5% (m/m) neomicina **Deseado** gramos de neomicina

PASO 2 **Plan** gramos de ungüento → Factor masa % → gramos de neomicina

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión** La masa porcentual (% m/m) indica los gramos de un soluto en cada 100 gramos de solución.

$$\text{Masa porcentual (\% m/m)} = \frac{\text{g soluto}}{100\text{ g solución}}$$

La masa porcentual (3.5% m/m) de neomicina se escribe como dos factores de conversión.

$$100\text{ g ungüento} = 3.5\text{ g neomicina}$$

$$\frac{3.5\text{ g neomicina}}{100\text{ g ungüento}} \quad \text{y} \quad \frac{100\text{ g ungüento}}{3.5\text{ g neomicina}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Ahora usa la masa porcentual para convertir los gramos de solución a gramos de soluto. La masa de la solución se convierte a masa de soluto usando el factor de conversión.

$$64\ \cancel{\text{g ungüento}} \times \frac{3.5\text{ g neomicina}}{100\ \cancel{\text{g ungüento}}} = 2.2\text{ g neomicina}$$

Comprobación de estudio

Calcula los gramos de KCl y los gramos de agua en 225 g de una solución de 8.00% (m/m) de KCl.

Preguntas y problemas **Concentración porcentual**

12.27 ¿Cómo prepararías 250 g de una solución de 5.00% (m/m) de glucosa?

12.28 ¿Cuál es la diferencia entre una solución de 10% (v/v) de alcohol metílico (CH_3OH) y una solución de 10% (m/m) de alcohol metílico?

12.29 Calcula la masa porcentual, % m/m, para el soluto en cada una de las siguientes soluciones:
a) 25 g de KCl y 125 g de H_2O
b) 8.0 g de $CaCl_2$ en 80.0 g de solución
c) 12 g de azúcar en 225 g de té (solución)

12.30 Calcula la masa porcentual, % m/m, para el soluto en cada una de las siguientes soluciones:
a) 75 g de NaOH en 325 g de solución
b) 2.0 g de KOH en 20.0 g de H_2O
c) 48.5 g de Na_2CO_3 en 250.0 g de solución

12.31 Calcula la cantidad de soluto (g o mL) necesarios para preparar las siguientes soluciones:
a) 50.0 g de una solución de 5.0% (m/m) de KCl
b) 1250 g de una solución de 4.0% (m/m) de NH_4Cl
c) 250 mL de una solución de 10.0% (v/v) de ácido acético

12.32 Calcula la cantidad de soluto (g o mL) necesario para preparar las siguientes soluciones:
a) 150 g de una solución de 40.0% (m/m) de $LiNO_3$
b) 450 g de una solución de 2.0% (m/m) de KCl
c) 225 mL de una solución de 15% (v/v) de alcohol isopropílico

12.33 Un enjuague bucal contiene 22.5% de alcohol por volumen. Si una botella contiene 355 mL de enjuague, ¿cuál es el volumen, en mililitros, del alcohol?

12.34 Una botella de champaña es 11% alcohol por volumen. Si hay 750 mL de champaña en la botella, ¿cuántos mililitros de alcohol hay?

12.35 Calcula la cantidad de solución (g o mL) que contiene cada una de las siguientes cantidades de soluto:
a) 5.0 g de $LiNO_3$ de una solución de 25% (m/m) de $LiNO_3$
b) 40.0 g de KOH de una solución de 10.0% (m/m) de KOH
c) 2.0 mL de ácido acético de una solución de 10.0% (v/v) de ácido acético

12.36 Calcula la cantidad de solución (g o mL) que contiene cada una de las siguientes cantidades de soluto:
a) 7.50 g de NaCl de una solución de 2.0% (m/m) de NaCl
b) 4.0 g de NaOH de una solución de 25% (m/m) de NaOH
c) 20.0 g de KBr de una solución de 8.0% (m/m) de KBr

12.5 Molaridad y diluciones

Meta de aprendizaje

Calcular la molaridad de una solución; usar la molaridad como un factor de conversión para calcular los moles del soluto o el volumen necesario para preparar una solución.

Cuando los solutos de las soluciones toman parte en reacciones, a los químicos les interesa el número de partículas que reaccionan. Para este propósito, los químicos usan la **molaridad (M)**, una concentración que establece el número de moles de soluto en exactamente 1 litro de solución. La molaridad de una solución se calcula al conocer los moles de soluto y el volumen de solución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L soln}}$$

Por ejemplo, si 1.0 mol de NaCl se disuelve en suficiente agua para preparar 1.0 L de solución, la solución de NaCl resultante tiene una molaridad de 1.0 M. La abreviatura M indica las unidades de moles por litro (mol/L).

$$\text{M} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}} = \frac{\text{1.0 mol NaCl}}{\text{1.0 L solución}} = \text{1.0 M NaCl}$$

Guía para calcular molaridad

PASO 1 Establece las cantidades dadas.

PASO 2 Escribe un plan para calcular la molaridad.

PASO 3 Escribe las equivalencias y factores de conversión necesarios.

PASO 4 Planteamiento del problema para calcular la molaridad.

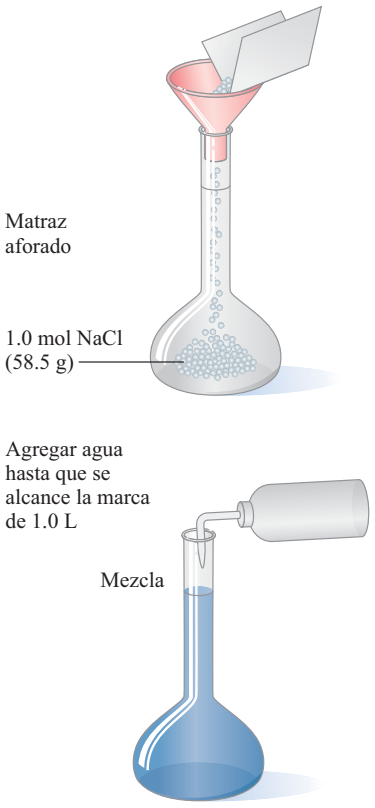
Problema de muestra 12.10 **Cálculo de molaridad**

¿Cuál es la molaridad (M) de 60.0 g de NaOH en una solución de 0.250 L?

Solución

PASO 1 **Dado** 60.0 g NaOH en solución de 0.250 L
Deseado molaridad (mol/L)

PASO 2 **Plan** El cálculo de molaridad requiere los moles de NaOH y el volumen de la solución en litros.



Una solución de 1.0 molar (M) de NaCl

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

$$\text{g NaOH} \xrightarrow{\text{Masa molar}} \frac{\text{mol NaOH}}{\text{Volumen (L)}} = \text{M solución NaOH}$$

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1 \text{ mol NaOH} = 40.01 \text{ g NaOH}$$

$$\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.01 \text{ g NaOH}} \quad \text{y} \quad \frac{40.01 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$\text{mol NaOH} = 60.0 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.01 \text{ g NaOH}} = 1.50 \text{ mol NaOH}$$

La molaridad se calcula al dividir los moles de NaOH entre el volumen en litros.

$$\frac{1.50 \text{ mol NaOH}}{0.250 \text{ L}} = \frac{6.00 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} = 6.00 \text{ M NaOH}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 75.0 g de KNO_3 disueltos en 0.350 L de solución?

Molaridad como factor de conversión

Cuando necesitamos calcular los moles de soluto o el volumen de solución, la molaridad se usa como factor de conversión. En la tabla 12.6 se muestran ejemplos de factores de conversión a partir de molaridad.

Tabla 12.6 **Algunos ejemplos de soluciones molares**

Molaridad	Significado	Factores de conversión
6.0 M HCl	6.0 moles de HCl en 1 L de solución	$\frac{6.0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}}$ y $\frac{1 \text{ L}}{6.0 \text{ mol HCl}}$
0.20 M NaOH	0.20 moles de NaOH en 1 L de solución	$\frac{0.20 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}}$ y $\frac{1 \text{ L}}{0.20 \text{ mol NaOH}}$

Al usar la molaridad de la solución con la masa molar del soluto podemos calcular el volumen de solución deseado, como se ilustra en el problema de muestra 12.11.

Problema de muestra 12.11 **Uso de molaridad para encontrar volumen**

¿Cuántos litros de una solución de 2.00 M de NaCl se necesitan para proporcionar 67.3 g de NaCl?

Solución

PASO 1 **Dado** 67.3 NaCl a partir de una solución de 2.00 M de NaCl
Deseado litros de NaCl

PASO 2 **Plan** El volumen de NaCl se calcula usando los moles de NaCl y la molaridad de la solución de NaCl.

g NaCl → Masa molar → mol NaCl → Molaridad → L NaCl

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} \quad \text{y} \quad \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}}$$

La molaridad de cualquier solución se escribe como dos factores de conversión.

$$\frac{1 \text{ L NaCl}}{2.00 \text{ mol NaCl}} \quad \text{y} \quad \frac{2.00 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L NaCl}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$\text{L de NaCl} = 67.3 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ L NaCl}}{2.00 \text{ mol NaCl}}$$

$$= 0.576 \text{ L NaCl}$$

Comprobación de estudio

¿Cuántos mililitros de una solución de 2.25 M de HCl proporcionarán 4.12 g de HCl?

Para preparar una solución, debemos convertir a gramos el número de moles de soluto necesario. Al usar el volumen y la molaridad de la solución con la masa molar del soluto podemos calcular el número de gramos de soluto necesarios. Este tipo de cálculo se ilustra en el problema de muestra 12.12.

Problema de muestra 12.12 Uso de molaridad

¿Cuántos gramos de KCl necesitarías pesar para preparar 0.250 L de una solución de 2.00 M de KCl?

Solución

PASO 1 **Dado** 0.250 L de solución de 2.00 M de KCl **Deseado** g de KCl

PASO 2 **Plan** Los gramos de KCl se calculan al encontrar los moles de KCl usando el volumen y la molaridad de la solución de KCl.

L KCl → Molaridad → mol KCl → Masa molar → g KCl

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$\frac{1 \text{ L KCl}}{2.00 \text{ mol KCl}} \quad \text{y} \quad \frac{2.00 \text{ mol KCl}}{1 \text{ L KCl}}$$

$$\frac{1 \text{ mol KCl}}{74.55 \text{ g KCl}} \quad \text{y} \quad \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$\text{mol KCl} = 0.250 \cancel{\text{L solución}} \times \frac{2.00 \text{ mol KCl}}{1 \cancel{\text{L KCl}}} = 0.500 \text{ mol KCl}$$

Los gramos de KCl se calculan al multiplicar los moles de KCl por la masa molar.

$$\text{g KCl} = 0.500 \cancel{\text{mol KCl}} \times \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \cancel{\text{mol KCl}}} = 37.3 \text{ g KCl}$$

Al combinar los pasos, escribimos el planteamiento del problema del modo siguiente:

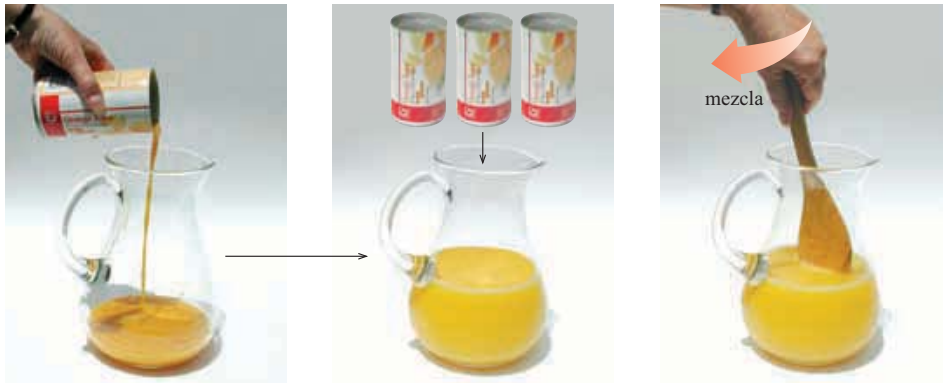
$$0.250 \cancel{\text{L solución}} \times \frac{2.00 \text{ mol KCl}}{1 \cancel{\text{L KCl}}} \times \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \cancel{\text{mol KCl}}} = 37.3 \text{ g KCl}$$

Comprobación de estudio

¿Cuántos gramos de $NaHCO_3$ hay en 325 mL de una solución de 4.50 M de $NaHCO_3$?

Diluciones

En química, con frecuencia necesitamos preparar una solución diluida a partir de una solución más concentrada. En un proceso llamado **dilución**, agregamos agua u otro disolvente a una solución para hacer un volumen mayor. Por ejemplo, puedes preparar jugo de naranja al agregar tres latas de agua a la lata original de jugo de naranja concentrado.



1 lata de jugo de naranja concentrado + 3 latas de agua = 4 latas de jugo de naranja

Agregar agua a una solución aumenta el volumen y reduce la concentración del soluto. La solución se diluyó. Sin embargo, el número de moles de soluto no cambia, sólo el volumen de la solución.

Moles de soluto (solución inicial) = Moles de soluto (solución diluida)

Sabemos, a partir del conocimiento de molaridad, que los moles de soluto se obtienen del volumen y la molaridad.

Moles de soluto = Molaridad × Volumen

Moles = $M \times V$

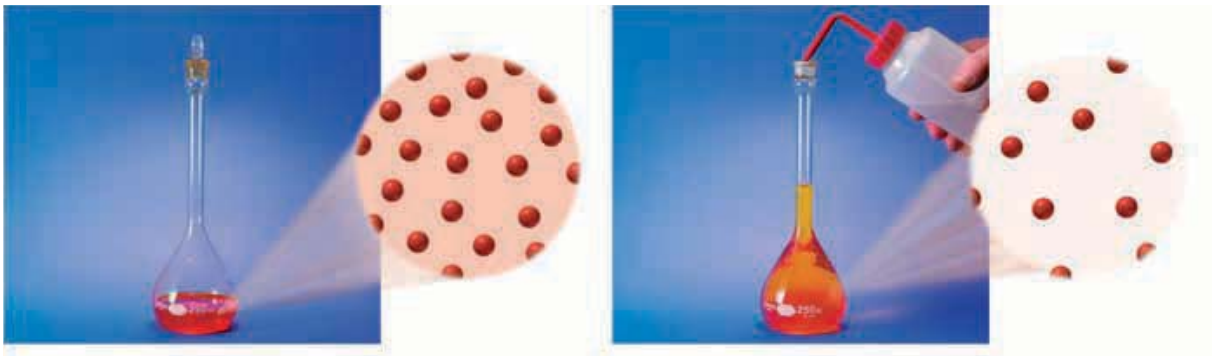


Figura 12.8 Cuando se agrega agua a una solución concentrada, no cambia el número de partículas, sino que las partículas de soluto se dispersan conforme aumenta el volumen de la solución diluida.

P *¿Cuál es la concentración de la solución diluida después de que se agrega un volumen igual de agua a una muestra de 6 M HCl?*

Por tanto, podemos expresar el número de moles para las soluciones iniciales como M_1V_1 y el número de moles en la solución diluida como M_2V_2:

$$\begin{array}{lcl} \text{Moles de soluto (solución inicial)} & = & \text{Moles de soluto (solución diluida)} \\ M_1V_1 & = & M_2V_2 \end{array}$$

Si se proporcionan cualesquiera 3 de las 4 variables, podemos reordenar la expresión para resolver la cantidad desconocida, como se ve en el problema de muestra 12.13.

Guía para calcular cantidades de dilución

PASO 1 Prepara una tabla de los volúmenes y concentraciones iniciales y diluidos.

PASO 2 Escribe un plan que resuelva la expresión de la dilución para la cantidad desconocida.

PASO 3 Establece el problema al colocar las cantidades conocidas en la expresión de dilución.

Problema de muestra 12.13 **Molaridad de una solución diluida**

¿Cuál es la molaridad de una solución preparada cuando 75.0 mL de una solución de 4.00 M KCl se diluyen en un volumen de 0.500 L?

Solución

PASO 1 **Datos dados en una tabla** Elabora una tabla de las concentraciones y volúmenes molares de las soluciones inicial y diluida.

Inicial: $M_1 = 4.00\ \text{M KCL}$ $V_1 = 75.0\ \text{mL} = 0.0750\ \text{L}$

Diluida: $M_2 = ?\ \text{M KCL}$ $V_2 = 0.500\ \text{L}$

PASO 2 **Plan** La molaridad desconocida se calcula al resolver la expresión de dilución para M_2.

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$\frac{M_1V_1}{V_2} = M_2\frac{\cancel{V_2}}{\cancel{V_2}}$$

$$M_2 = M_1 \times \frac{V_1}{V_2}$$

PASO 3 **Planteamiento del problema** La concentración diluida se calcula al colocar los valores de la tabla en la expresión de dilución.

$$= 4.00\ \text{M} \times \frac{0.0750\ \cancel{\text{L}}}{0.500\ \cancel{\text{L}}} = 0.600\ \text{M KCl} \qquad \text{(solución diluida)}$$

Comprobación de estudio

Necesitas preparar 600 mL de solución de 2.00 M NaOH a partir de una solución de 10.0 M NaOH. ¿Qué volumen de la solución de 10.0 M NaOH usarás?

Problema de muestra 12.14 **Volumen de una solución diluida**

¿Qué volumen (mL) de una solución de 0.20 M $SrCl_2$ se prepara al diluir 50.0 mL de una solución de 1.0 M $SrCl_2$? ¿Cuántos mL de agua se deben agregar?

Solución

PASO 1 **Datos dados en una tabla** Elabora una tabla de las concentraciones y volúmenes molares de las soluciones inicial y diluida.

Inicial: $M_1 = 1.0\ M\ SrCl_2$ $V_1 = 50.0\ mL$

Diluida: $M_2 = 0.20\ M$ $V_2 = ?\ mL$

PASO 2 **Plan** El volumen de la solución diluida se calcula al resolver la expresión de dilución para V_2.

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$\frac{M_1V_1}{M_2} = \frac{\cancel{M_2}}{\cancel{M_2}}V_2$$

$$V_2 = \frac{M_1V_1}{M_2}$$

PASO 3 **Planteamiento del problema** Coloca los valores de la tabla en la expresión de dilución resuelta para V_2.

$$V_2 = \frac{1.0\ \cancel{M\ SrCl_2}}{0.20\ \cancel{M\ SrCl_2}} \times 50.0\ mL = 250\ mL \qquad \text{(solución } SrCl_2 \text{ diluida)}$$

A la solución inicial de 50.0 mL se debe agregar un volumen de 200 mL de agua.

Comprobación de estudio

¿Qué volumen (mL) de una solución de 8.00 M HCl se necesita para preparar 1.00 L de una solución de 0.500 M HCl?

Preguntas y problemas — Molaridad y diluciones

12.37 Calcula la molaridad de cada una de las siguientes soluciones:
a) 2.00 moles de glucosa en 4.00 L de solución
b) 5.85 g de NaCl en 40.0 mL de solución
c) 4.00 g KOH en 2.00 L de solución

12.38 Calcula la molaridad de cada una de las siguientes soluciones:
a) 0.500 moles de sucrosa en 0.200 L de solución
b) 30.4 g de LiBr en 350 mL de solución
c) 73.0 g de HCl en 2.00 L de solución

12.39 Calcula los gramos de soluto necesarios para preparar cada una de las siguientes soluciones:
a) 2.00 L de una solución de 1.50 M NaOH
b) 125 mL de una solución de 0.200 M KCl
c) 25.0 mL de una solución de 3.50 M HCl

12.40 Calcula los gramos de soluto necesarios para preparar cada una de las siguientes soluciones:
a) 2.00 L de una solución de 5.00 M NaOH
b) 325 mL de una solución de 0.100 M $CaCl_2$
c) 15.0 mL de una solución de 0.500 M $LiNO_3$

12.41 Calcula el volumen en mililitros de cada una de las siguientes soluciones que proporcione la cantidad dada de soluto:
a) 12.5 g de Na_2CO_3 a partir de una solución de 0.120 M
b) 0.850 moles de $NaNO_3$ a partir de una solución de 0.500 M
c) 30.0 g de LiOH a partir de una solución de 2.70 M

12.42 Calcula el volumen en litros de cada una de las siguientes soluciones que proporcione la cantidad dada de soluto:
a) 5.00 moles de NaOH a partir de una solución de 12.0 M
b) 15.0 g de Na_2SO_4 a partir de una solución de 4.00 M
c) 28.0 g de $NaHCO_3$ a partir de una solución de 1.50 M

12.43 Calcula la concentración final de la solución en cada una de las siguientes diluciones:
a) se agrega agua a 0.150 L de una solución de 6.00 M de HCl para dar un volumen de 0.500 L
b) una muestra de 10.0 mL de una solución de 2.50 M de KCl se diluye con agua a 0.250 L
c) se agrega agua a 0.250 L de una solución de 12.0 M de KBr para dar un volumen de 1.00 L

12.44 Calcula la concentración final de la solución en cada una de las siguientes diluciones:
a) se agrega agua a 10.0 mL de una solución de 3.50 M de KNO_3 para dar un volumen de 0.250 L
b) una muestra de 5.00 mL de una solución de 18.0 M de sacarosa se diluye con agua a 100 mL
c) se agrega agua a 0.250 L de una solución de 12.0 M de KBr para dar un volumen de 1.00 L

12.45 Determina el volumen final (mL) para cada una de las siguientes diluciones:
a) diluir 50.0 mL de una solución de 12.0 M de NH_4Cl para dar una solución de 2.00 M de NH_4Cl
b) diluir 18.0 mL de una solución de 15.0 M de $NaNO_3$ para dar una solución de 1.50 M de $NaNO_3$
c) diluir 4.50 mL de una solución de 18.0 M de H_2SO_4 para dar una solución de 2.50 M de H_2SO_4

12.46 Determina el volumen final (mL) para cada una de las siguientes diluciones:
a) diluir 2.50 mL de una solución de 8.00 M de KOH para dar una solución de 2.00 M de KOH
b) diluir 50.0 mL de una solución de 12.0 M de NH_4Cl para dar una solución de 2.00 M de NH_4Cl
c) diluir 75.0 mL de una solución de 6.00 M de HCl para dar una solución de 0.200 M de HCl

12.47 Determina el volumen (mL) requerido para preparar cada una de las siguientes diluciones:
a) 255 mL de una solución de 0.200 M de HNO_3 a partir de una solución de 4.00 M de HNO_3
b) 715 mL de una solución de 0.100 M de $MgCl_2$ usando una solución de 6.00 M de $MgCl_2$
c) 0.100 L de una solución de 0.150 M de KCl usando una solución de 8.00 M de KCl

12.48 Determina el volumen (mL) requerido para preparar cada una de las siguientes diluciones:
a) 20.0 mL de una solución de 0.250 M de KNO_3 a partir de una solución de 6.00 M de KNO_3
b) 25.0 mL de una solución de 2.50 M de H_2SO_4 usando una solución de 12.0 M de H_2SO_4
c) 0.500 L de una solución de 1.50 M de NH_4Cl usando una solución de 10.0 M de NH_4Cl

12.49 Necesitas diluir 25.0 mL de una solución de 3.00 M de HCl para hacer una solución de 0.150 M de HCl. ¿Cuál es el volumen de solución diluida después de que agregas agua?

12.50 Necesitas diluir 30.0 mL de una solución de 2.50 M de NaCl para hacer una solución de 0.500 M de NaCl. ¿Cuál es el volumen de solución diluida después de agregar agua?

12.6 Soluciones en reacciones químicas

Meta de aprendizaje

Dar el volumen y molaridad de una solución, calcular la cantidad de otro reactivo o producto en la reacción.

Los cálculos también se realizan para las sustancias en las reacciones químicas que tienen lugar en soluciones acuosas. Para una ecuación balanceada, usamos la molaridad y el volumen de una solución para determinar los moles de una sustancia que se requieren o producen en una reacción química. También usamos la molaridad y el número de moles de un soluto para determinar el volumen de una solución.



Problema de muestra 12.15 **Volumen de una solución en una reacción**

El zinc reacciona con HCl para producir $ZnCl_2$ y gas hidrógeno, H_2.

$$Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$

¿Cuántos litros de una solución de 1.50 M de HCl reaccionan completamente con 5.32 g de zinc?

Solución

PASO 1 **Dado** 5.32 g Zn y una solución de 1.50 M de HCl
Deseado litros de solución de HCl

PASO 2 **Plan** Usamos la masa molar de Zn para encontrar los moles de Zn y el factor mol-mol de la ecuación balanceada para convertir moles de Zn a moles de HCl. Puesto que está dada la concentración de la solución de HCl, se puede usar la molaridad para convertir moles a volumen en litros.

g Zn → Masa molar → mol Zn → Factor mol-mol → mol HCl → Molaridad → L HCl

Guía para cálculos que implican soluciones en reacciones químicas

PASO 1 Establece las cantidades dadas y deseadas.

PASO 2 Escribe un plan para calcular la cantidad o concentración deseada.

PASO 3 Escribe equivalencias y factores de conversión, incluidos factores mol-mol y de concentración.

PASO 4 Planteamiento del problema para calcular la cantidad o concentración deseada.

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

Masa molar de Zn

$$1\text{ mol Zn} = 65.41\text{ g Zn}$$

$$\frac{1\text{ mol Zn}}{65.41\text{ g Zn}} \quad \text{y} \quad \frac{65.41\text{ g Zn}}{1\text{ mol Zn}}$$

Factor mol-mol

$$1\text{ mol Zn} = 2\text{ mol HCl}$$

$$\frac{1\text{ mol Zn}}{2\text{ mol HCl}} \quad \text{y} \quad \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Zn}}$$

Molaridad de solución de HCl

$$1\text{ L HCl} = 1.50\text{ mol HCl}$$

$$\frac{1\text{ L HCl}}{1.50\text{ mol HCl}} \quad \text{y} \quad \frac{1.50\text{ mol HCl}}{1\text{ L HCl}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** El problema se plantea como se ve en nuestro plan.

$$5.32\text{ g } \cancel{\text{Zn}} \times \frac{1\text{ } \cancel{\text{mol Zn}}}{65.41\text{ g } \cancel{\text{Zn}}} \times \frac{2\text{ } \cancel{\text{mol HCl}}}{1\text{ } \cancel{\text{mol Zn}}} \times \frac{1\text{ L HCl}}{1.50\text{ } \cancel{\text{mol HCl}}} = 0.108\text{ L HCl}$$

Comprobación de estudio

Con la reacción del problema de muestra 12.15, ¿cuántos gramos de zinc reaccionan con 225 mL de 0.200 M de HCl?



Problema de muestra 12.16 Volumen de un reactivo

¿Cuántos mL de 0.250 M de $BaCl_2$ se necesitan para reaccionar con 32.5 mL de una solución de 0.160 M de Na_2SO_4?

$$Na_2SO_4(ac) + BaCl_2(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$$

Solución

PASO 1 **Dado** 32.5 mL (0.0325 L) de 0.160 M Na_2SO_4 y 0.250 M $BaCl_2$
Deseado mL $BaCl_2$

PASO 2 **Plan** Usamos el volumen y la molaridad de la solución de Na_2SO_4 para determinar los moles de Na_2SO_4 y luego los moles de $BaCl_2$ con el factor mol-mol de la ecuación. Usa la molaridad de $BaCl_2$ para calcular el volumen de $BaCl_2$ en litros y mililitros.

L Na_2SO_4 → Molaridad → mol Na_2SO_4 → Factor mol-mol → mol $BaCl_2$ → Molaridad → L $BaCl_2$ → Factor métrico → mL $BaCl_2$

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

Molaridad de Na_2SO_4

$$1\text{ L } Na_2SO_4 = 0.160\text{ mol } Na_2SO_4$$

$$\frac{1\text{ L } Na_2SO_4}{0.160\text{ mol } Na_2SO_4} \quad \text{y} \quad \frac{0.160\text{ mol } Na_2SO_4}{1\text{ L } Na_2SO_4}$$

Factor mol-mol

$$1\text{ mol } Na_2SO_4 = 1\text{ mol } BaCl_2$$

$$\frac{1\text{ mol } Na_2SO_4}{1\text{ mol } BaCl_2} \quad \text{y} \quad \frac{1\text{ mol } BaCl_2}{1\text{ mol } Na_2SO_4}$$

Molaridad de $BaCl_2$

$$1\text{ L } BaCl_2 = 0.250\text{ mol } BaCl_2$$

$$\frac{1\text{ L } BaCl_2}{0.250\text{ mol } BaCl_2} \quad \text{y} \quad \frac{0.250\text{ mol } BaCl_2}{1\text{ L } BaCl_2}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** El problema se establece usando el plan y los factores de conversión apropiados.

$$0.0325\ \cancel{\text{L } Na_2SO_4} \times \frac{0.160\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}}{1\ \cancel{\text{L } Na_2SO_4}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol } BaCl_2}}{1\ \cancel{\text{mol } Na_2SO_4}} \times \frac{1\ \cancel{\text{L } BaCl_2}}{0.250\ \cancel{\text{mol } BaCl_2}} \times \frac{1000\text{ mL } BaCl_2}{1\ \cancel{\text{L } BaCl_2}}$$

$$= 20.8\text{ mL } BaCl_2$$

Comprobación de estudio

Para la reacción del problema de muestra 12.16, ¿cuántos mililitros de 0.330 M de Na_2SO_4 se necesitan para reaccionar con 26.8 mL de una solución de 0.216 M de $BaCl_2$?

Problema de muestra 12.17 Volumen de un gas a partir de una solución

La lluvia ácida resulta de la reacción en el aire de dióxido de nitrógeno con agua.

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(ac) + NO(g)$$

A TPE, ¿cuántos litros de gas NO_2 se requieren para producir 0.275 L de 0.400 M de HNO_3?

Solución

PASO 1 **Dado** 0.275 L de 0.400 M de HNO_3
Deseado litros de gas NO_2 a TPE

PASO 2 **Plan** Usaremos el volumen y molaridad de la solución de HNO_3 para determinar los moles de HNO_3 y convertir a moles de NO_2 usando la ecuación balanceada. Luego calculamos el volumen de NO_2 a partir del volumen molar (22.4 L/mol) a TPE.

L HNO_3 → Molaridad → moles HNO_3 → Factor mol-mol → moles NO_2 → Volumen molar → L NO_2

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

Molaridad de HNO_3

$$1\text{ L } HNO_3 = 0.400\text{ mol } HNO_3$$

$$\frac{1\text{ L } HNO_3}{0.400\text{ mol } HNO_3} \quad \text{y} \quad \frac{0.400\text{ mol } HNO_3}{1\text{ L } HNO_3}$$

Factor mol-mol

$$3\text{ mol } NO_2 = 2\text{ mol } HNO_3$$

$$\frac{2\text{ mol } HNO_3}{3\text{ mol } NO_2} \quad \text{y} \quad \frac{3\text{ mol } NO_2}{2\text{ mol } HNO_3}$$

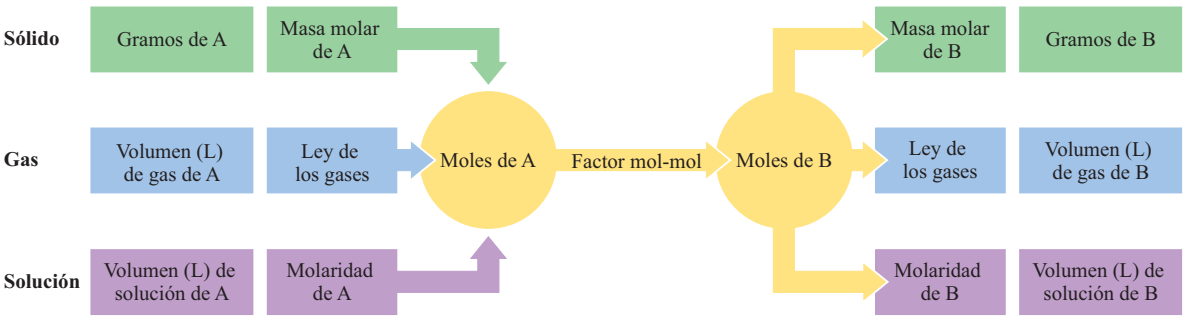


Figura 12.9 En los cálculos que implican reacciones químicas, la sustancia A se convierte a moles de A usando masa molar (si es sólida), leyes de los gases (si es gas) o molaridad (si es solución). Luego los moles de A se convierten a moles de la sustancia B, que se convierten a gramos de sólido, litros de gas o litros de solución, según se requiera.

P *¿Qué secuencia de factores de conversión usarías para calcular el número de gramos de $CaCO_3$ necesarios para reaccionar con 1.50 L de 2.00 M de HCl en la reacción:* $2HCl(ac) + CaCO_3(s) \longrightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$*?*

Volumen molar NO_2

$$1 \text{ mol } NO_2 = 22.4 \text{ L } NO_2$$

$$\frac{22.4 \text{ L } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol } NO_2}{22.4 \text{ L } NO_2}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Usamos la molaridad de HNO_3 para encontrar moles de HNO_3, luego convertir a moles de NO_2 y finalmente a litros de gas NO_2 a TPE.

$$0.275 \cancel{\text{ L HNO}_3} \times \frac{0.400 \cancel{\text{ mol HNO}_3}}{1 \cancel{\text{ L HNO}_3}} \times \frac{3 \cancel{\text{ mol NO}_2}}{2 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} \times \frac{22.4 \text{ L NO}_2}{1 \cancel{\text{ mol NO}_2}} = 3.70 \text{ L NO}_2$$

Comprobación de estudio

Con la ecuación del problema de muestra 12.17 determina el volumen de NO producido a TPE cuando se producen 2.20 L de 1.50 M HNO_3.

La figura 12.9 proporciona un resumen de las rutas y factores de conversión necesarios para sustancias, incluidas soluciones, que participan en reacciones químicas.

Preguntas y problemas — Soluciones en reacciones químicas

12.51 Dada la reacción

$$Pb(NO_3)_2(ac) + 2KCl(ac) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2KNO_3(ac)$$

a) ¿cuántos gramos de $PbCl_2$ se formarán a partir de 50.0 mL de 1.50 M de KCl?

b) ¿cuántos mililitros de 2.00 M de $Pb(NO_3)_2$ reaccionarán con 50.0 mL de 1.50 M de KCl?

c) ¿cuál es la molaridad de 20.0 mL de solución de KCl que reaccionan con 30.0 mL de 0.400 M de $Pb(NO_3)_2$?

12.52 En la reacción

$$NiCl_2(ac) + 2NaOH(ac) \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + 2NaCl(ac)$$

a) ¿cuántos mililitros de 0.200 M de NaOH se necesitan para reaccionar con 18.0 mL de 0.500 M de $NiCl_2$?

b) ¿cuántos gramos de $Ni(OH)_2$ se producen a partir de la reacción de 35.0 mL de 1.75 M de NaOH y $NiCl_2$ en exceso?

c) ¿cuál es la molaridad de 30.0 mL de solución de $NiCl_2$ si este volumen de la solución reacciona por completo con 10.0 mL de solución de 0.250 M de NaOH?

12.53 En la reacción

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

a) ¿cuántos mililitros de una solución de 6.00 M de HCl se requieren para reaccionar con 15.0 g de magnesio?

b) ¿cuántos litros de gas hidrógeno a TPE se forman cuando 0.500 L de 2.00 M de HCl reaccionan con magnesio en exceso?

c) ¿cuál es la molaridad de una solución de HCl si la reacción de 45.2 mL de HCl con magnesio en exceso producen 5.20 L de gas H_2 a 735 mm Hg y 25°C?

12.54 El carbonato de calcio en la piedra caliza reacciona con HCl para producir una solución de cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

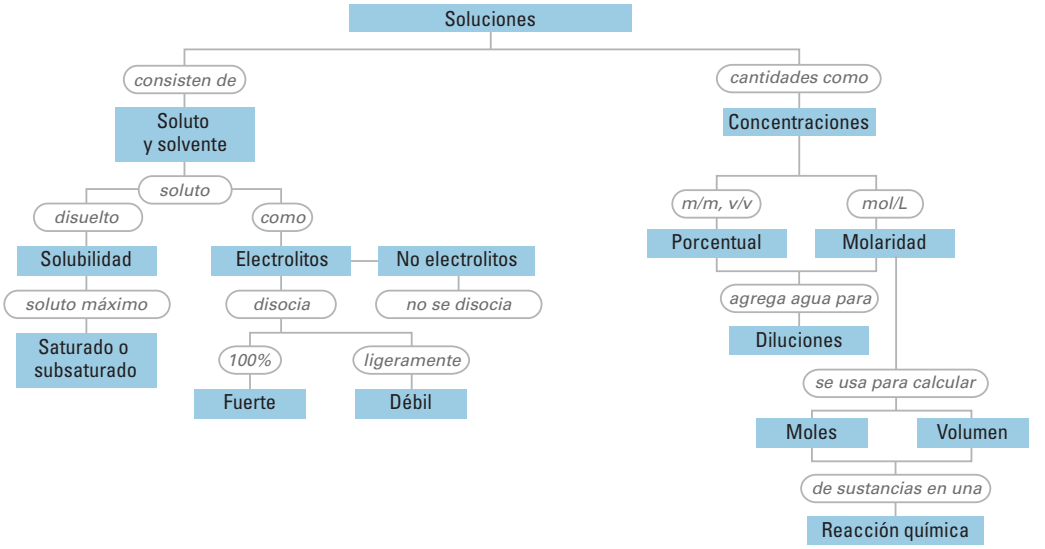
$$CaCO_3(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

a) ¿cuántos mililitros de 0.200 M de HCl reaccionan con 8.25 g de $CaCO_3$?

b) ¿cuántos litros de gas CO_2 se forman a TPE cuando 15.5 mL de 3.00 M de HCl reaccionan con $CaCO_3$ en exceso?

c) ¿cuál es la molaridad de una solución de HCl si la reacción de 200 mL de HCl con $CaCO_3$ en exceso producen 12.0 L de gas CO_2 a 725 mm Hg y 18°C?

Mapa conceptual **Soluciones**



Repaso del capítulo

12.1 Soluciones

Una solución se forma cuando un soluto se disuelve en un solvente. La expresión "los iguales se disuelven" significa que un soluto polar o iónico se disuelve en un solvente polar y un soluto no polar requiere un solvente no polar. El enlace polar O—H genera puentes de hidrógeno entre moléculas de agua.

12.2 Electrolitos y no electrolitos

Un soluto iónico se disuelve en agua, un solvente polar, porque las moléculas polares de agua atraen y jalan los iones hacia la solución, donde se hidratan. Las sustancias que liberan iones se llaman electrolitos porque la solución conducirá una corriente eléctrica. Los electrolitos fuertes se ionizan por completo, mientras que los electrolitos débiles sólo están ionizados parcialmente. Los no electrolitos son sustancias que se disuelven en agua para producir moléculas y soluciones que no pueden conducir corrientes eléctricas.

12.3 Solubilidad

Una solución que contiene la cantidad máxima de soluto disuelto es una solución saturada. La solubilidad de un soluto es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en 100 g de solvente. Una solución que contiene menos de la cantidad máxima de soluto disuelto es subsaturada. Un aumento en temperatura aumenta la solubilidad de la mayoría de los sólidos en agua, pero reduce la solubilidad de los gases en agua. Las sales que son solubles en agua por lo general contienen Li^+, Na^+, K^+, $NH4^+$, NO_3^- o acetato, $C_2H_3O_2^-$. Una ecuación iónica consiste en escribir todas las sustancias disueltas en una ecuación para la formación de una sal insoluble como iones individuales. Una ecuación iónica neta se escribe al quitar todos los iones no participantes en el cambio químico (iones espectadores) de la ecuación iónica.

12.4 Concentración porcentual

La concentración de una solución es la cantidad de soluto disuelto en cierta cantidad de solución. La masa porcentual expresa la razón de la masa de soluto a la masa de solución multiplicada por 100. La concentración porcentual también se puede expresar como una razón volumen/volumen. En los cálculos de gramos o mililitros de soluto o solución, la concentración porcentual se usa como factor de conversión.

12.5 Molaridad y diluciones

La molaridad son los moles de soluto por litro de solución. Las unidades de molaridad, moles/litro, se usan en factores de conversión para resolver moles de soluto o volumen de solución. Cuando se agrega agua a una solución, el volumen aumenta. El soluto ahora se distribuye a través de un volumen más grande, que diluye la solución y reduce la concentración.

12.6 Soluciones en reacciones químicas

Cuando las soluciones participan en reacciones químicas, los moles de una sustancia en solución se determinan a partir del volumen y la molaridad de la solución. Si se dan la masa, el volumen del gas o de la solución, y la molaridad de las sustancias en una reacción, la ecuación balanceada se usa para determinar las cantidades o concentraciones de cualquiera de las otras sustancias en la reacción.

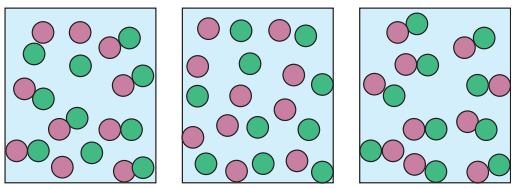
Términos clave

concentración Medida de la cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad específica de solución.
dilución Proceso por el cual se agrega agua (solvente) a una solución para aumentar el volumen y reducir (diluir) la concentración de soluto.
disociación Separación de un soluto en iones cuando el soluto se disuelve en agua.
ecuación iónica neta Ecuación para una reacción que sólo proporciona los reactivos que experimentan cambio químico y deja fuera los iones espectadores.
ecuación iónica Ecuación para una reacción de disolución que confiere todos los iones individuales, tanto los que reaccionan como los que no.
electrolito Sustancia que produce iones cuando se disuelve en agua; su solución conduce electricidad.
electrolito débil Sustancia que produce sólo algunos iones junto con muchas moléculas cuando se disuelve en agua. Su solución es un conductor pobre de electricidad.
electrolito fuerte Compuesto que se ioniza por completo cuando se disuelve en agua. Su solución es un buen conductor de electricidad.
hidratación Proceso de rodear los iones disueltos con moléculas de agua.
ley de Henry La solubilidad de un gas en un líquido se relaciona directamente con la presión de dicho gas sobre el líquido.
masa porcentual Gramos de soluto en exactamente 100 g de solución.
molaridad (M) Número de moles de soluto en exactamente 1 L de solución.
no electrolito Sustancia que se disuelve en agua como moléculas; su solución no conducirá corriente eléctrica.
sal insoluble Compuesto iónico que no se disuelve en agua.
sal soluble Compuesto iónico que se disuelve en agua.
solubilidad Cantidad máxima de soluto que se puede disolver en exactamente 100 g de solvente, por lo general agua, a una temperatura dada.
solución Mezcla homogénea en la que el soluto está hecho de pequeñas partículas (iones o moléculas).
solución subsaturada Solución que contiene menos soluto del que se puede disolver.
solución saturada Solución que contiene la cantidad máxima de soluto que se puede disolver a una temperatura dada. Cualquier soluto adicional permanecerá sin disolverse en el contenedor.
soluto Sustancia que es la menor cantidad uniformemente dispersa en otra sustancia llamada solvente.
solvente Sustancia en la que el soluto se disuelve; por lo general el componente presente en mayor cantidad.
volumen porcentual Concentración porcentual que relaciona el volumen del soluto con el volumen de la solución.

Comprensión de conceptos

12.55 Selecciona el diagrama que representa la solución formada por un soluto  que es

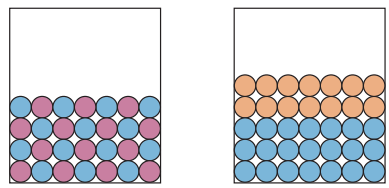
a) no electrolito *b*) electrolito débil
c) electrolito fuerte



1 2 3

12.56 Relaciona los diagramas con:

a) un soluto polar y un solvente polar
b) un soluto no polar y un solvente polar
c) un soluto no polar y un solvente no polar

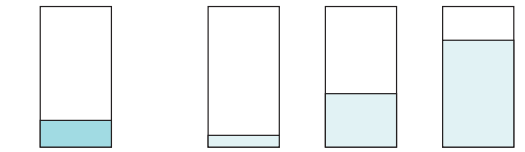


1 2

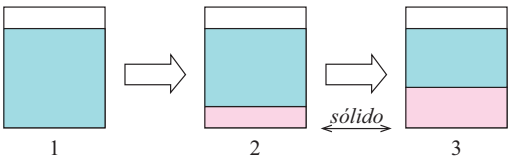
12.57 Selecciona el contenedor que representa la dilución de una solución de 4% (m/m) de KCl a cada uno de los siguientes casos:

a) 2% (m/m) de KCl

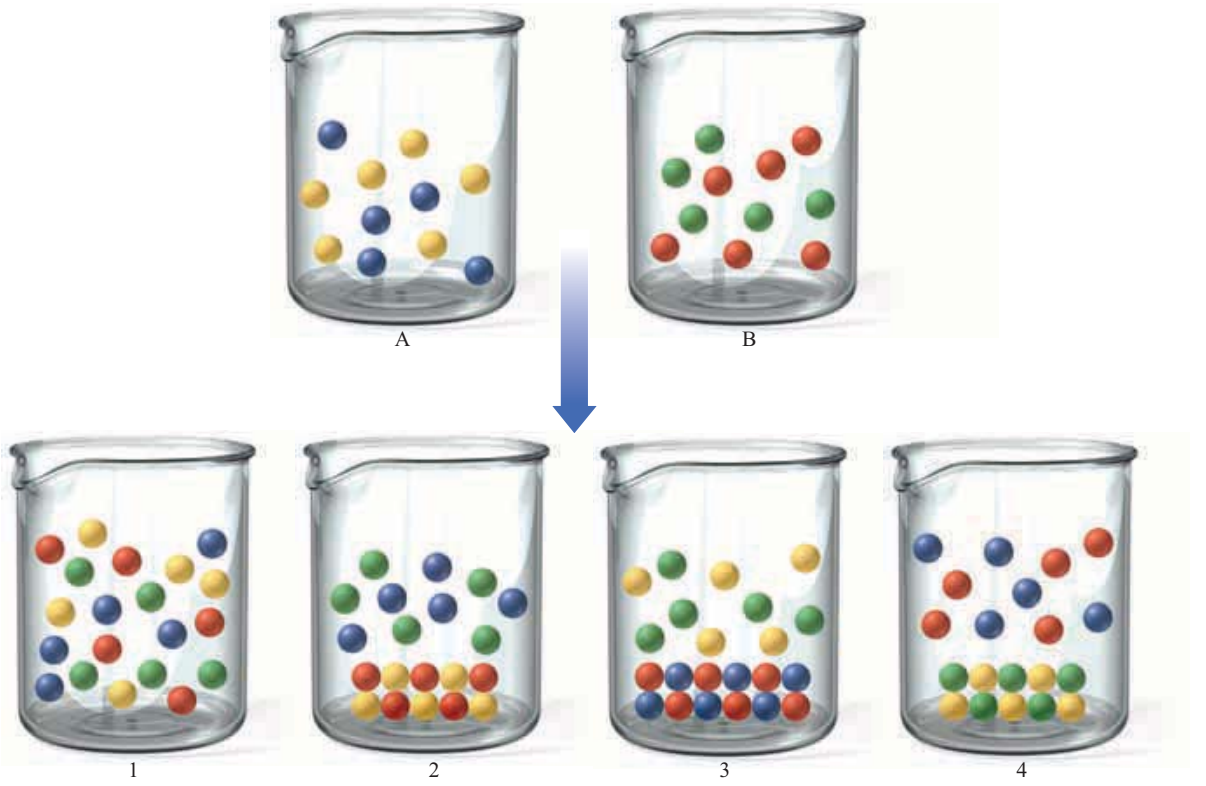
b) 1% (m/m) de KCl



12.58 ¿Crees que la solución **1** experimentó calentamiento o enfriamiento para dar el sólido que se muestra en **2** y **3**?



Usa los siguientes vasos de precipitados para las preguntas 12.59 y 12.60.



12.59 Usa lo siguiente:



a) selecciona el vaso de precipitados (1, 2, 3 o 4) que contenga los productos después de mezclar las soluciones en los vasos A y B.

b) si se forma una sal insoluble, escribe la ecuación iónica.

c) si ocurre una reacción, escribe la ecuación iónica neta.

12.60 Usa lo siguiente:



a) selecciona el vaso de precipitados (1, 2, 3 o 4) que contenga los productos después de mezclar las soluciones en los vasos A y B.

b) si se forma una sal insoluble, escribe la ecuación iónica.

c) si ocurre una reacción, escribe la ecuación iónica neta.

Preguntas y problemas adicionales

12.61 ¿Por qué el yodo se disuelve en hexano, pero no en agua?

12.62 ¿Cómo la temperatura y la presión afectan la solubilidad de los sólidos y gases en agua?

12.63 Si NaCl tiene una solubilidad de 36.0 g a 20°C, ¿cuántos gramos de agua se necesitan para preparar una solución saturada que contenga 80.0 g de NaCl?

12.64 Si el sólido NaCl en una solución saturada de NaCl continúa disolviéndose, ¿por qué no hay cambio en la concentración de la solución de NaCl?

12.65 El nitrato de potasio tiene una solubilidad de 34 g de KNO_3 en 100 g de H_2O a 20°C. Establece si cada uno de los siguientes ejemplos forma una solución subsaturada o saturada a 20°C:
a) 34 g KNO_3 y 200 g H_2O
b) 17 g KNO_3 y 50 g H_2O
c) 68 g KNO_3 y 150 g H_2O

12.66 El fluoruro de potasio tiene una solubilidad de 92 g de KF en 100 g de H_2O a 18°C. Establece si cada uno de los siguientes ejemplos forma una solución subsaturada o saturada a 18°C:
a) 46 g KF y 100 g H_2O
b) 46 KF y 50 g H_2O
c) 184 KF y 150 g H_2O

12.67 ¿Por qué una solución hecha al mezclar soluciones de $NaNO_3$ y KCl sería clara, mientras que una combinación de KCl y solución de $Pb(NO_3)_2$ produciría un sólido?

12.68 Indica si cada uno de los siguientes ejemplos es soluble en agua:
a) KCl *b*) $MgSO_4$
c) PbS *d*) $AgNO_3$
e) $Ca(OH)_2$

12.69 Escribe la ecuación iónica neta para mostrar la formación de un precipitado (sal insoluble) cuando se mezclan las siguientes soluciones. Escribe *ninguno* si no hay precipitado.
a) $AgNO_3(ac)$ y $NaCl(ac)$
b) $NaCl(ac)$ y $KNO_3(ac)$
c) $Na_2SO_4(ac)$ y $BaCl_2(ac)$

12.70 Escribe la ecuación iónica neta para mostrar la formación de un precipitado (sal insoluble) cuando se mezclan las siguientes soluciones. Escribe *ninguno* si no hay precipitado.
a) $Ca(NO_3)_2(ac)$ y $Na_2S(ac)$
b) $Na_3PO_4(ac)$ y $Pb(NO_3)_2(ac)$
c) $FeCl_3(ac)$ y $NH_4NO_3(ac)$

12.71 ¿Cuántos mililitros de una solución de 12% (v/v) de alcohol propílico necesitarías para obtener 4.5 mL de alcohol propílico?

12.72 Un brandy 80-proof es 40.0% (v/v) alcohol etílico. El "proof" es el doble de la concentración porcentual de alcohol en la bebida. ¿Cuántos mililitros de alcohol hay en 750 mL de brandy?

12.73 Una solución se prepara con 70.0 g de HNO_3 y 130.0 g de H_2O. Tiene una densidad de 1.21 g/mL.
a) ¿cuál es la masa porcentual de la solución de HNO_3?
b) ¿cuál es el volumen total de la solución?
c) ¿cuál es su molaridad (M)?

12.74 Una solución se prepara al disolver 22.0 g de NaOH en 118.0 g de agua. La solución de NaOH tiene una densidad de 1.15 g/mL.
a) ¿cuál es la concentración % (m/m) de la solución de NaOH?
b) ¿cuál es el volumen total (mL) de la solución?
c) ¿cuál es la molaridad (M) de la solución?

12.75 ¿Cuántos litros de una solución de 2.50 M de KNO_3 se preparan a partir de 60.0 g de KNO_3?

12.76 ¿Cuántos litros de solución de 4.00 M de NaCl proporcionarán 25.0 g de NaCl?

12.77 Si estuvieras en el laboratorio, ¿cómo prepararías 250 mL de una solución de 2.00 M de KCl?

12.78 ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 15.6 g de KCl en 274 mL de solución?

12.79 ¿Cuántos gramos de soluto hay en cada una de las siguientes soluciones?
a) 2.52 L de una solución de 3.00 M de KNO_3
b) 75.0 mL de una solución de 0.506 M de Na_2SO_4
c) 45.2 mL de una solución de 1.80 M de HCl

12.80 ¿Cuántos gramos de soluto hay en cada una de las siguientes soluciones?
a) 428 mL de una solución de 0.450 M de Na_2SO_4
b) 10.5 mL de una solución de 2.50 M de $AgNO_3$
c) 28.4 mL de una solución de 6.00 M de H_3PO_4

12.81 El antiácido Amphogel contiene hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$. ¿Cuántos mililitros de 6.00 M de HCl se requieren para reaccionar con 60.0 mL de 2.00 M de $Al(OH)_3$?

$$Al(OH)_3(s) + 3HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + 3H_2O(ac)$$

12.82 Una muestra de 255 mL de solución de HCl reaccionan con Mg en exceso para producir 14.0 L de gas H_2 a TPE. ¿Cuál es la molaridad de la solución de HCl?

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

12.83 Una muestra de 355 mL de la solución de HCl reacciona con Mg en exceso para producir 4.20 L de gas H_2 medido a 745 mm Hg y 35°C. ¿Cuál es la molaridad de la solución de HCl?

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

12.84 El carbonato de calcio, $CaCO_3$, reacciona con el ácido estomacal (HCl, ácido clorhídrico) de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Una tableta de Tums, un antiácido, contiene 500.0 mg de $CaCO_3$. Si una tableta se agrega a 20.0 mL de 0.100 M de HCl, ¿cuántos litros de gas CO_2 se producen a TPE?

12.85 Calcula la molaridad de la solución cuando se agrega agua para preparar cada una de las siguientes soluciones:
a) 25.0 mL de 0.200 M de NaBr diluidos a 50.0 mL
b) 15.0 mL de 1.20 M de K_2SO_4 diluidos a 40.0 mL
c) 75.0 mL de 6.00 M de NaOH diluidos a 255 mL

12.86 Calcula la molaridad de la solución cuando se agrega agua para preparar cada una de las siguientes soluciones:
a) 25.0 mL de 18.0 M de HCl diluidos a 500 mL
b) 50.0 mL de 1.50 M de NaCl diluidos a 125 mL
c) 4.50 mL de 8.50 M de KOH diluidos a 75.0 mL

12.87 ¿Cuál es el volumen final en mL, cuando 25.0 mL de 5.00 M de HCl se diluyen a cada una de las siguientes concentraciones?
a) 2.50 M HCl
b) 1.00 M HCl
c) 0.500 M HCl

12.88 ¿Cuál es el volumen final en mL cuando 5.00 mL de 12.0 M de NaOH se diluyen a cada una de las siguientes concentraciones?
a) 0.600 M
b) 1.00 M
c) 2.50 M

Preguntas de desafío

12.89 Indica si cada uno de los siguientes compuestos iónicos es soluble (S) o insoluble (I) en agua:
a) Na_3PO_4 *b*) $PbBr_2$
c) KCl *d*) $(NH_4)_2S$
e) $MgCO_3$ *f*) $FePO_4$

12.90 Escribe la ecuación iónica neta para mostrar la formación de un precipitado (sal insoluble) cuando se mezclan las siguientes soluciones. Escribe *ninguno* si no se forma sal insoluble.
a) $AgNO_3 + Na_2SO_4$
b) $KCl + Pb(NO_3)_2$
c) $CaCl_2 + Mg_3(PO_4)_2$
d) $Na_2SO_4 + BaCl_2$

12.91 En un experimento de laboratorio, una muestra de 10.0 mL de solución de NaCl se vierten en un plato de evaporación con una masa de 24.10 g. La masa combinada del plato de evaporación y el NaCl es 36.15 g. Después de calentarla, el plato de evaporación y el NaCl seco tienen una masa combinada de 25.50 g.
a) ¿cuál es el % (m/m) de la solución de NaCl?
b) ¿cuál es la molaridad (M) de la solución de NaCl?
c) si se agrega agua a 10.0 mL de la solución inicial de NaCl para dar un volumen final de 60.0 mL, ¿cuál es la molaridad de la solución de NaCl diluida?

12.92 Una solución contiene 4.56 g de KCl en 175 mL de solución. Si la densidad de la solución de KCl es 1.12 g/mL, ¿cuáles son el % (m/m) y la molaridad, M, para la solución de cloruro de potasio?

12.93 ¿Cuántos mililitros de una solución de 1.75 M de LiCl contiene 15.2 g de LiCl?

12.94 ¿Cuántos gramos de NaBr contienen 75.0 mL de una solución de 1.50 M de NaBr?

12.95 El magnesio reacciona con HCl para producir cloruro de magnesio y gas hidrógeno

$$Mg(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$$

¿Cuál es la molaridad de la solución de HCl si 250 mL de la solución de HCl reaccionan con magnesio para producir 4.20 L de gas H_2 medido a TPE?

12.96 ¿Cuántos litros de gas NO se producen a TPE a partir de 80.0 mL de 4.00 M de HNO_3 y 10.0 g de Cu?

$$3Cu(s) + 8HNO_3(ac) \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2(ac) + 4H_2O(l) + 2NO(g)$$

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

12.1 Sí. Tanto el soluto como el solvente son sustancias no polares; "los iguales se disuelven".

12.2 Una solución de un electrolito débil contendrá principalmente moléculas y algunos iones.

12.3 57 g de $NaNO_3$

12.4 El valor de 80 g/100 g de H_2O es más probable porque la solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta cuando la temperatura aumenta.

12.5 *a*) no; $PbCl_2$ es un cloruro insoluble
b) sí; una sal que contenga ion K^+ es soluble
c) no; el $FeCO_3$ es insoluble

12.6 *a*) no se forma sólido
b) $Pb^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac) \longrightarrow PbCl_2(s)$

12.7 3.4% (m/m) solución de NaCl

12.8 4.8% (v/v) Br_2 en CCl_4

12.9 18 g KCl y 207 g H_2O

12.10 2.12 M KNO_3

12.11 50.2 mL

12.12 123 g $NaHCO_3$

12.13 120 mL de 10.0 M solución de NaOH

12.14 62.5 mL de 8.00 M HCl

12.15 1.47 g Zn

12.16 17.5 mL de solución de Na_2SO_4

12.17 37.0 L NO

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

12.1 *a*) NaCl, soluto; agua, solvente
b) agua, soluto; etanol, solvente
c) oxígeno, soluto; nitrógeno, solvente

12.3 *a*) agua *b*) CCl_4 *c*) agua *d*) CCl_4

12.5 Las moléculas polares de agua alejan los iones K^+ e I^- del sólido y hacia la solución, donde se hidratan.

12.7 En una solución de KF, sólo los iones de K^+ y F^- están presentes en el solvente. En una solución de HF, hay algunos iones de H^+ y F^-, pero principalmente moléculas de HF disueltas.

12.9 *a*) $KCl \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-$

b) $CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2Cl^-$

c) $K_3PO_4 \xrightarrow{H_2O} 3K^+ + PO_4^{3-}$

d) $Fe(NO_3)_3 \xrightarrow{H_2O} Fe^{3+} + 3NO_3^-$

12.11 *a*) principalmente moléculas y algunos iones
b) sólo iones
c) sólo moléculas

12.13 *a*) electrolito fuerte *b*) electrolito débil
c) no electrolito

12.15 *a*) saturada *b*) subsaturada

12.17 *a*) subsaturada *b*) subsaturada
c) saturada

12.19 *a*) 68.0 g KCl *b*) 12.0 g KCl

12.21 *a*) la solubilidad de los solutos sólidos por lo general aumenta conforme aumenta la temperatura
b) la solubilidad de un gas es menor a una temperatura mayor
c) la solubilidad del gas es menor a una temperatura mayor y la presión del CO_2 en la lata aumenta

12.23 *a*) soluble *b*) insoluble
c) insoluble *d*) soluble
e) soluble

12.25 *a*) no forma sólido

b) $2Ag^+(ac) + S^{2-}(ac) \longrightarrow Ag_2S(s)$

c) $Ca^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow CaSO_4(s)$

12.27 12.5 g de glucosa se agregan a 237.5 g de agua para hacer 250 g de solución de glucosa a 5.0% (m/m).

12.29 *a*) 17% *b*) 10%
c) 5.3%

12.31 *a*) 2.5 g KCl *b*) 50 g NH_4Cl
c) 25 mL ácido acético

12.33 79.9 mL alcohol

12.35 *a*) 20 g *b*) 400 g
c) 20 mL

12.37 *a*) 0.500 M glucosa *b*) 2.50 M NaCl
c) 0.0356 M KOH

12.39 *a*) 120 g NaOH *b*) 1.86 g KCl
c) 3.19 g HCl

12.41 *a*) 983 mL *b*) 1700 mL (1.70×10^3)
c) 464 mL

12.43 *a*) 1.80 M HCl *b*) 0.100 M KCl
c) 3.00 M KBr

12.45 *a*) 300 mL solución de NH_4Cl
b) 180 mL solución de $NaNO_3$
c) 32.4 mL solución de H_2SO_4

12.47 *a*) 12.8 mL solución de HNO_3
b) 11.9 mL solución de $MgCl_2$
c) 0.00188 mL solución de KCl

12.49 500 mL solución de HCl

12.51 *a*) 10.4 g $PbCl_2$
b) 18.8 mL solución de $Pb(NO_3)_2$
c) 1.20 M KCl

12.53 *a*) 206 mL HCl solución *b*) 11.2 L H_2 gas
c) 9.09 M HCl

12.55 *a*) 3 (no disociación)
b) 1 (algo de disociación, algunos iones)
c) 2 (todos ionizados)

12.57 *a*) 2; para reducir a la mitad la concentración %, el volumen se duplicaría
b) 3; para bajar a un cuarto la concentración %, el volumen sería cuatro veces el volumen inicial

12.59 *a*) vaso de precipitados 3

b) $Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \longrightarrow AgCl + Na^+ + NO_3^-$

c) $Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$

12.61 Puesto que el yodo es una molécula no polar, se disolvería en hexano, un solvente no polar. El yodo no se disuelve en agua porque el agua es un solvente polar.

12.63 222 g de agua

12.65 *a*) solución subsaturada *b*) solución saturada
c) solución saturada

12.67 Cuando las soluciones de $NaNO_3$ y KCl se mezclan, no se forman productos insolubles. Todas las combinaciones de sales son solubles. Cuando las soluciones de KCl y $Pb(NO_3)_2$ se mezclan, se forma la sal insoluble $PbCl_2$.

12.69 *a*) $Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow AgCl(s)$
b) ninguno
c) $Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow BaSO_4(s)$

12.71 38 mL solución

12.73 *a*) 35.0% HNO_3 *b*) 165 mL
c) 6.73 M

12.75 *a*) 0.237 L solución de KNO_3

12.77 Para hacer una solución de 2.00 M de KCl, pesa 37.3 g de KCl (0.500 mol) y colócala en un matraz aforado. Agrega agua para disolver el KCl y obtener un volumen final de 0.250 L.

12.79 *a*) 764 g KNO_3 *b*) 5.39 g Na_2SO_4
c) 2.97 g HCl

12.81 60.0 mL HCl

12.83 0.917 M solución de HCl

12.85 *a*) 0.100 M NaBr *b*) 0.450 M K_2SO_4
c) 1.76 M NaOH

12.87 *a*) 50.0 mL HCl *b*) 125 mL HCl
c) 250 mL HCl

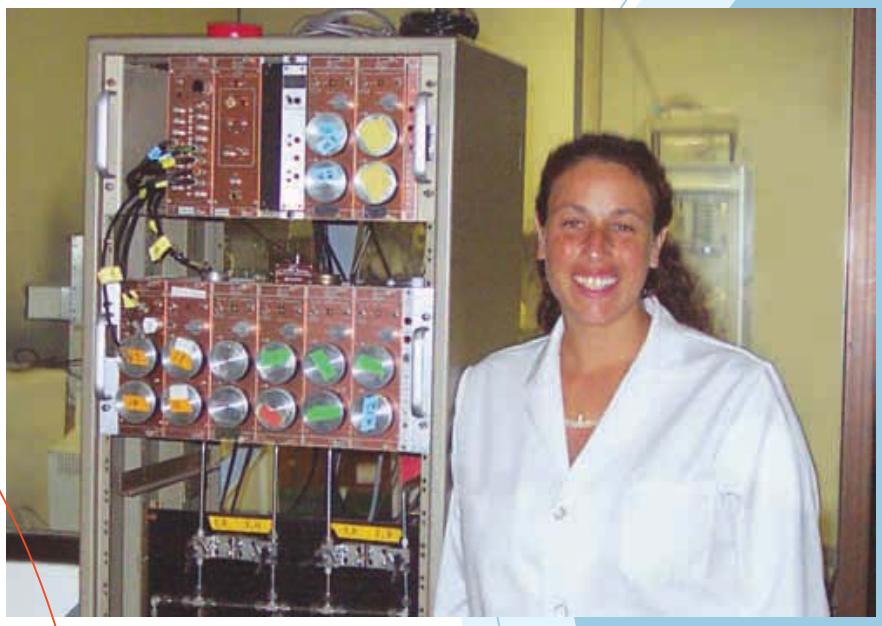
12.89 *a*) las sales de Na^+ son solubles
b) la sal haloidea que contiene Pb^{2+} es insoluble
c) las sales de K^+ son solubles
d) las sales que contienen iones NH^{4+} son solubles
e) las sales que contienen CO_3^{2-} usualmente son insolubles
f) las sales que contienen PO_4^{3-} y Fe^{3+} son insolubles

12.91 *a*) 11.6% NaCl (m/m) *b*) 2.40 M
c) 0.400 M

12.93 205 mL

12.95 1.50 M HCl

13 Equilibrio químico



"Yo uso isótopos radioactivos para entender el ciclo de los elementos como carbono y fósforo en el océano", explica Claudia Benítez-Nelson, oceanógrafa química y profesora asistente de ciencias geológicas en la Universidad de Carolina del Sur. "Por ejemplo, uso torio 234 para trazar cómo y cuándo se forman las partículas y se transportan al fondo del océano. También examino el consumo biológico del fósforo nutriente al medir las fluctuaciones en los niveles de los isótopos de fósforo que ocurren naturalmente con el tiempo. Mi conocimiento de la química es esencial para comprender la biogeoquímica de los nutrientes y la retención de carbono en los océanos."

Los oceanógrafos estudian los océanos y las plantas y animales que viven ahí. Estudian la vida marina, los compuestos químicos en el océano, la forma y composición del suelo oceánico y los efectos de las olas y las mareas.

AVANCES

13.1 Velocidad de reacciones
13.2 Equilibrio químico
13.3 Constantes de equilibrio
13.4 Uso de constantes de equilibrio
13.5 Cambio en las condiciones de equilibrio: principio de Le Châtelier
13.6 Equilibrio en soluciones saturadas

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Anteriormente vimos reacciones químicas y determinamos las cantidades de sustancias que reaccionan y los productos que forman. Ahora estamos interesados en qué tan rápido procede la reacción. Si sabemos cuán rápido actúa un medicamento en el cuerpo, podemos ajustar el tiempo en el cual se ingiere. En la construcción, se agregan sustancias al cemento para secarlo más rápido y continuar con el trabajo. Algunas reacciones como las explosiones o la formación de precipitados en una solución son muy rápidas. Sabemos que, cuando rostizamos un pavo o cocinamos un pastel, la reacción es más lenta. Algunas reacciones, como la pérdida del lustre de la plata y el envejecimiento del cuerpo son mucho más lentas (figura 13.1). Veremos que algunas reacciones necesitan energía para continuar, mientras que otras producen energía. Quemamos gasolina en los motores de nuestros automóviles para producir energía que los haga moverse. También veremos el efecto sobre la velocidad de reacción al cambiar las concentraciones de los reactivos o productos.

Hasta ahora hemos considerado una reacción como un proceso en una dirección hacia adelante a partir de reactivos hacia productos. Sin embargo, en muchas reacciones también tiene lugar una reacción inversa cuando los productos chocan para volver a formar reactivos. Cuando las reacciones directa o inversas tienen lugar a la misma velocidad, las cantidades de reactivos y productos permanecen iguales. Cuando se logra este balance en la dirección directa e inversa, se dice que la reacción tiene el *equilibrio*. En el equilibrio hay tanto reactivos como productos, aunque algunas mezclas de reacción contienen principalmente reactivos y sólo forman algunos productos, mientras que otros contienen principalmente productos y algunos reactivos.

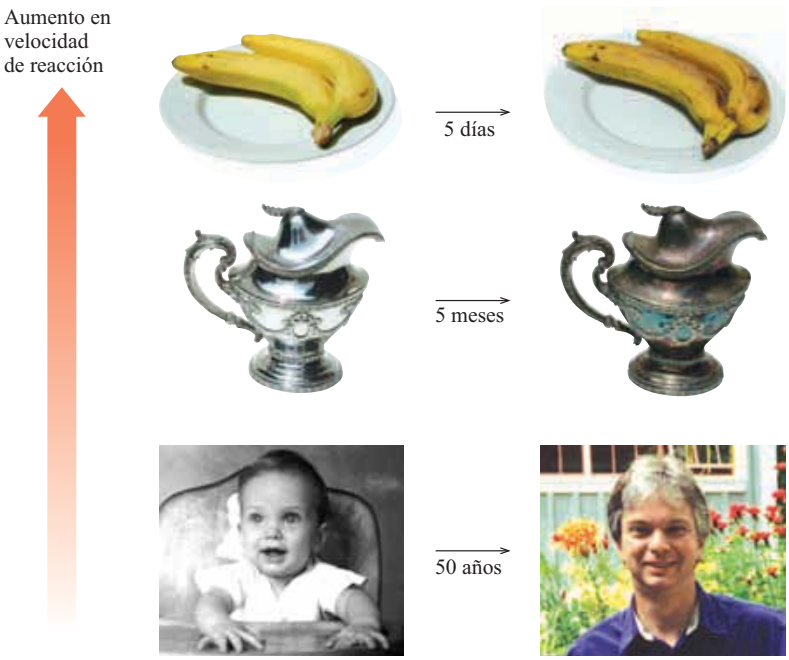


Figura 13.1 La velocidad de reacción varía enormemente para procesos cotidianos. Un plátano madura en pocos días, la plata pierde su lustre en algunos meses, mientras que el proceso de envejecimiento de los humanos tarda muchos años.

P *¿Cómo compararías la velocidad de la reacción que forman azúcares en las plantas mediante fotosíntesis, con las reacciones que digieren azúcares en el cuerpo?*

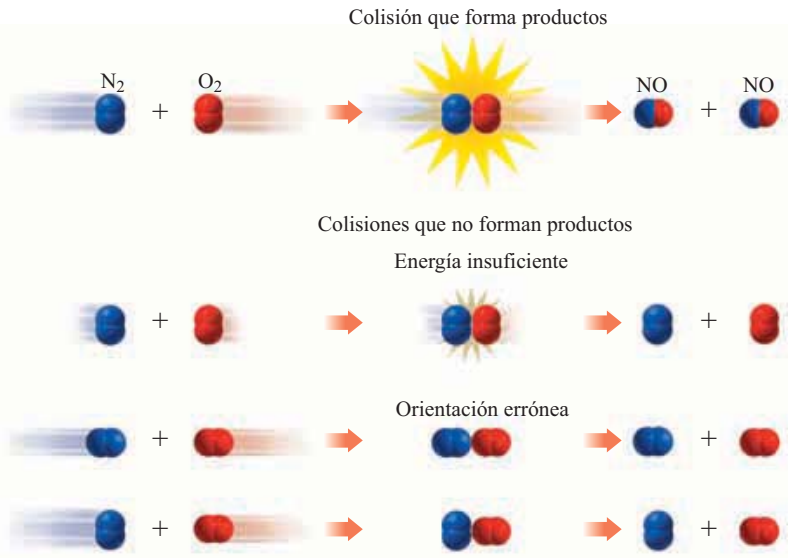


Figura 13.2 Las moléculas que reaccionan deben chocar, tener una cantidad mínima de energía y la orientación adecuada para formar productos.

P *¿Qué ocurre cuando las moléculas que reaccionan chocan con la energía mínima pero no tienen la orientación adecuada?*

Meta de aprendizaje

Describir cómo la temperatura, la concentración y los catalizadores afectan la velocidad de una reacción.

13.1 Velocidad de reacciones

Para que tenga lugar una reacción química, las moléculas de los reactivos deben estar en contacto. La **teoría de la colisión** indica que una reacción sólo tiene lugar cuando las moléculas chocan con la orientación adecuada y suficiente energía. Pueden ocurrir muchas colisiones, pero sólo algunas realmente conducen a la formación de producto. Por ejemplo, considera la reacción de las moléculas de nitrógeno y de oxígeno (figura 13.2). Para formar el producto NO, las colisiones entre las moléculas de N_2 y O_2 deben colocar los átomos en la alineación adecuada. Si no es así, no ocurre reacción.

Energía de activación

Aun cuando una colisión tenga la orientación adecuada, todavía debe haber suficiente energía para romper los enlaces entre los átomos de los reactivos. La cantidad de energía requerida para romper los enlaces entre los átomos de los reactivos es la **energía de activación**. En la figura 13.3 esta energía se muestra como una colina. El concepto de energía de activación es análogo a escalar una montaña. Para llegar a un destino en el otro lado debes tener la energía necesaria para escalar hasta la cima de la montaña. Una vez que estés ahí, puedes correr hacia abajo por el otro lado. La energía necesaria para llevarte desde el punto de partida hasta la cima de la montaña sería la energía de activación.

De la misma forma, una colisión debe proporcionar suficiente energía para empujar a los reactivos hasta la cima de la colina de energía. Entonces los reactivos se deben convertir en productos. Si la energía proporcionada por la colisión es menor que la energía de activación, las moléculas simplemente rebotan separándose y no ocurre reacción. A continuación se resumen las características que conducen a una reacción exitosa.

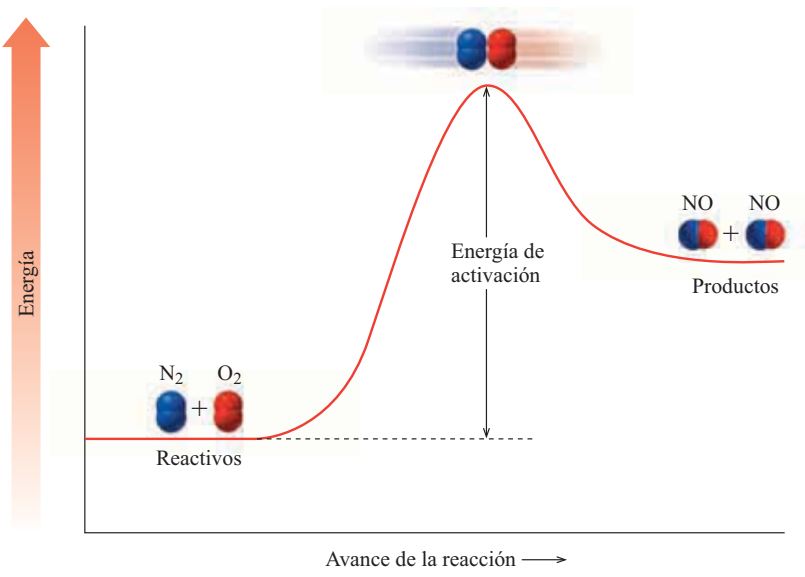


Figura 13.3 La energía de activación es la energía necesaria para convertir las moléculas colisionantes en producto.

P *¿Qué ocurre en una colisión de moléculas que reaccionan y que tienen la orientación adecuada, pero no la energía de activación?*

Tres condiciones requeridas para que ocurra una reacción

1. **Colisión** Los reactivos deben chocar.
2. **Orientación** Los reactivos deben alinearse de manera adecuada para romper y formar enlaces.
3. **Energía** La colisión debe proporcionar la energía de activación.

Velocidad de reacción

La **velocidad** (o rapidez) **de reacción** se determina al medir la cantidad de un reactivo agotado, o la cantidad de un producto formado, en un determinado tiempo.

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{Cambio en concentración}}{\text{Cambio en tiempo}}$$

Podemos describir la velocidad de reacción mediante la analogía de comer una pizza. Cuando comenzamos a comer, tenemos una pizza completa. Conforme pasa el tiempo, hay menos rebanadas. Si sabemos cuánto tiempo toma comer la pizza, podríamos determinar la velocidad a la que se consumió. Supón que cada 8 minutos se comen 4 rebanadas. Esto da una velocidad de $\frac{1}{2}$ rebanada por minuto. Después de 16 minutos, la pizza se acaba.



Velocidad a la que se comen rebanadas de pizza

Rebanadas comidas	0	4 rebanadas	6 rebanadas	8 rebanadas
Tiempo (min)	0	8 min	12 min	16 min

$$\text{Velocidad} = \frac{4 \text{ rebanadas}}{8 \text{ min}} = \frac{1 \text{ rebanadas}}{2 \text{ min}} = \frac{\frac{1}{2} \text{ rebanada}}{1 \text{ min}}$$

Factores que afectan la velocidad de una reacción

Algunas reacciones transcurren muy rápido, mientras que otras son muy lentas. Para cualquier reacción, la velocidad es afectada por cambios en temperatura, en la concentración de los reactivos y la adición de catalizadores.

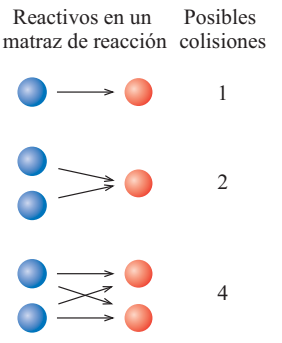


Figura 13.4 El aumento en la concentración de un reactivo aumenta el número de colisiones posibles.

P *¿Cuántas colisiones son posibles si se agrega un reactivo rojo?*

Temperatura A mayores temperaturas, el aumento en energía cinética hace que las moléculas que reaccionan se muevan más rápido. Como resultado, ocurren más colisiones y más moléculas colisionantes tienen suficiente energía para reaccionar y formar productos. Si queremos que la comida se cocine más rápido, usamos más calor para elevar la temperatura. Cuando la temperatura corporal aumenta, hay un aumento en el ritmo cardiaco, el ritmo de respiración y el ritmo metabólico. Por otra parte, al bajar la temperatura reducimos las reacciones. Refrigeramos los alimentos perecederos para retardar la degradación y conservarlos más tiempo. Para algunas lesiones, aplicamos hielo para reducir el proceso de inflamación.

Concentraciones de reactivos La velocidad de una reacción aumenta cuando aumentan las concentraciones de los reactivos. Cuando hay más moléculas que reaccionan pueden ocurrir más colisiones, y la reacción procede más rápido (figura 13.4). Por ejemplo, una persona que tiene dificultad para respirar recibe oxígeno. El aumento en el número de moléculas de oxígeno en los pulmones aumenta la velocidad a la que el oxígeno se combina con la hemoglobina y ayuda a la persona a respirar más fácilmente.

Catalizadores Otra forma de acelerar una reacción es bajar la energía de activación. Vimos que la energía de activación es la energía necesaria para romper los enlaces de las moléculas que reaccionan. Si una colisión proporciona menos que la energía de activación, los enlaces no se rompen y las moléculas rebotan. Un **catalizador** acelera una reacción al proporcionar una ruta alternativa que tenga una

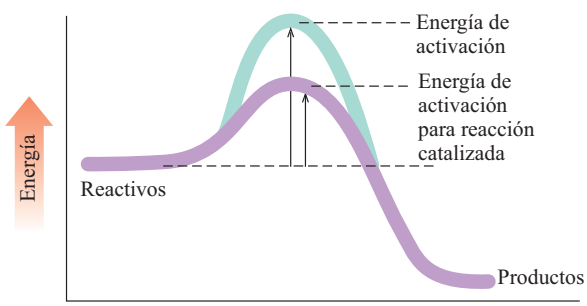


Tabla 13.1 Factores que aumentan la velocidad de reacción

Factor	Razón
Más reactivos	Más colisiones
Mayor temperatura	Más colisiones; más colisiones con energía de activación
Agregar un catalizador	Baja la energía de activación

energía de activación más baja. Cuando la energía de activación baja, más colisiones proporcionan suficiente energía para que los reactivos formen un producto. Durante una reacción, un catalizador no cambia ni se consume.

Los catalizadores tienen muchos usos en la industria. En la elaboración de margarina se agrega hidrógeno (H_2) al aceite vegetal. Por lo general, la reacción es muy lenta porque tiene una alta energía de activación. Sin embargo, cuando se usa platino (Pt) como catalizador, la reacción ocurre rápidamente. En el cuerpo, los biocatalizadores llamados enzimas hacen que la mayoría de las reacciones metabólicas procedan a la velocidad necesaria para la actividad celular adecuada. En la tabla 13.1 se proporciona un resumen de los factores que afectan la velocidad de reacción.

Problema de muestra 13.1 **Factores que afectan la velocidad de reacción**

Indica si los siguientes cambios aumentarán, reducirán o no tendrán efecto sobre la velocidad de reacción:

a) aumento en la temperatura
b) reducción en el número de reactivos
c) agregar un catalizador

Solución

a) aumenta
b) disminuye
c) aumenta

Comprobación de estudio

¿Cómo afecta la reducción de temperatura a la velocidad de reacción?

Preguntas y problemas — Velocidad de reacciones

13.1 *a*) ¿qué se entiende por velocidad de reacción?
b) ¿por qué en el pan crecen hongos más rápidamente a temperatura ambiente que en el refrigerador?

13.2 *a*) ¿cómo un catalizador afecta la energía de activación?
b) ¿por qué se usa oxígeno puro en los trastornos respiratorios?

13.3 En la siguiente reacción, ¿qué ocurre con el número de colisiones cuando se agregan más moléculas de Br_2?

$$H_2(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2HBr(g)$$

13.4 En la siguiente reacción, ¿qué ocurre con el número de colisiones cuando la temperatura de la reacción se reduce?

$$H_2(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2HBr(g)$$

13.5 ¿Cómo cada una de las siguientes condiciones cambiaría la velocidad de la reacción indicada?

$$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$$

a) agregar SO_2
b) elevar la temperatura
c) agregar un catalizador
d) quitar algo de O_2

13.6 ¿Cómo cada una de las siguientes condiciones cambiaría la velocidad de la reacción indicada?

$$2NO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$$

a) agregar más NO
b) reducir la temperatura
c) quitar algo de H_2
d) agregar un catalizador

NOTA QUÍMICA

CONVERTIDORES CATALÍTICOS

Durante muchos años, a los fabricantes se les ha solicitado incluir convertidores catalíticos en los motores de los automóviles. Cuando la gasolina se quema, los productos que se encuentran en el escape de un automóvil contienen altos niveles de contaminantes. Estos incluyen monóxido de carbono (CO) de la combustión incompleta, hidrocarburos como C_7H_{16} del combustible no quemado y óxido de nitrógeno (NO) de la reacción de N_2 y O_2 a las altas temperaturas que se alcanzan dentro del motor. El monóxido de carbono es tóxico y el óxido de nitrógeno participa en la formación de esmog y lluvia ácida.

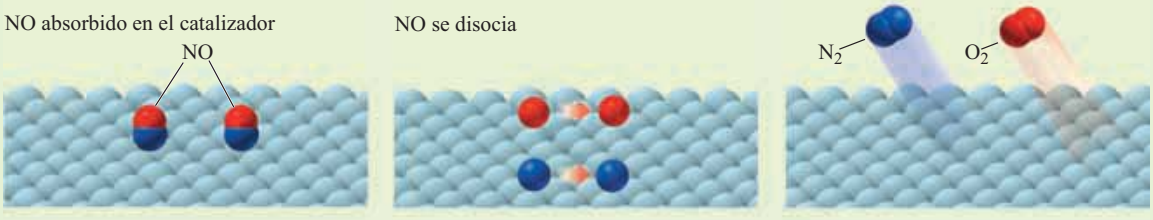
El propósito de un convertidor catalítico es bajar la energía de activación para las reacciones que convierten cada uno de estos contaminantes en sustancias como CO_2, N_2, O_2 y H_2O, que ya están presentes en la atmósfera.

$$2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$$
$$C_7H_{16}(g) + 11O_2(g) \longrightarrow 7CO_2(g) + 8H_2O(g)$$
$$2NO(g) \longrightarrow N_2(g) + O_2(g)$$

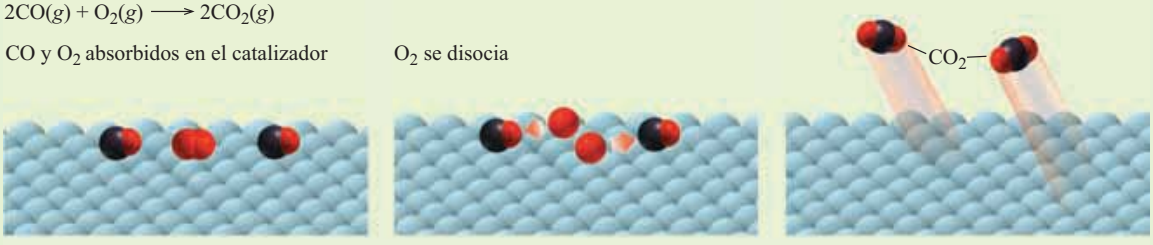
Un convertidor catalítico consiste de catalizadores de partículas sólidas, como platino (Pt) y paladio (Pd), en un panal cerámico que proporciona un área superficial grande y facilita el contacto con los contaminantes. Conforme los contaminantes pasan a través del convertidor, reaccionan con los catalizadores. En la actualidad todos usamos gasolina sin plomo porque éste interfiere con la capacidad de reaccionar de los catalizadores de Pt y Pd en el convertidor con los contaminantes.



$2NO(g) \longrightarrow N_2(g) + O_2(g)$



$2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$



Meta de aprendizaje

Usar el concepto de reacciones reversibles para explicar el equilibrio químico.

13.2 Equilibrio químico

En capítulos anteriores consideramos la *reacción directa* en una ecuación y supusimos que todos los reactivos se convertían en productos. Sin embargo, la mayoría de las veces los reactivos no se convierten por completo en productos porque tiene lugar una *reacción inversa* en la que los productos se juntan y forman los

TUTORIAL WEB
Equilibrio

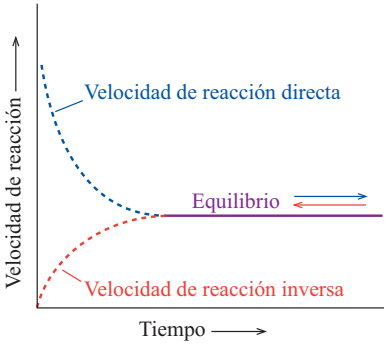
reactivos. Cuando una reacción consiste de direcciones tanto directa como inversa, se dice que es reversible. Hemos visto otros procesos reversibles. Por ejemplo, la fusión de sólidos para formar líquidos y la congelación de líquidos a sólidos son cambios físicos reversibles. Incluso en la vida diaria tenemos sucesos reversibles. Vamos de la casa a la escuela y regresamos de la escuela a la casa. Subimos en una escaladora y bajamos de ella. Ponemos dinero en nuestra cuenta bancaria y sacamos dinero de ella.

Una analogía para una reacción directa e inversa encuentra en la frase "voy a la tienda". Aunque mencionamos nuestro viaje en una dirección, sabemos que también regresaremos de la tienda a casa. Puesto que el viaje tiene dirección tanto hacia adelante como inversa, podemos decir que el viaje es reversible. No es muy probable que permanezcamos en la tienda por siempre.

Un viaje a la tienda se puede usar para ilustrar otro aspecto de las reacciones reversibles. Acaso la tienda esté cerrada y tuvimos que caminar. Sin embargo, podemos cambiar nuestra ruta. Supón que un día conduces a la tienda, lo que aumenta la velocidad y llegas más rápido. En consecuencia, un automóvil también aumenta la velocidad a la que regresamos a casa.

Reacciones químicas reversibles

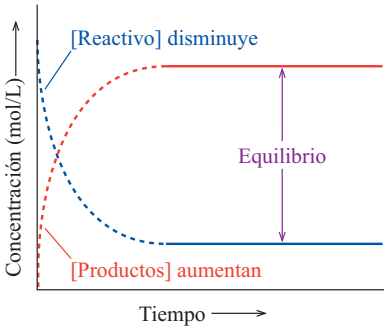
Una **reacción reversible** consiste de una reacción directa y una inversa. La *reacción directa* comienza como colisiones que ocurren entre las moléculas de reactivo. La *reacción inversa* comienza una vez que hay suficientes moléculas de producto para experimentar colisiones. Al principio, la velocidad de la reacción directa es más rápida que la velocidad de la reacción inversa. Pero conforme la reacción continúa, la velocidad de la reacción directa disminuye y la de la reacción inversa aumenta hasta que se vuelven iguales.



Equilibrio

Con el tiempo, la velocidad de las reacciones directa e inversa es igual; los reactivos forman productos tan frecuentemente como los productos forman reactivos. Una reacción tiene el **equilibrio químico** cuando no hay más cambio en las concentraciones de los reactivos y productos.

En equilibrio:
La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. No ocurren más cambios en las concentraciones de reactivos y productos, aun cuando las dos reacciones continúan a igual velocidad, pero opuesta.



Observa el proceso conforme la reacción N_2 y O_2 procede al equilibrio (figura 13.5). Inicialmente, sólo están presentes N_2 y O_2. Pronto se producen algunas moléculas de NO mediante la reacción directa. Con más tiempo, se producen moléculas adicionales de NO. Conforme la concentración de NO aumenta, más moléculas de NO chocan y reaccionan en la dirección inversa.

Reacción directa: $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$

Reacción inversa: $2NO(g) \longrightarrow N_2(g) + O_2(g)$

Conforme el producto NO se acumula, la velocidad de la reacción inversa aumenta, mientras la velocidad de la reacción directa disminuye. Finalmente, la velocidad es igual, lo que significa que la reacción tiene el equilibrio. Aun cuando las concentraciones permanecen constantes en el equilibrio, las reacciones directa e

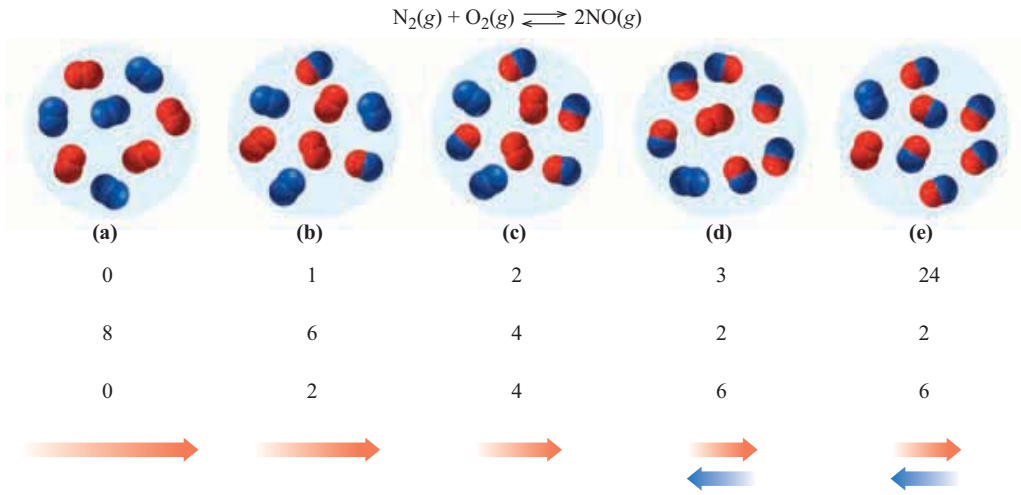


Figura 13.5 **(a)** Inicialmente, el matraz de reacción contiene sólo los reactivos N_2 y O_2. **(b)** La reacción directa entre O_2 y N_2 comienza a producir 2NO. **(c)** Conforme la reacción procede, hay menos moléculas de O_2 y N_2 y más moléculas de NO, lo que aumenta la velocidad de la reacción inversa. **(d)** En el equilibrio, las concentraciones de los reactivos N_2 y O_2 y el producto NO son constantes. **(e)** La reacción continúa con la velocidad de la reacción directa que iguala a la velocidad de las reacciones inversas.

P *¿Cómo se compara la velocidad de las reacciones directa e inversa una vez que la reacción química tiene el equilibrio?*

siguen ocurriendo. Las reacciones directa e inversa por lo general se muestran juntas en una sola ecuación al usar una flecha doble. Una reacción reversible es dos reacciones en oposición que ocurren al mismo tiempo.

$$N_2(g) + O_2(g) \underset{\text{Reacción inversa}}{\overset{\text{Reacción directa}}{\rightleftharpoons}} 2NO(g)$$

Problema de muestra 13.2 **Reacciones reversibles**

Escribe las reacciones directa e inversa para cada uno de los siguientes casos:

a) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ *b)* $2CO(g) + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2(g)$

Solución

Las ecuaciones se separan en reacciones directa e inversa.

a) reacción directa: $N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$

reacción inversa: $2NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$

b) reacción directa: $2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$

reacción inversa: $2CO_2(g) \longrightarrow O_2(g) + 2CO(g)$

Comprobación de estudio

Escribe la ecuación para la reacción que contiene la siguiente reacción inversa:

$$2HBr(g) \longrightarrow H_2(g) + Br_2(g)$$

Problema de muestra 13.3 **Velocidad de reacción y equilibrio**

Completa cada uno de los siguientes enunciados con

1. igual **2.** no igual **3.** más rápido
4. más lento **5.** no cambia **6.** cambia

a) antes de tener el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos _____

b) inicialmente, los reactivos colocados en un contenedor tienen una velocidad de reacción _____ que la velocidad de reacción de los productos

c) en el equilibrio, la velocidad de la reacción directa es _____ a la velocidad de la reacción inversa

d) en el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y los productos _____

Solución

a) 6 *b*) 3 *c*) 1 *d*) 5

Comprobación de estudio

Con las opciones de respuestas del problema de muestra 13.3, completa lo siguiente:

Conforme los reactivos se consumen y los productos se acumulan, la velocidad de la reacción directa se vuelve _____, mientras que la velocidad de la reacción inversa se vuelve _____.

Preguntas y problemas **Equilibrio químico**

13.7 ¿Qué significa el término *reacción reversible*?

13.8 ¿Cuándo tiene el equilibrio una reacción reversible?

13.9 ¿Cuáles de los siguientes procesos son reversibles?
a) romper un vidrio *b)* fundir hielo
c) calentar una sartén

13.10 ¿Cuáles de los siguientes procesos están en equilibrio?
a) la velocidad de reacciones opuestas es igual.
b) la velocidad de la reacción directa es más rápida que la velocidad de la reacción inversa.
c) las concentraciones de reactivos y productos no cambian.

Meta de aprendizaje

Calcular la constante de equilibrio para una reacción reversible dadas las concentraciones de reactivos y productos en equilibrio.



13.3 Constantes de equilibrio

En el equilibrio, las reacciones ocurren a la misma velocidad en direcciones opuestas, lo que significa que las concentraciones de los reactivos y productos permanece constante. Podemos usar un elevador de esquiadores como analogía. Temprano en la mañana, los esquiadores en la base de la montaña comienzan a montar en el elevador para subir a las pendientes. Conforme los esquiadores llegan a la cima de la montaña, esquían hacia abajo. Finalmente, el número de personas que montan el elevador es igual al número de personas que esquían por la montaña. No hay más cambio en el número de esquiadores en las pendientes; el sistema está en equilibrio.

Expresión de constante de equilibrio

Puesto que las concentraciones en una reacción en equilibrio ya no cambian, se pueden usar para establecer una relación entre los productos y los reactivos. Supón que escribimos una ecuación general para los reactivos A y B que forman los productos C y D. Las letras minúsculas cursivas son los coeficientes en la ecuación balanceada.

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Una **expresión de la constante de equilibrio** para la reacción multiplica las concentraciones de los productos en conjunto y divide entre las concentraciones de los reactivos. Cada concentración se eleva a una potencia que es su coeficiente en la reacción química balanceada. Los corchetes laterales de cada sustancia indican que la concentración se expresa en moles por litro (M). La **constante de equilibrio**, K_c, es el valor numérico obtenido al sustituir en la expresión las concentraciones molares en equilibrio. Para la reacción general, la expresión de la constante de equilibrio es

Constante de equilibrio — Expresión de la constante de equilibrio

$$K_c = \frac{\text{Productos}}{\text{Reactivos}} \quad \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Coeficientes

Escribimos la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de H_2 e I_2 usando la ecuación balanceada

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

Guía para escribir la expresión K_c

PASO 1 Escribe la ecuación de equilibrio balanceada.

PASO 2 Escribe los productos entre corchetes como numerador y los reactivos entre corchetes como denominador. No incluyas sólidos o líquidos puros.

PASO 3 Escribe el coeficiente de cada sustancia en la ecuación como un exponente.

PASO 1 **Escribe la ecuación de equilibrio balanceada.**

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

PASO 2 **Escribe entre corchetes los productos como numerador y los reactivos como denominador.**

$$\frac{\text{Productos}}{\text{Reactivos}} \quad \frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$$

PASO 3 **Escribe el coeficiente de cada sustancia como exponente.**

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Problema de muestra 13.4 Escritura de expresiones de constante de equilibrio

Escribe la expresión de la constante de equilibrio para lo siguiente:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación de equilibrio balanceada.**

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

PASO 2 **Escribe entre corchetes los productos como numerador y los reactivos como denominador.**

$$\frac{\text{Productos}}{\text{Reactivos}} \quad \frac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]}$$

PASO 3 **Escribe el coeficiente de cada sustancia como exponente.**

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

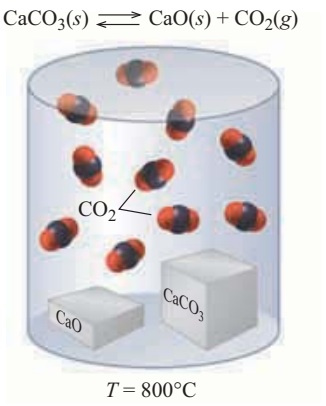


Figura 13.6 En equilibrio a temperatura constante, la concentración de CO_2 es la misma sin importar las cantidades de $CaCO_3$(s) y CaO(s) en el contenedor.

P *¿Por qué las concentraciones de CaO(s) y $CaCO_3$(s) no se incluyen en K_c para la descomposición de $CaCO_3$?*

Comprobación de estudio

Escribe la ecuación química balanceada que daría la siguiente expresión de constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]}$$

Equilibrio heterogéneo

UHasta el momento, nuestros ejemplos han sido reacciones que sólo implican gases. Una reacción en la que todos los reactivos y productos están en el mismo estado entonces se tiene un **equilibrio homogéneo.** Cuando los reactivos y productos están en dos o más estados, se denomina **equilibrio heterogéneo.** Por ejemplo, en la siguiente reacción, la descomposición de carbonato de calcio tiene equilibrio heterogéneo con óxido de calcio y dióxido de carbono (figura 13.6).

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

En contraste con los gases, las concentraciones de sólidos puros y líquidos puros en un equilibrio heterogéneo son constantes; no cambian. Por tanto, los sólidos y líquidos puros no se incluyen en la expresión de constante de equilibrio. Para este equilibrio heterogéneo, la expresión K_c no incluye la concentración de $CaCO_3(s)$ o $CaO(s)$. Se escribe como

$$K_c = [CO_2]$$

Problema de muestra 13.5 **Expresión de constante de equilibrio heterogéneo**

Escribe la expresión de constante de equilibrio para los siguientes equilibrios heterogéneos:

a) $Si(s) + 2Cl_2(g) \rightleftharpoons SiCl_4(g)$

b) $2Mg(s) + O_2(g) \rightleftharpoons 2MgO(s)$

Solución

En las expresiones de constante de equilibrio para reacciones heterogéneas, las concentraciones de los sólidos puros no se incluyen.

a) $K_c = \dfrac{[SiCl_4]}{[Cl_2]^2}$ *b)* $K_c = \dfrac{1}{[O_2]}$

Comprobación de estudio

El óxido de hierro (II) sólido y el gas monóxido de carbono están en equilibrio con el hierro sólido y el gas dióxido de carbono. Escribe la ecuación y la expresión de constante de equilibrio para la reacción.

Cálculo de constantes de equilibrio

El valor numérico de la constante de equilibrio se calcula a partir de la expresión de constante de equilibrio al sustituir de ésta las concentraciones de reactivos y

productos en equilibrio medidas experimentalmente. Por ejemplo, la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de H_2 e I_2 se escribe

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) \qquad K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Supón que en un experimento se midieron las concentraciones molares para los reactivos y productos en equilibrio como $[H_2] = 0.10$ M, $[I_2] = 0.20$ M y $[HI] = 1.04$ M. Cuando sustituimos estos valores en la expresión de constante de equilibrio, obtenemos el valor numérico de la constante de equilibrio.

Reactivos **Productos**

$[H_2] = 0.10$ M
$[I_2] = 0.20$ M
$[HI] = 1.04$ M

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[1.04]^2}{[0.10][0.20]} = 54$$

Supón que observamos diferentes concentraciones de equilibrio de reactivos y productos para el sistema H_2, I_2 y HI en equilibrio a 700. K (427°C). Cuando las concentraciones de reactivos y productos se miden en cada muestra de equilibrio y se usan para calcular la K_c para la reacción, se obtiene el mismo valor de K_c para cada uno (tabla 13.2). Por tanto, una reacción a una temperatura específica sólo puede tener un valor para la constante de equilibrio.

Tabla 13.2 **Constante de equilibrio para $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ a 427°C**

Experimento	$[H_2]$	$[I_2]$	$[HI]$	$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
1	0.10 M	0.20 M	1.04 M	54
2	0.20 M	0.20 M	1.47	54
3	0.30 M	0.17 M	1.66	54

Las unidades de K_c dependen de la ecuación específica. En el ejemplo de $[H_2]$, $[I_2]$ y $[HI]$, K_c tiene las unidades $[M]^2/[M]^2$, que resultan en un valor sin unidades. Sin embargo, en el siguiente ejemplo, las unidades [M] no se cancelarían porque $[M]^2/[M]^4 = 1/[M]^2 = [M]^{-2}$. No obstante, por lo general no se agregan unidades al valor de K_c. A 500 K, el valor de K_c para la siguiente reacción es 1.7×10^2.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = 1.7 \times 10^2\,[M]^{-2} \text{ o usualmente escrito como } 1.7 \times 10^2$$

Guía para calcular el valor K_c

PASO 1 Escribe la expresión K_c para el equilibrio.

PASO 2 Sustituye las concentraciones de equilibrio (molar) y calcula K_c.

Problema de muestra 13.6 Cálculo de una constante de equilibrio

La descomposición del tetróxido de dinitrógeno forma dióxido de nitrógeno.

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

¿Cuál es el valor de K_c a 100.°C si una mezcla de reacción en equilibrio contiene $[N_2O_4] = 0.45$ M y $[NO_2] = 0.31$ M?

Solución

Dado reactivo: $[N_2O_4] = 0.45$ M producto: $[NO_2] = 0.31$ M

Deseado valor K_c

PASO 1 **Escribe la expresión de equilibrio.**

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

PASO 2 **Sustituye las concentraciones molares en equilibrio y calcula el valor K_c.**

$$K_c = \frac{[0.31]^2}{[0.45]} = \frac{0.31\ \text{M} \times 0.31\ \text{M}}{0.45\ \text{M}} = 0.21\ \text{M, o } 0.21$$

Comprobación de estudio

El amoniaco se descompone cuando se calienta para dar nitrógeno e hidrógeno.

$$2NH_3(g) \rightleftharpoons 3H_2(g) + N_2(g)$$

Calcula la constante de equilibrio si una mezcla en equilibrio contiene $[NH_3] = 0.040$ M, $[N_2] = 0.20$ M, y $[H_2] = 0.60$ M.

Preguntas y problemas Constantes de equilibrio

13.11 Escribe la expresión de constante de equilibrio, K_c, para cada una de las siguientes reacciones:

a) $CH_4(g) + 2H_2S(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 4H_2(g)$

b) $2NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$

c) $2SO_3(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 4O_2(g)$

13.12 Escribe la expresión de constante de equilibrio, K_c, para cada una de las siguientes reacciones:

a) $2HBr(g) \rightleftharpoons H_2(g) + Br_2(g)$

b) $CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$

c) $CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$

13.13 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como equilibrio homogéneo o heterogéneo:

a) $2O_3(g) \rightleftharpoons 3O_2(g)$

b) $2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

c) $CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons 3H_2(g) + CO(g)$

d) $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(l) + 2Cl_2(g)$

13.14 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como equilibrio homogéneo o heterogéneo:

a) $CO(g) + H_2(g) \rightleftharpoons C(s) + H_2O(g)$

b) $CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(l)$

c) $CS_2(g) + 4H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + 2H_2S(g)$

d) $Br_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2BrCl(g)$

13.15 Escribe la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las reacciones del problema 13.13.

13.16 Escribe la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las reacciones del problema 13.14.

13.17 ¿Cuál es el valor de K_c para el siguiente equilibrio?

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

si $[NO_2] = 0.21$ M y $[N_2O_4] = 0.030$ M?

13.18 ¿Cuál es el valor de K_c para el siguiente equilibrio?

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$$

si $[CO] = 0.20$ M, $[H_2O] = 0.30$ M, $[CO_2] = 0.30$ M, y $[H_2] = 0.033$ M?

13.19 ¿Cuál es el valor de K_c para el siguiente equilibrio a 1000°C?

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$

si $[H_2] = 0.30$ M, $[CO] = 0.51$ M, $[CH_4] = 1.8$ M, y $[H_2O] = 2.0$ M?

13.20 ¿Cuál es el valor de K_c para el siguiente equilibrio a 500°C?

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

si $[H_2] = 0.40$ M, $[N_2] = 0.44$ M, $[NH_3] = 2.2$ M?

Meta de aprendizaje

Usar una constante de equilibrio para predecir la cuantitatividad o desplazamiento de la reacción y calcular concentraciones de equilibrio.

13.4 Uso de constantes de equilibrio

Hemos visto que los valores de K_c pueden ser grandes o pequeños. Ahora observamos los valores K_c para predecir cuánto avanza la reacción a productos en equilibrio. Cuando K_c es grande, el numerador (productos) es mayor que las concentraciones de los reactivos en el denominador.

$$\frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]} = K_c \text{ grande}$$

Cuando K_c es pequeña, el numerador es menor que el denominador, lo que significa que la reacción se ve favorecida hacia los reactivos.

$$\frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]} = K_c \text{ pequeña}$$

Al usar una reacción general y su expresión de constante de equilibrio, observamos las concentraciones relativas del reactivo A y el producto B.

$$\text{A}(g) \rightleftharpoons \text{B}(g) \qquad K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$$

Para K_c grande, [B] es mayor que [A]. Por ejemplo, si K_c es 1×10^3, o 1000, [B] sería 1000 veces mayor que [A] en equilibrio.

$$K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 1000 \quad \text{o reordenado} \quad [\text{B}] = 1000\,[\text{A}]$$

Para K_c pequeña, [A] es mayor que [B]. Por ejemplo, si K_c es 1×10^{-2}, [A] es 100 veces mayor que [B] en equilibrio.

$$K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = \frac{1}{100} \quad \text{o reordenado} \quad [\text{A}] = 100\,[\text{B}]$$

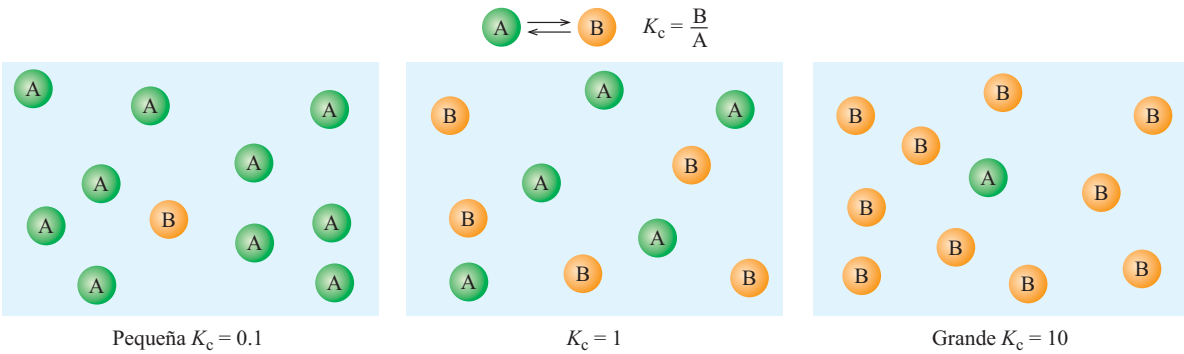


Figura 13.7 Una reacción con $K_c < 1$ contiene una mayor concentración de reactivos [A] que de productos [B]. Una reacción con K_c de aproximadamente 1.0 tiene más o menos las mismas concentraciones de productos [B] y reactivos [A]. Una reacción con $K_c > 1$ tiene una mayor concentración de productos [B] que de reactivos [A].

P *Una reacción en la que [A] = 100 [B] en equilibrio, ¿tiene K_c mayor que, aproximadamente igual a o menor que 1?*

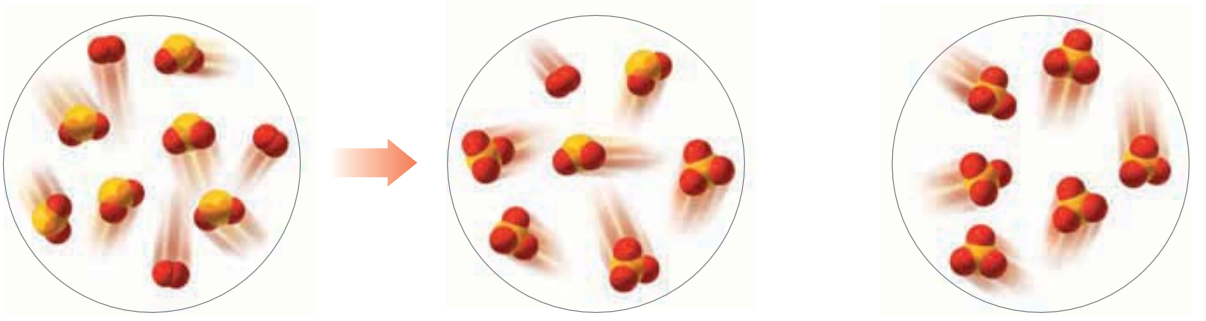


Figura 13.8 Una muestra inicialmente contiene SO_2 y O_2, mientras que otra contiene sólo SO_3. En equilibrio, principalmente SO_3 y sólo pequeñas cantidades de SO_2 y O_2 están presentes en ambas mezclas en equilibrio.

P *¿Por qué se obtiene la misma mezcla en equilibrio a partir de reactivos y de productos?*

En la figura 13.7 se muestran mezclas en equilibrio con diferentes valores de K_c.

Equilibrio con K_c grande

Una reacción con una K_c grande forma una cantidad sustancial de producto cuando se establece el equilibrio. Cuanto mayor sea el valor de K_c, más favorece el equilibrio a los productos. Una reacción con una K_c muy grande en esencia tiende a la conclusión para dar principalmente productos. Considera la reacción de SO_2 y O_2, que tiene una K_c grande. En el equilibrio, la mezcla de reacción contiene principalmente producto y muy poco reactivo.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

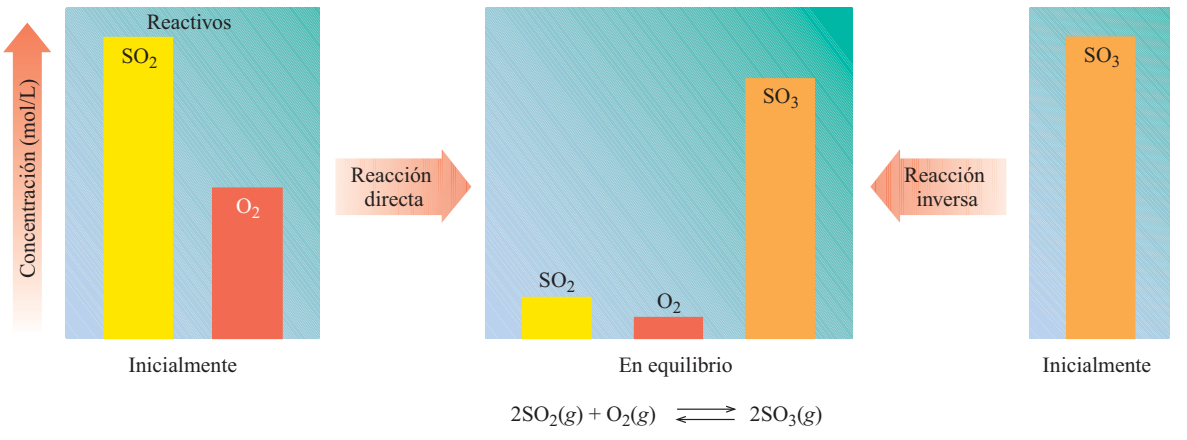
$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} \quad \frac{\text{Principalmente producto}}{\text{Poco reactivo}} = 3.4 \times 10^2$$

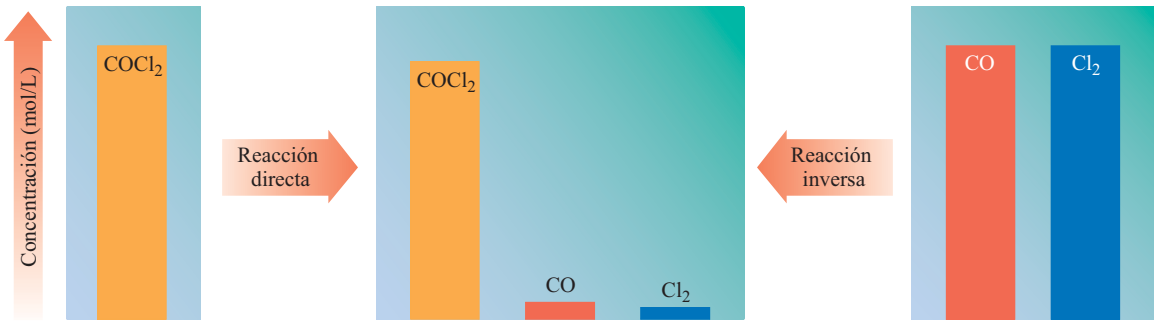
La reacción favorece productos

Podemos empezar la reacción sólo con los reactivos SO_2 y O_2, o sólo con los productos SO_3 (figura 13.8). En una reacción, SO_2 y O_2 forman SO_3; y en la otra, SO_3 reacciona para formar SO_2 y O_2. Sin embargo, en ambas mezclas en equilibrio, la concentración de SO_3 es mucho mayor que las concentraciones de SO_2 y O_2 (figura 13.9). Puesto que hay más producto que reactivo en equilibrio, la energía de activación para la reacción directa debe ser menor que la energía de activación para la reacción inversa.

Figura 13.9 En la reacción de SO_2 y O_2, el equilibrio se desplaza hacia la formación de producto SO_3, que resulta en una K_c grande.

P *¿Por qué se obtiene una mezcla en equilibrio después de comenzar con SO_3 puro?*





$$COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$$

Figura 13.10 En equilibrio, la reacción $COCl_2 \rightleftharpoons CO + Cl_2$ se ve favorecida hacia el reactivo y la mezcla de reacción en equilibrio contiene principalmente $COCl_2$, que resulta en una pequeña K_c.

P *Si comienzas sólo con $COCl_2$ en un contenedor cerrado, ¿cómo cambian las reacciones directa e inversa conforme se tiene el equilibrio?*

Equilibrio con K_c pequeña

Para una reacción con una K_c pequeña, la mezcla en equilibrio contiene muy pocas concentraciones de productos. Considera la reacción para la descomposición de $COCl_2$, que tiene una K_c pequeña (figura 13.10).

$$COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$$

$$K_c = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]} \quad \frac{\text{Poco producto}}{\text{Principalmente reactivo}} = 2.2 \times 10^{-10}$$

La reacción favorece reactivos

Si la reacción comienza sólo con reactivos, $COCl_2$, o con los productos, CO y Cl_2, la mezcla en equilibrio contiene principalmente reactivo y muy poco producto. La energía de activación para la reacción directa sería mucho mayor que la energía de activación para la reacción inversa. Las reacciones con K_c muy pequeña en esencia no producen producto.

Las reacciones con constantes de equilibrio cercanas a 1 tienen aproximadamente las mismas concentraciones de reactivos y productos (figura 13.11). La tabla 13.3 menciona algunas constantes de equilibrio y el desplazamiento de su reacción.

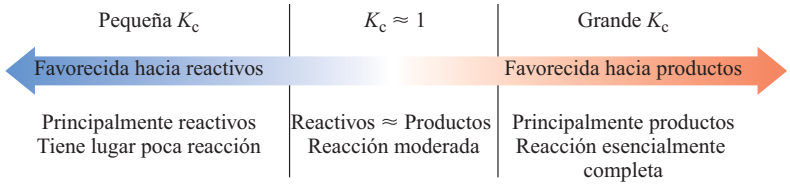


Figura 13.11 La constante de equilibrio K_c indica cuán lejos va una reacción hacia los productos. Una reacción con una K_c grande contiene principalmente productos; una reacción con una K_c pequeña contiene principalmente reactivos.

P *¿Una reacción con $K_c = 1.2 \times 10^{15}$ contiene principalmente reactivos o productos en equilibrio?*

Tabla 13.3 Ejemplos de reacciones con valores K_c grandes y pequeños

Reactivos	Productos	K_c	El equilibrio se favorece a
$2CO(g) + O_2(g)$	$\rightleftharpoons 2CO_2(g)$	2×10^{11}	Productos
$2H_2(g) + S_2(g)$	$\rightleftharpoons 2H_2S(g)$	1.1×10^{7}	Productos
$N_2(g) + 3H_2(g)$	$\rightleftharpoons 2NH_3(g)$	1.6×10^{2}	Productos
$H_2O(g) + CH_4(g)$	$\rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$	4.7	Ninguno
$PCl_5(g)$	$\rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$	1.2×10^{-2}	Reactivos
$N_2(g) + O_2(g)$	$\rightleftharpoons 2NO(g)$	2×10^{-9}	Reactivos
$COCl_2(g)$	$\rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$	2.2×10^{-10}	Reactivos

Problema de muestra 13.7 **Extensión de reacción**

Predice si el equilibrio se desplaza hacia los reactivos o a los productos para cada una de las siguientes reacciones:

a) $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$ $\quad K_c = 2.9 \times 10^{82}$ a 25°C

b) $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$ $\quad K_c = 1.2 \times 10^{-2}$ a 225°C

Solución

a) una K_c grande indica que el equilibrio se desplaza hacia los productos.
b) una K_c pequeña indica que el equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

Comprobación de estudio

La constante de equilibrio para la reacción

$$2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$$

es 6.4×10^{-7}. En la mezcla de reacción, ¿la concentración de los reactivos es mucho mayor, mucho menor o aproximadamente la misma que los productos?

Cálculo de concentraciones en equilibrio

Cuando una reacción avanza esencialmente a productos, podemos usar los factores mol que estudiamos anteriormente para calcular la cantidad de un producto. Sin embargo, muchas reacciones tienen el equilibrio sin agotar todos los reactivos. Si es el caso, entonces necesitamos usar la constante de equilibrio para calcular la cantidad de producto que se puede formar en la reacción. Por ejemplo, si conocemos la constante de equilibrio para una reacción y todas las concentraciones excepto una, podemos calcular la concentración desconocida usando la expresión de constante de equilibrio.

Problema de muestra 13.8 **Cálculo de concentración usando una constante de equilibrio**

Para la reacción de dióxido de carbono e hidrógeno, las concentraciones de equilibrio son $[CO_2] = 0.25$ M, $[H_2] = 0.80$ M, y $[H_2O] = 0.50$ M. ¿Cuál es la concentración en equilibrio de $CO(g)$?

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g) \qquad K_c = 0.11$$

Guía para usar el valor K_c

PASO 1
Escribe la expresión K_c para la ecuación de equilibrio.

PASO 2
Resuelve la expresión K_c para la concentración desconocida.

PASO 3
Sustituye los valores conocidos en la expresión K_c reordenada.

PASO 4
Comprueba la respuesta usando las concentraciones calculadas en la expresión K_c.

Solución

PASO 1 **Escribe la expresión K_c para el equilibrio.** A partir de la ecuación, la expresión de la constante de equilibrio se escribe como

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

PASO 2 **Resuelve la expresión K_c para la concentración desconocida.** Para reordenar la K_c para [CO], multiplica ambos lados por $[CO_2][H_2]$ y cancela.

$$K_c \times [CO_2][H_2] = \frac{[CO][H_2O]}{[\cancel{CO_2}][\cancel{H_2}]} \times [\cancel{CO_2}][\cancel{H_2}]$$

$$K_c\,[CO_2][H_2] = [CO][H_2O]$$

Al dividir ambos lados entre $[H_2O]$ se obtiene [CO].

$$\frac{K_c\,[CO_2][H_2]}{[H_2O]} = \frac{[CO][\cancel{H_2O}]}{[\cancel{H_2O}]}$$

$$[CO] = \frac{K_c\,[CO_2][H_2]}{[H_2O]}$$

PASO 3 **Sustituye los valores conocidos en la expresión K_c reordenada.** Sustituye el valor K_c y las concentraciones dadas en equilibrio: $[CO_2] = 0.25$ M, $[H_2] = 0.80$ M, y $[H_2O] = 0.50$ M para resolver [CO].

$$[CO] = \frac{K_c\,[CO_2][H_2]}{[H_2O]} = \frac{0.11[0.25][0.80]}{[0.50]}$$

$$[CO] = 0.044 \text{ M}$$

PASO 4 **Comprueba la respuesta usando las concentraciones calculadas en la K_c.**

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{[0.044][0.50]}{[0.25][0.80]}$$

$$K_c = 0.11$$

Comprobación de estudio

El etanol se puede producir al reaccionar etileno (C_2H_4) con vapor de agua. A 327°C, la K_c es 9×10^3.

$$C_2H_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons C_2H_5OH(g)$$

Si una mezcla en equilibrio tiene concentraciones de $[C_2H_4] = 0.020$ M y $[H_2O] = 0.015$ M, ¿cuál es la concentración en equilibrio de C_2H_5OH?

Preguntas y problemas **Uso de constantes de equilibrio**

13.21 Indica si cada una de las siguientes mezclas en equilibrio contiene principalmente productos o principalmente reactivos:

a) $Cl_2(g) + NO(g) \rightleftharpoons 2NOCl(g)$ $K_c = 3.7 \times 10^8$

b) $2H_2(g) + S_2(g) \rightleftharpoons 2H_2S(g)$ $K_c = 1.1 \times 10^7$

c) $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3$ $K_c = 1.7 \times 10^{-56}$

13.22 Indica si cada una de las siguientes mezclas en equilibrio contiene principalmente productos o principalmente reactivos:

a) $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$ $K_c = 5.0 \times 10^{-9}$

b) $2HF(g) \rightleftharpoons H_2(g) + F_2(g)$ $K_c = 1.0 \times 10^{-95}$

c) $2NO(g) + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ $K_c = 6.0 \times 10^{13}$

13.23 La constante de equilibrio, K_c, para el equilibrio

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

es 54 a 425°C. Si la mezcla en equilibrio contiene 0.030 M HI y 0.015 M I_2, ¿cuál es la concentración en equilibrio de H_2?

13.24 La constante de equilibrio, K_c, para el equilibrio

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

es 4.6×10^{-3}. Si la mezcla en equilibrio contiene 0.050 M NO_2, ¿cuál es la concentración de N_2O_4?

13.25 La K_c a 100°C es 2.0 para la reacción

$$2NOBr(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Br_2(g)$$

Si el sistema en equilibrio contiene [NO] = 2.0 M y $[Br_2]$ = 1.0 M, ¿cuál es el [NOBr]?

13.26 Una mezcla en equilibrio a 225°C contiene 0.14 M NH_3 y 0.18 M H_2 para la reacción

$$3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Si la K_c a esta temperatura es 1.7×10^2, ¿cuál es la concentración en equilibrio de N_2?

13.5 Cambio en las condiciones de equilibrio: el principio de Le Châtelier

Meta de aprendizaje

Usar el principio de Le Châtelier para describir los cambios que ocurren de las concentraciones al equilibrio cuando cambian las condiciones de reacción.

Hemos visto que cuando una reacción tiene el equilibrio, la velocidad de las reacciones directa e inversa son iguales y las concentraciones permanecen constantes. Ahora observaremos lo que sucede a un sistema en equilibrio cuando ocurren cambios en las condiciones de la reacción, tales como cambios en temperatura, concentración y presión.

El principio de Le Châtelier

En la sección anterior vimos que un sistema en equilibrio consiste de reacciones directas e inversas que ocurren a igual velocidad. Por tanto, en el equilibrio, las concentraciones de las sustancias no cambian. Sin embargo, cualquier cambio que ocurra en las condiciones de reacción perturbará el equilibrio. Las concentraciones se pueden cambiar al agregar o quitar una de las sustancias, el volumen (presión) o la temperatura pueden cambiar. Cuando alteramos alguna de las condiciones de un sistema en equilibrio, la velocidad de las reacciones directa e inversa ya no será igual. Decimos que se coloca una *perturbación* en el equilibrio. El principio de Le Châtelier se usa para determinar la dirección a la que se debe desplazar el equilibrio para disminuir dicha perturbación y restablecer el equilibrio.

Principio de Le Châtelier

Cuando se coloca una perturbación (cambio en condiciones) en una reacción en equilibrio, el equilibrio se desplaza en la dirección que disminuya la perturbación.

Efecto de los cambios de concentración

Usaremos el equilibrio para la reacción de PCl_5 para ilustrar la perturbación causada por un cambio en concentración y cómo reacciona el sistema ante la perturbación. Considera la siguiente reacción, que tiene una K_c de 0.042 a 250°C:

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Para una reacción a una temperatura dada, sólo hay una constante de equilibrio. Incluso si hay cambios en las concentraciones de los componentes, el valor K_c no cambia. Lo que cambiará son las concentraciones de los otros componentes en la reacción con la finalidad de disminuir la perturbación. Por ejemplo, podemos ver que una mezcla en equilibrio que contiene 1.20 M PCl_5, 0.20 M PCl_3 y 0.25 M Cl_2 tiene una K_c de 0.042.

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.20][0.25]}{[1.20]} = 0.042$$

Supón que ahora agregamos PCl_5 a la mezcla en equilibrio para aumentar $[PCl_5]$ a 2.00 M. Si en este punto sustituimos las concentraciones en la expresión en equilibrio, la razón de productos a reactivos es 0.025, que es más pequeña que la K_c de 0.042.

$$\frac{\text{Productos}}{\text{Reactivos (agregados)}} \qquad \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.20][0.25]}{[2.00]} = 0.025 < K_c$$

Puesto que una K_c no puede cambiar para una reacción a una temperatura dada, agregar más PCl_5 coloca una perturbación en el sistema (figura 13.12). Formar más productos puede disminuir esta perturbación. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, agregar reactivos hace que el equilibrio se *desplace* hacia los productos.

Agregar PCl_5

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

En nuestro experimento, el equilibrio se restablece con nuevas concentraciones de $[PCl_5] = 1.94$ M, $[PCl_3] = 0.26$ y $[Cl_2] = 0.31$ M. La mezcla en equilibrio resultante contiene más reactivos y productos, pero sus nuevas concentraciones en la expresión de equilibrio son nuevamente iguales a la K_c.

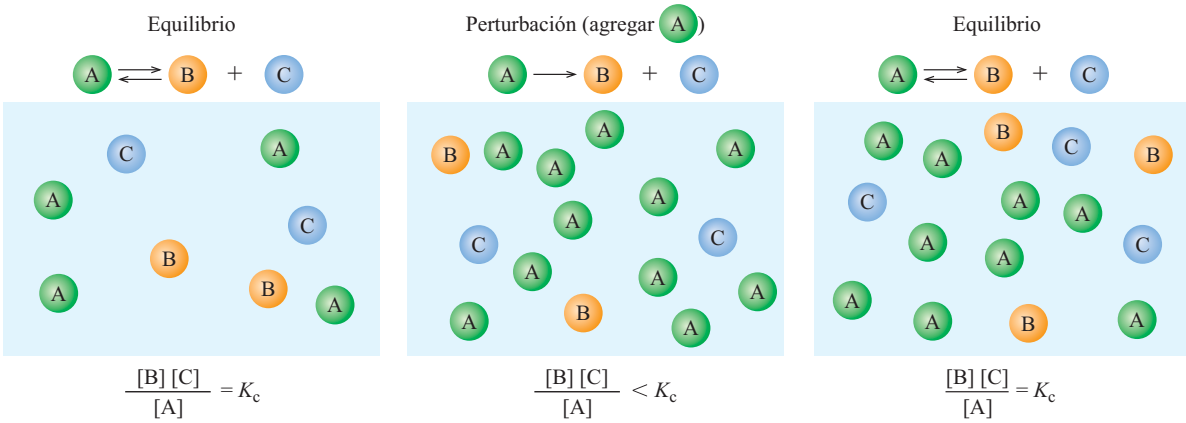


Figura 13.12 La adición de A coloca perturbación en el equilibrio de $A \rightleftharpoons B + C$. Para disminuir la perturbación, la reacción directa convierte algo de A a B + C y el equilibrio se restablece.

P *Cuando se agrega C, ¿el equilibrio se desplaza a productos o reactivos? ¿Por qué?*

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.26][0.31]}{[1.94]} = 0.042 = K_c$$ Nueva concentración mayor

Supón que en otro experimento se quita algo de PCl_5 de la mezcla en equilibrio original, lo que reduce $[PCl_5]$ a 0.76 M. Ahora la razón de los productos a los reactivos es mayor que el valor K_c de 0.042. La pérdida de parte del reactivo colocó una perturbación en el equilibrio.

$$\frac{\text{Producto}}{\text{Reactivo (retirado)}} \quad \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.20][0.25]}{[0.76]} = 0.066 > K_c$$

En este caso, la perturbación se disminuye conforme la reacción inversa convierte parte de los productos en reactivos. Al usar el principio de Le Châtelier vemos que quitar algo de reactivo *desplaza* el equilibrio hacia los reactivos.

Quitar PCl_5

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

En este experimento, el equilibrio se restablece con nuevas concentraciones de $[PCl_5] = 0.80$ M, $[PCl_3] = 0.16$ M, y $[Cl_2] = 0.21$ M. La mezcla en equilibrio resultante ahora contiene concentraciones menores de reactivos y productos, pero sus nuevas concentraciones en la expresión de equilibrio una vez más son iguales a K_c.

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.16][0.21]}{[0.80]} = 0.042 = K_c$$ Nuevas concentraciones menores

También puede haber cambios en las concentraciones de otros componentes en esta reacción. Podríamos agregar o quitar uno de los productos en esta reacción. Supón que se duplica el $[Cl_2]$, lo que hace que la razón producto/reactivo sea mayor que K_c.

$$\frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.20][0.50]}{[1.2]} = 0.083 > K_c$$

Con un aumento en la concentración de Cl_2, la velocidad de la reacción inversa aumenta y convierte parte de los productos a reactivos. Al usar el principio de Le Châtelier, vemos que la adición de un producto causa un *desplazamiento* hacia los reactivos.

Agregar Cl_2

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Por otra parte, podríamos quitar parte de Cl_2, lo que reduciría $[Cl_2]$ y *desplazaría* el equilibrio hacia los productos.

Quitar Cl_2

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

En resumen, el principio de Le Châtelier indica que una perturbación causada por agregar una sustancia en equilibrio se disminuye al desplazar la reacción

Tabla 13.4 **Efecto de los cambios de concentración sobre el equilibrio $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$**

Perturbación	Desplazamiento	Cambios en equilibrio		
		$PCl_5(g)$	$PCl_3(g)$	$Cl_2(g)$
Aumentar PCl_5	Hacia productos	agregado	más	más
Reducir PCl_5	Hacia reactivos	retirado	menos	menos
Aumentar PCl_3	Hacia reactivos	más	agregado	menos
Reducir PCl_3	Hacia productos	menos	retirado	más
Aumentar Cl_2	Hacia reactivos	más	menos	agregado
Reducir Cl_2	Hacia productos	menos	más	retirado

alejándola de dicha sustancia. Cuando se pierde una sustancia, el equilibrio se desplaza hacia dicha sustancia. Estas características del principio de Le Châtelier se resumen en la tabla 13.4.

Catalizadores

En ocasiones se agrega un catalizador a una reacción. Anteriormente demostramos que un catalizador acelera una reacción al bajar la energía de activación. Como resultado, aumenta la velocidad de las reacciones directa e inversa. El tiempo requerido para tener el equilibrio es más corto, pero se logran las mismas razones de productos y reactivos. Por tanto, un catalizador acelera las reacciones directa e inversa, pero no tiene efecto sobre la constante de equilibrio.

Problema de muestra 13.9 Efecto de los cambios en las concentraciones

¿Cuál es el efecto de cada una de las siguientes condiciones sobre la reacción en equilibrio?

a) aumentar [CO]
b) aumentar $[H_2]$
c) reducir $[H_2O]$
d) reducir $[CO_2]$
e) agregar un catalizador

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

Solución

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza para disminuir la perturbación.

a) aumentar [CO] desplaza el equilibrio hacia los productos
b) aumentar $[H_2]$ desplaza el equilibrio hacia los reactivos
c) reducir $[H_2O]$ desplaza el equilibrio hacia los reactivos
d) reducir $[CO_2]$ desplaza el equilibrio hacia los productos
e) agregar un catalizador no causa un desplazamiento en el equilibrio

Comprobación de estudio

¿Cuál es el efecto de aumentar $[CO_2]$ en el equilibrio para la reacción en el problema de muestra 13.9?

NOTA QUÍMICA

EQUILIBRIO OXÍGENO-HEMOGLOBINA E HIPOXIA

El transporte de oxígeno implica un equilibrio entre hemoglobina (Hb), oxígeno y oxihemoglobina.

$$Hb + O_2 \rightleftharpoons HbO_2$$

Cuando el nivel de O_2 es alto en los alvéolos del pulmón, la reacción se ve favorecida hacia el producto HbO_2. En los tejidos donde la concentración de O_2 es baja, la reacción inversa libera el oxígeno de la hemoglobina. La expresión de equilibrio se escribe

$$K_c = \frac{[HbO_2]}{[Hb][O_2]}$$



A presión atmosférica normal, el oxígeno se expande en la sangre porque la presión parcial de oxígeno en los alvéolos es mayor que la de la sangre. A alturas por arriba de 8000 pies, la disminución en la cantidad de oxígeno en el aire resulta en una significativa reducción de oxígeno a la sangre y los tejidos corporales. A una altitud de 18 000 pies, una persona obtendrá 29% menos oxígeno. Cuando los niveles de oxígeno bajan, una persona puede experimentar hipoxia, que tiene síntomas como aumento en el ritmo respiratorio, dolor de cabeza, agudeza mental reducida, fatiga, coordinación física disminuida, náusea, vómito y cianosis. Un problema similar ocurre en las personas con una historia de enfermedad pulmonar que deteriora la difusión de gas en los alvéolos, o en las personas que tienen un número reducido de glóbulos rojos, lo que ocurre en los fumadores.

A partir de la expresión de equilibrio, vemos que una disminución en el oxígeno desplazará el equilibrio a los reactivos. Tal desplazamiento agota la concentración de HbO_2 y causa la condición de hipoxia.

$$Hb + O_2 \longleftarrow HbO_2$$

El tratamiento inmediato del mal de montaña incluye hidratación, descanso y, si es necesario, descender a una altitud más baja. La adaptación a niveles de oxígeno reducidos requiere aproximadamente diez días. Durante este tiempo, la médula ósea aumenta la producción de eritrocitos, lo que proporciona más eritrocitos y hemoglobina. Una persona que vive a gran altura puede tener 50% más eritrocitos que alguien a nivel del mar. Este aumento en hemoglobina causa un desplazamiento en el equilibrio de vuelta a producto HbO_2. Con el tiempo, la mayor concentración de HbO_2 proporcionará más oxígeno a los tejidos y los síntomas de la hipoxia se disminuirán.

$$Hb + O_2 \longrightarrow HbO_2$$

Para alguien que asciende altas montañas es importante detenerse y aclimatarse durante varios días a alturas mayores. A grandes alturas puede ser necesario usar un tanque de oxígeno.

Efecto de cambios de volumen (presión) sobre el equilibrio

Los gases participantes en una reacción ejercen presión. Aunque el volumen, y por tanto la presión, pueden cambiar, el valor de la constante de equilibrio no cambia a una temperatura dada. Al usar las leyes de los gases, sabemos que aumentar la presión del contenedor disminuye el volumen, mientras que reducir la presión aumenta el volumen.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, reducir el número de moles de gas disminuye la perturbación de la presión aumentada. Esto significa que la reacción se desplaza hacia el menor número de moles de gas. Observa el efecto de reducir el volumen de la mezcla en equilibrio que originalmente contenía 1.20 M PCl_5, 0.20 M PCl_3 y 0.25 M Cl_2 con una K_c de 0.042.

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.20][0.25]}{[1.20]} = 0.042$$

Si reducimos el volumen a la mitad, todas las concentraciones molares se duplican. En la ecuación hay más moles de productos que reactivos, de modo que hay un aumento en la razón producto/reactivo.

$$\frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.40][0.50]}{[2.40]} = 0.083 > K_c$$

Para disminuir la perturbación, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, lo que reduce el mol/L de los productos y aumenta el mol/L del reactivo (figura 13.13).

Disminución de V

$$\underset{1\text{ mol}}{PCl_5(g)} \rightleftharpoons \underset{}{PCl_3(g)} + \underset{2\text{ moles}}{Cl_2(g)}$$

Cuando el equilibrio se restablece, las nuevas concentraciones son $[PCl_5] = 2.52$ M, $[PCl_3] = 0.28$ M y $[Cl_2] = 0.38$ M. La mezcla de equilibrio resultante contiene nuevas concentraciones de reactivos y productos que ahora son iguales al valor K_c.

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.28][0.38]}{[2.52]} = 0.042$$

Por otra parte, cuando el volumen aumenta y la presión disminuye, la reacción se desplaza hacia el mayor número de moles de gas. Supón que el volumen se duplica. Entonces las concentraciones molares de todos los gases se reduce a la mitad. Puesto que hay más moles de productos que reactivos, hay una disminución en la razón producto/reactivo.

$$\frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.100][0.125]}{[0.600]} = 0.021 < K_c$$

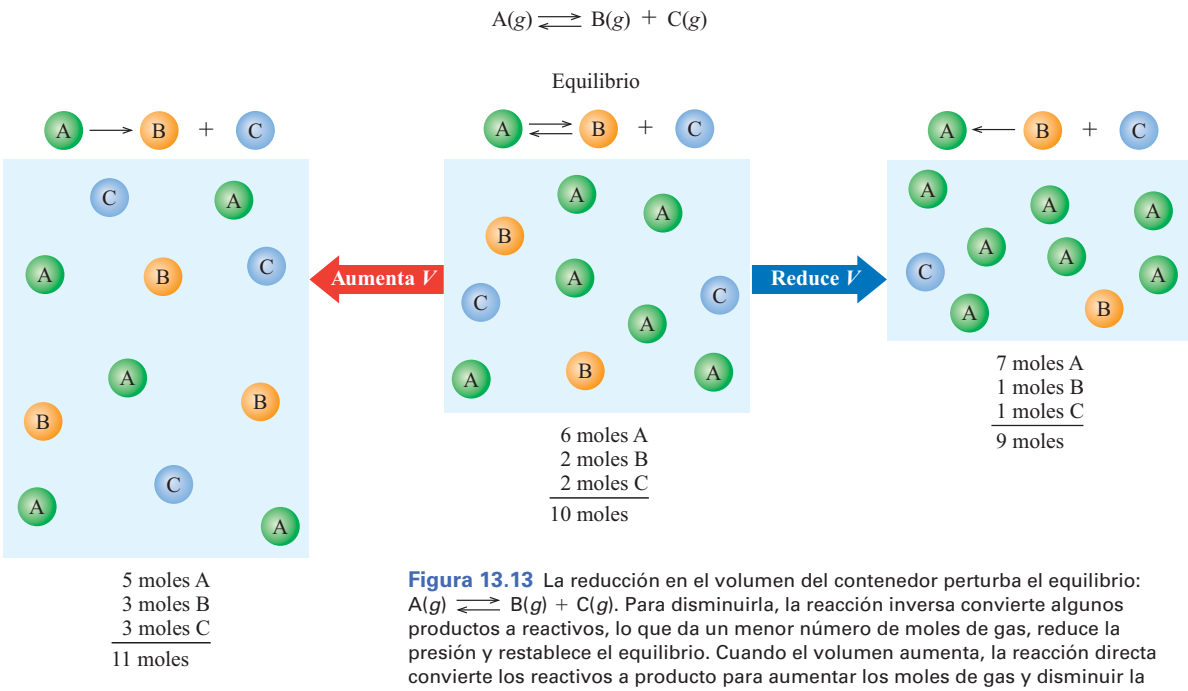


Figura 13.13 La reducción en el volumen del contenedor perturba el equilibrio: $A(g) \rightleftharpoons B(g) + C(g)$. Para disminuirla, la reacción inversa convierte algunos productos a reactivos, lo que da un menor número de moles de gas, reduce la presión y restablece el equilibrio. Cuando el volumen aumenta, la reacción directa convierte los reactivos a producto para aumentar los moles de gas y disminuir la perturbación.

P *Si quieres aumentar los productos, ¿aumentarías o reducirías el volumen del contenedor de la reacción?*

Ahora el equilibrio tiene que desplazarse hacia los productos para disminuir la perturbación; esto aumentará las concentraciones (mol/L) de los productos.

Aumenta V

$$\underset{1\text{ mol}}{PCl_5(g)} \rightleftharpoons \underset{2\text{ moles}}{PCl_3(g) + Cl_2(g)}$$

Cuando el equilibrio se restablece, las nuevas concentraciones son $[PCl_5] = 0.56$ M, $[PCl_3] = 0.14$ M y $[Cl_2] = 0.17$ M. La mezcla de equilibrio resultante contiene nuevas concentraciones de reactivos y productos que ahora son iguales al valor K_c.

A volumen (1)	**A volumen (2)**
$[PCl_3] = 0.20$ M	0.14 M
$[Cl_2] = 0.25$ M	0.17 M
$[PCl_5] = 1.20$ M	0.56 M

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{[0.14][0.17]}{[0.56]} = 0.042$$

Cuando una reacción tiene el mismo número de moles de gases en los reactivos que en los productos, un cambio de volumen no afecta el equilibrio. No hay efecto sobre el equilibrio porque las concentraciones molares de los reactivos y productos cambian en la misma forma. Considera la reacción de H_2 e I_2 para formar HI, que tiene un K_c de 54.

$$\underset{2\text{ moles}}{H_2(g) + I_2(g)} \rightleftharpoons \underset{2\text{ moles}}{2HI(g)}$$

Supón que iniciamos con $[H_2] = 0.060$ M, $[I_2] = 0.015$ M, $[HI] = 0.22$ M.

$$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[0.22]^2}{[0.060][0.015]} = 54$$

Si el volumen disminuye a la mitad, la presión se duplicará y todas las concentraciones molares se duplican. Sin embargo, la ecuación tiene el mismo número de moles de productos y de reactivos, así que no hay efecto sobre el equilibrio. La razón producto/reactivo permanece igual. Podemos ver esto al sustituir las concentraciones crecientes en la expresión de constante de equilibrio.

$$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[0.44]^2}{[0.12][0.030]} = 54$$

Problema de muestra 13.10 **Efecto de los cambios en las concentraciones**

Indica si el efecto de reducir el volumen para cada uno de los siguientes equilibrios hace que el número de moles de producto aumente, disminuya o no cambie:

a) $C_2H_2(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons C_2H_6(g)$

b) $2NO_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + O_2(g)$

c) $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$

Solución

Para disminuir la perturbación de reducir el volumen, el equilibrio se desplaza hacia el lado con menores moles de componentes gaseosos.

a) el equilibrio se desplaza hacia el producto C_2H_6 para reducir el número de moles de gas. El número de moles de producto aumenta

$$\underset{\text{3 moles de gas}}{C_2H_2(g) + 2H_2(g)} \longrightarrow \underset{\text{1 mol de gas}}{C_2H_6(g)}$$

b) el equilibrio se desplaza hacia el reactivo NO_2 para reducir el número de moles de gas. El número de moles de producto disminuye

$$\underset{\text{2 moles de gas}}{2NO_2(g)} \longleftarrow \underset{\text{3 moles de gas}}{2NO(g) + O_2(g)}$$

c) no hay desplazamiento en el equilibrio porque no hay cambio en el número de moles; los moles de reactivo son iguales a los moles de producto. El número de moles de producto no cambia

$$\underset{\text{2 moles de gas}}{CO(g) + H_2O(g)} \rightleftharpoons \underset{\text{2 moles de gas}}{CO_2(g) + H_2(g)}$$

Comprobación de estudio

Supón que quieres aumentar la producción de producto en la siguiente reacción. ¿Aumentarías o disminuirías el volumen del contenedor de la reacción?

$$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$$

Efecto de un cambio en temperatura sobre el equilibrio

Como hemos visto, los efectos de los cambios sobre el equilibrio son desplazar el equilibrio para restablecer el mismo valor de la constante de equilibrio. Sin embargo, si cambiamos la temperatura de un sistema en equilibrio, cambiamos el valor de K_c. Cuando la temperatura de un sistema en equilibrio aumenta, la reacción que se ve favorecida es aquella que remueve calor. Cuando se agrega calor a una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia los productos para agotar calor. El valor de K_c aumenta porque el desplazamiento aumenta la concentración de producto y disminuye la concentración de reactivo.

Aumenta T; aumenta K_c

$$N_2(g) + O_2(g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2NO(g)$$

Si la temperatura baja, el equilibrio se desplaza para aumentar las concentraciones de los reactivos, y el valor de K_c disminuye (tabla 13.5).

Disminuye T; disminuye K_c

$$N_2(g) + O_2(g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2NO(g)$$

Tabla 13.5 Desplazamientos de equilibrio para cambios de temperatura en una reacción endotérmica

K_c	Cambio de temperatura	Desplazamiento del equilibrio	Cambio en valor K_c
$\frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$	Aumenta	Más producto $\frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$ Menos reactivo	↑ Aumenta
$\frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$	Disminuye	Menos producto $\frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$ Más reactivo	↓ Disminuye

Para una reacción exotérmica, la adición de calor favorece la reacción inversa, que agota calor. El valor de K_c para una reacción exotérmica disminuye cuando la temperatura aumenta.

Aumenta T; disminuye K_c

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) + \text{calor}$$

Si se quita calor, el equilibrio de una reacción exotérmica se ve favorecida hacia los productos, lo que proporciona calor (tabla 13.6).

Disminuye T; aumenta K_c

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) + \text{calor}$$

Tabla 13.6 Desplazamientos del equilibrio a cambios de temperatura en una reacción exotérmica

K_c	Cambio de temperatura	Desplazamiento del equilibrio	Cambio en valor K_c
$\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$	Aumenta	Menos producto $\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$ Más reactivo	↓ Disminuye
$\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$	Disminuye	Más producto $\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$ Menos reactivo	↑ Aumenta

Problema de muestra 13.11 **Efecto del cambio de temperatura sobre el equilibrio**

Indica el cambio en la concentración de productos y la K_C cuando aumenta la temperatura de cada una de las siguientes reacciones en equilibrio:

a) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + 92\ kJ \quad (\Delta H = -92\ kJ)$

b) $N_2(g) + O_2(g) + 180\ kJ \rightleftharpoons 2NO(g) \quad (\Delta H = +180\ kJ)$

Solución

a) la adición de calor desplaza una reacción exotérmica a reactivos, lo que disminuye la concentración de los productos. La K_c disminuirá

b) la adición de calor desplaza una reacción endotérmica a productos, lo que aumenta la concentración de los productos. La K_c aumentará

Comprobación de estudio

Indica el cambio en la concentración de reactivos y la K_c cuando hay una disminución en la temperatura de cada una de las reacciones en equilibrio en el problema de muestra 13.11.

La tabla 13.7 resume las formas en que usamos el principio de Le Châtelier para determinar el desplazamiento en equilibrio que diminuye una perturbación causada al cambiar una condición.

Tabla 13.7 Efectos del cambio de condiciones sobre el equilibrio

Condición	Cambio (perturbación)	Reacción para quitar la perturbación
Concentración	Agregar reactivo	Directa
	Quitar reactivo	Inversa
	Agregar producto	Inversa
	Quitar producto	Directa
Volumen (contenedor)	Disminuye	Hacia menos moles en la fase gas
	Aumenta	Hacia más moles en la fase gas
Temperatura	**Reacción endotérmica**	
	Eleva T	Directa, mayor valor para K_c
	Baja T	Inversa, menor valor para K_c
	Reacción exotérmica	
	Eleva T	Inversa, menor valor para K_c
	Baja T	Directa, mayor valor para K_c
Catalizador	Aumenta velocidad igualmente	Sin efecto

NOTA QUÍMICA

HOMEOSTASIS: REGULACIÓN DE LA TEMPERATURA CORPORAL

En un sistema de equilibrio fisiológico llamado homeostasis, los cambios en nuestro entorno se equilibran mediante cambios en nuestros cuerpos. Es crucial para nuestra supervivencia que equilibremos la ganancia de calor con pérdida de calor. Si no perdemos suficiente calor, nuestra temperatura corporal aumenta. A altas temperaturas, el cuerpo ya no puede regular las reacciones metabólicas. Si perdemos demasiado calor, la temperatura corporal cae. A bajas temperaturas, las funciones esenciales proceden muy lentamente.

La piel juega un papel importante en el mantenimiento de la temperatura corporal. Cuando la temperatura exterior aumenta, los receptores en la piel envían señales al cerebro. La parte del cerebro que regula la temperatura estimula las glándulas sudoríparas para producir sudor. Conforme el sudor se evapora de la piel, el calor se remueve y la temperatura corporal baja.

En las temperaturas frías se libera epinefrina, lo que causa un aumento en la velocidad metabólica, lo que aumenta la producción de calor. Los receptores en la piel indican al cerebro contraer los vasos sanguíneos. Fluye menos sangre a través de la piel y el calor se conserva. La producción de sudor se detiene para disminuir la pérdida de calor por evaporación.



Preguntas y problemas

Cambio en las condiciones de equilibrio: el principio de Le Châtelier

13.27 *a*) ¿la adición de reactivo a una mezcla en equilibrio hace que la razón producto/reactivo sea mayor o menor que K_c?
b) de acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿cómo se establece el equilibrio en el inciso a?

13.28 *a*) ¿cuál es el efecto sobre la K_c cuando baja la temperatura de una reacción exotérmica?
b) de acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿cómo se establece el equilibrio en el inciso a?

13.29 En la atmósfera baja, el oxígeno se convierte en ozono (O_3) mediante la energía proporcionada por los relámpagos.

$$3O_2(g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2O_3(g)$$

Para cada uno de los siguientes cambios en equilibrio, indica si el equilibrio se desplaza a productos, hacia reactivos o no se desplaza:
a) agregar $O_2(g)$
b) agregar $O_3(g)$
c) elevar la temperatura
d) reducir el volumen del contenedor
e) agregar un catalizador

13.30 El amoniaco se produce mediante la reacción entre el gas nitrógeno y el gas hidrógeno.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + 92\ \text{kJ}$$

Para cada uno de los siguientes cambios en equilibrio, indica si el equilibrio se desplaza hacia productos, hacia reactivos o no se desplaza:
a) quitar $N_2(g)$
b) bajar la temperatura
c) agregar $NH_3(g)$
d) agregar $H_2(g)$
e) aumentar el volumen del contenedor

13.31 El cloruro de hidrógeno se sintetiza mediante la reacción entre el gas hidrógeno y el gas cloro.

$$H_2(g) + Cl_2(g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2HCl(g)$$

Para cada uno de los cambios en equilibrio, indica si el equilibrio se desplaza hacia productos, hacia reactivos o no se desplaza:
a) agregar $H_2(g)$
b) aumentar la temperatura
c) quitar $HCl(g)$
d) agregar un catalizador
e) quitar $Cl_2(g)$

13.32 Cuando se calienta, el carbono reacciona con agua para producir monóxido de carbono e hidrógeno.

$$C(s) + H_2O(g) + \text{calor} \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$$

Para cada uno de los siguientes cambios en el equilibrio, indica si el equilibrio se desplaza hacia productos, hacia reactivos o no se desplaza:
a) aumentar la temperatura
b) agregar $C(s)$
c) quitar $CO(g)$ conforme se forma
d) agregar $H_2O(g)$
e) reducir el volumen del contenedor

Meta de aprendizaje

Calcular el producto de la solubilidad para una solución saturada; usar el producto de la solubilidad para calcular concentraciones iónicas molares.

13.6 Equilibrio en soluciones saturadas

Hasta el momento hemos observado principalmente el equilibrio que se logra con reactivos y productos que son gases. Sin embargo, también hay sistemas en equilibrio que implican soluciones acuosas, algunas de las cuales son soluciones saturadas que contienen sales insolubles. Los ejemplos cotidianos de equilibrio de solubilidad en solución se encuentran en el decaimiento dental y los cálculos renales. Cuando las bacterias en la boca reaccionan con los azúcares de los alimentos, se producen ácidos que disuelven el esmalte de los dientes, que está hecho de un mineral llamado hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH$. Los cálculos renales están compuestos de sales de calcio como el oxalato de calcio, CaC_2O_4, y fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$, que son insolubles. Cuando los iones Ca^{2+} y los iones oxalato $C_2O_4^{2-}$ superan su solubilidad en los riñones, se precipitarán, formando CaC_2O_4 sólido.

$$Ca^{2+}(ac) + C_2O_4^{2-}(ac) \rightleftharpoons CaC_2O_4(s)$$

$$3Ca^{2+}(ac) + 2PO_4^{2-}(ac) \rightleftharpoons Ca_3(PO_4)_2(s)$$

Para comprender el papel de la solubilidad en la biología y el ambiente, podemos observar el equilibrio que ocurre en las soluciones saturadas.

Constante del producto de la solubilidad

En el capítulo 12 aprendiste que una solución saturada contiene algo de soluto no disuelto en contacto con la máxima cantidad de soluto disuelto. Una solución saturada es un sistema dinámico en el que la velocidad de disolución para un soluto es igual a la velocidad de recristalización de soluto de la solución. En tanto la temperatura permanezca constante, la concentración de los iones en la solución saturada es constante. Observa la ecuación de equilibrio para el CaC_2O_4, que se escribe con el soluto sólido a la izquierda y los iones en solución a la derecha.

$$CaC_2O_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + C_2O_4^{2-}(ac)$$

En el equilibrio, las concentraciones de Ca^{2+} y $C_2O_4^{2-}$ son constantes. La solubilidad del CaC_2O_4 se representa mediante una expresión de equilibrio llamada **constante del producto solubilidad** o **producto de la solubilidad**, (K_{sp}).

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][C_2O_4^{2-}]$$

Puedes notar que la K_{sp} es similar a otras constantes de equilibrio que hemos escrito. Como en el equilibrio heterogéneo, la concentración del sólido es constante y no se incluye en la expresión K_{sp}. En otro ejemplo, considera el equilibrio del fluoruro de calcio sólido y sus iones Ca^{2+} y F^-.

$$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + 2F^-(ac)$$

En el equilibrio, la velocidad de disolución para el CaF_2 es igual a la velocidad de su recristalización, lo que significa que las concentraciones de los iones permanecen constantes. El producto de la solubilidad para esta solubilidad se escribe como el producto de las concentraciones de iones. Como con otras expresiones de equilibrio, $[F^-]$ se eleva a la potencia de 2 porque hay un coeficiente 2 en la ecuación de equilibrio.

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][F^-]^2$$

Problema de muestra 13.12 **Escritura de constantes del producto de la solubilidad**

Para cada una de las siguientes sales ligeramente solubles, escribe la ecuación de equilibrio y la expresión del producto de la solubilidad:

a) $AgBr$ *b*) $PbCl_2$ *c*) Li_2CO_3

Solución

La ecuación de equilibrio da la sal sólida a la izquierda y los iones en solución a la derecha. La K_{sp} da las concentraciones molares de los iones elevadas a una potencia igual a los coeficientes en la ecuación balanceada.

a) $AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^+(ac) + Br^-(ac)$ $\quad K_{sp} = [Ag^+][Br^-]$

b) $PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac)$ $\quad K_{sp} = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$

c) $Li_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2Li^+(ac) + CO_3^{2-}(ac)$ $\quad K_{sp} = [Li^+]^2[CO_3^{2-}]$

Comprobación de estudio

Si una sal tiene la expresión del producto de la solubilidad $K_{sp} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$, ¿cuál es la ecuación de equilibrio para la solubilidad?

Cálculo de constante del producto de la solubilidad

Los experimentos en el laboratorio pueden medir las concentraciones de iones en una solución saturada. Por ejemplo, podemos hacer una solución saturada de $CaCO_3$ al agregar $CaCO_3$ sólido al agua y agitar hasta tener el equilibrio. Luego mediríamos las concentraciones de Ca^{2+} y CO_3^{2-} en solución. Supón que una solución saturada de $CaCO_3$ tiene $[Ca^{2+}] = 7.1 \times 10^{-5}$ M y $[CO_3^{2-}] = 7.1 \times 10^{-5}$ M.

Guía para calcular K_{sp}

PASO 1 Escribe la ecuación de equilibrio para la disociación del compuesto iónico.

PASO 2 Escribe la expresión K_{sp} con la molaridad de cada ion elevada a una potencia igual a su coeficiente.

PASO 3 Sustituye la molaridad de cada ion en la K_{sp} y calcula.

PASO 1 **Escribe la ecuación de equilibrio para solubilidad.**

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac)$$

Escribe la constante del producto de la solubilidad (K_{sp}).

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$$

PASO 3 **Sustituye las concentraciones molares de los iones en la expresión K_{sp}.**

$$K_{sp} = [7.1 \times 10^{-5}\ \text{M}][7.1 \times 10^{-5}\ \text{M}] = 5.0 \times 10^{-9}$$

La tabla 13.8 proporciona valores de K_{sp} para un grupo seleccionado de compuestos iónicos a 25°C.

Tabla 13.8 **Constantes del producto de la solubilidad (K_{sp}) para compuestos iónicos seleccionados (25°C)**

Fórmula	K_{sp}
$AgCl$	1.8×10^{-10}
Ag_2SO_4	1.2×10^{-5}
$BaCO_3$	2.0×10^{-9}
$BaSO_4$	1.1×10^{-10}
CaF_2	3.2×10^{-11}
$Ca(OH)_2$	6.5×10^{-6}
$CaSO_4$	2.4×10^{-5}
$PbCl_2$	1.5×10^{-6}
$PbCO_3$	7.4×10^{-14}

Problema de muestra 13.13 **Cálculo de la constante del producto de la solubilidad**

Una solución saturada de fluoruro de estroncio, SrF_2, tiene $[Sr^{2+}] = 8.7 \times 10^{-4}$ M y $[F^-] = 1.7 \times 10^{-3}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para SrF_2?

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación de equilibrio para solubilidad.**

$$SrF_2(s) \rightleftharpoons Sr^{2+}(ac) + 2F^-(ac)$$

PASO 2 **Escribe la constante del producto de la solubilidad (K_{sp}).**

$$K_{sp} = [Sr^{2+}][F^-]^2$$

PASO 3 **Sustituye las concentraciones molares de los iones en la expresión de K_{sp}.**

$$K_{sp} = [8.7 \times 10^{-4}\ M][1.7 \times 10^{-3}\ M]^2 = 2.5 \times 10^{-9}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la K_{sp} del bromuro de plata, AgBr, si una solución saturada tiene $[Ag^+] = 7.1 \times 10^{-7}$ M y $[Br^-] = 7.1 \times 10^{-7}$ M?

Cálculo de solubilidad molar (S)

Si conocemos la K_{sp} de un compuesto iónico, podemos usarlo para calcular la solubilidad molar del compuesto. La solubilidad molar (S) es el número de moles de soluto disueltos en 1 litro de solución. Con la ecuación de equilibrio y la K_{sp}, calculamos la molaridad de cada ion y determinamos la solubilidad molar. Por ejemplo, la solubilidad molar de CdS es 1×10^{-12} moles por litro. Esto significa que 1×10^{-12} moles de CdS se disocian a iones Cd^{2+} y S^{2-} para dar $[Cd^{2+}] = 1 \times 10^{-12}$ M y $[S^{2-}] = 1 \times 10^{-12}$ M.

$$CdS(s) \rightleftharpoons Cd^{2+}(ac) + S^{2-}(ac)$$
$$S = 1 \times 10^{-12}\ \text{mol/L} \qquad 1 \times 10^{-12}\ \text{M y}\ 1 \times 10^{-12}\ \text{M}$$

Podemos usar la ecuación de equilibrio y la K_{sp} de una sal para calcular la molaridad de cada ion y determinar la solubilidad molar.

Guía para calcular solubilidad molar a partir de K_{sp}

PASO 1 Escribe la ecuación de equilibrio para la disociación del compuesto iónico.

PASO 2 Escribe la expresión de K_{sp}.

PASO 3 Sustituye S para la molaridad de cada ion en la K_{sp}.

PASO 4 Calcula la solubilidad molar (S).

Problema de muestra 13.14 **Cálculo de solubilidad molar**

Calcula la solubilidad molar (S) de $PbSO_4$, si la K_{sp} es 1.6×10^{-8}.

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación de equilibrio para solubilidad.**

$$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$$

PASO 2 **Escribe la constante del producto de la solubilidad (K_{sp}).**

$$K_{sp} = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$$

PASO 3 **Muestra la molaridad de los iones como S en la ecuación con el valor conocido de K_{sp}.**

$$K_{sp} = [S][S] = 1.6 \times 10^{-8}$$

PASO 4 **Resuelve la solubilidad S.**

$$S \times S = S^2 = 1.6 \times 10^{-8}$$
$$S = \sqrt{1.6 \times 10^{-8}} = 1.3 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

La solubilidad molar del $PbSO_4$ es 1.3×10^{-4} mol/L. Esto significa que, cuando 1.3×10^{-4} moles de $PbSO_4$ se disuelven en 1 litro de solución, $[Pb^{2+}] = 1.3 \times 10^{-4}$ M y $[SO_4^{2-}] = 1.3 \times 10^{-4}$ M.

$$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$$
$$1.3 \times 10^{-4}\ M \quad 1.3 \times 10^{-4}\ M$$

Comprobación de estudio

Calcula la solubilidad molar (S) de CdS, si CdS tiene una K_{sp} de 4×10^{-30}.

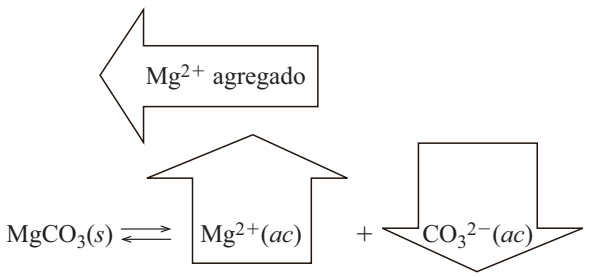
Efecto de agregar uno de los iones

Hemos visto que, cuando una sal ligeramente soluble, como $MgCO_3$, se disuelve en agua, se producen pequeñas cantidades de iones Mg^{2+} y CO_3^{2-} en cantidades iguales.

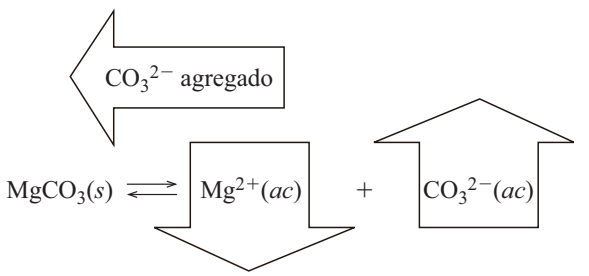
$$MgCO_3(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac) \quad K_{sp} = 3.5 \times 10^{-8}$$

Entonces la solubilidad del $MgCO_3$ es 1.9×10^{-4} M y las concentraciones de Mg^{2+} y CO_3^{2-} es la misma (1.9×10^{-4} M).

Sin embargo, podemos cambiar la concentración de Mg^{2+} o CO_3^{2-} al agregar una sal soluble que contenga uno de dichos iones. Supón que a la solución anterior se agrega $MgCl_2$, una sal soluble. La sal soluble proporciona Mg^{2+} y 2 Cl^-, que aumentan la concentración de Mg^{2+}. Puesto que el producto de los iones ahora es mayor que la K_{sp}, algo de Mg^{2+} se combina con CO_3^{2-} para formar $MgCO_3$ sólido. Algo de CO_3^{2-} se pierde de la solución, lo que baja la concentración de CO_3^{2-}. No obstante, la K_{sp} no cambia. El producto de la concentración aumentada de Mg^{2+} y la concentración disminuida de CO_3^{2-} todavía es igual a la K_{sp}. Por tanto, la solubilidad de una sal ligeramente soluble disminuye cuando uno de sus iones está presente.



Lo mismo ocurre si se agrega Na_2CO_3 a la solución. Se formaría $MgCO_3$ sólido, la concentración de Mg^{2+} bajaría y la concentración de CO_3^{2-} sería mayor.



Anteriormente describimos los cálculos renales como cristales compuestos de sales de calcio, tales como oxalato de calcio, CaC_2O_4. En el cuerpo, las concentraciones molares de Ca^{2+} y $C_2O_4^{2-}$ no son iguales. Pero cuando el producto de

sus concentraciones supera la K_{sp}, el CaC_2O_4 sólido formará cálculos renales. Si conocemos la concentración de $C_2O_4^{2-}$ en el fluido corporal, podemos calcular la máxima concentración de Ca^{2+} para una solución de CaC_2O_4 saturada, como se ve en el problema de muestra 13.15.

Problema de muestra 13.15 **Cálculo de la concentración de un ion**

CaC_2O_4 tiene una K_{sp} de 2.7×10^{-9}. ¿Cuál es la máxima concentración de Ca^{2+} si $[C_2O_4^{2-}]$ es 3.5×10^{-5} M?

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación de equilibrio para solubilidad.**

$$CaC_2O_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + C_2O_4^{2-}(ac)$$

PASO 2 **Escribe la constante del producto de la solubilidad (K_{sp}).**

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][C_2O_4^{2-}]$$

PASO 3 **Sustituye la concentración conocida en la ecuación con el valor conocido de K_{sp}.**

$$K_{sp} = [Ca^{2+}][3.5 \times 10^{-5}] = 2.7 \times 10^{-9}$$

PASO 4 **Resuelve la concentración molar desconocida.**

$$[Ca^{2+}] = \frac{2.7 \times 10^{-9}}{3.5 \times 10^{-5}} = 7.7 \times 10^{-5}$$

La máxima concentración de Ca^{2+} es 7.7×10^{-5} mol/L.

Comprobación de estudio

El carbonato de níquel (II), $NiCO_3$, tiene una K_{sp} de 1.3×10^{-7}. ¿Cuál es la máxima concentración de Ni^{2+} si $[CO_3^{2-}]$ es 4.2×10^{-5} M?

Los cálculos renales se forman cuando $[Ca^{2+}][C_2O_4^{2-}]$ es igual a o mayor que el producto de la solubilidad. Normalmente la orina contiene sustancias como magnesio y citrato que evitan la formación de cálculos renales. Algunos de los factores que contribuyen a la formación de cálculos renales es beber poca agua, actividad física limitada, consumo de alimentos con altos niveles de oxalato y algunas enfermedades metabólicas. La prevención incluye beber grandes cantidades de agua y reducir el consumo de alimentos altos en oxalato, como espinacas, ruibarbo y productos de soya.

Preguntas y problemas Equilibrio en soluciones saturadas

13.33 Para cada una de las siguientes sales, escribe la ecuación de equilibrio y la expresión del producto de la solubilidad:
a) $MgCO_3$ *b)* CaF_2
c) Ag_3PO_4

13.34 Para cada una de las siguientes sales, escribe la ecuación de equilibrio y la expresión del producto de la solubilidad:
a) $PbSO_4$ *b)* $Al(OH)_3$
c) BaF_2

13.35 Una solución saturada de sulfato de bario, $BaSO_4$, tiene $[Ba^{2+}] = 1 \times 10^{-5}$ M y $[SO_4^{2-}] = 1 \times 10^{-5}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para $BaSO_4$?

13.36 Una solución saturada de bromuro de plata, AgBr, tiene $[Ag^+] = 7.1 \times 10^{-7}$ M y $[Br^-] = 7.1 \times 10^{-7}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para AgBr?

13.37 Una solución saturada de carbonato de plata, Ag_2CO_3, tiene $[Ag^+] = 2.6 \times 10^{-4}$ M y $[CO_3^{2-}] = 1.3 \times 10^{-4}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para Ag_2CO_3?

13.38 Una solución saturada de fluoruro de bario, BaF_2, tiene $[Ba^{2+}] = 3.6 \times 10^{-3}$ M y $[F^-] = 7.2 \times 10^{-3}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para BaF_2?

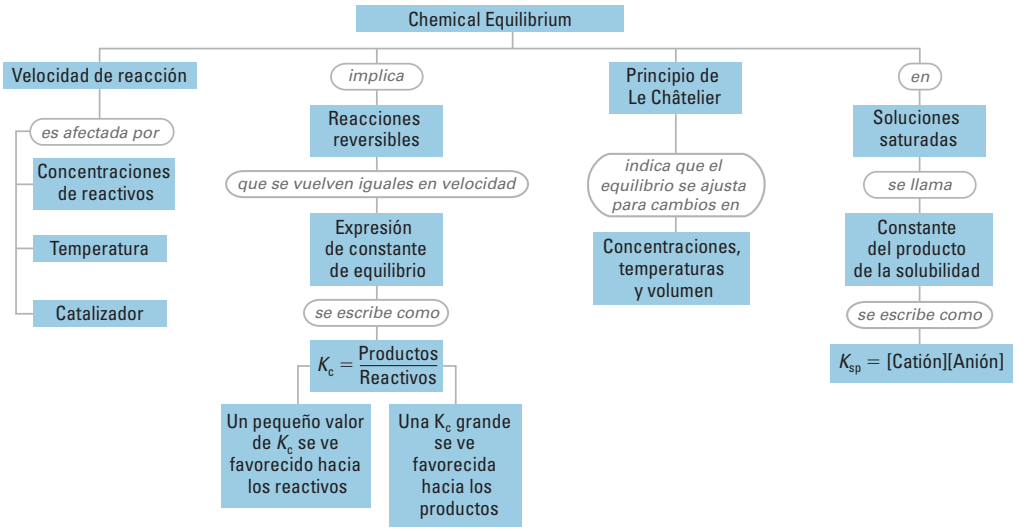
13.39 ¿Cuáles son $[Cu^+]$ e $[I^-]$ en una solución saturada de CuI si la K_{sp} de CuI es 1×10^{-12}?

13.40 ¿Cuáles son $[Sn^{2+}]$ y $[S^{2-}]$ en una solución saturada de SnS, si la K_{sp} de SnS es 1×10^{-26}?

13.41 Si una solución saturada de AgCl tiene $[Ag^+] = 2.0 \times 10^{-7}$ M, ¿cuál es $[Cl^-]$? (Consulta la tabla 13.8 para la K_{sp}.)

13.42 Si una solución saturada de $PbCO_3$ tiene $[CO_3^{2-}] = 3.0 \times 10^{-8}$ M, ¿cuál es $[Pb^{2+}]$? (Consulta la tabla 13.8 para la K_{sp}.)

Mapa conceptual **Equilibrio químico**



Repaso del capítulo

13.1 Velocidad de reacciones

La velocidad de una reacción es la rapidez a la que los reactivos se convierten en productos. Aumentar las concentraciones de reactivos, elevar la temperatura o agregar un catalizador aumenta la velocidad de una reacción.

13.2 Equilibrio químico

El equilibrio químico ocurre en una reacción reversible cuando la velocidad de la reacción directa se vuelve igual a la velocidad de la reacción inversa. En el equilibrio no ocurren más cambios en las concentraciones de los reactivos y productos conforme continúan las reacciones directa e inversa.

13.3 Constantes de equilibrio

Una constante de equilibrio, K_c, es la razón de las concentraciones de los productos a las concentraciones de los reactivos con cada concentración elevada a una potencia igual a su coeficiente en la ecuación química. Para reacciones heterogéneas sólido-gas, sólo los gases se colocan en la expresión de equilibrio.

13.4 Uso de constantes de equilibrio

Un valor grande de K_c indica que el equilibrio se desplaza hacia los productos y podría llegar casi a la conclusión, mientras que un pequeño valor de K_c muestra que el equilibrio se desplaza hacia los reactivos. Las constantes de equilibrio se usan para calcular la concentración de un componente en la mezcla de equilibrio.

13.5 Cambio en las condiciones de equilibrio: principio de Le Châtelier

Agregar reactivos o quitar de productos favorece la reacción directa. Quitar reactivos o agregar productos favorece la reacción inversa. Cambiar el volumen de un contenedor de la reacción cambia la presión de los gases en equilibrio, lo que causa un desplazamiento hacia el lado con el menor número de moles. Elevar o bajar la temperatura para reacciones exotérmicas o endotérmicas cambia el valor de K_c y desplaza el equilibrio para una reacción.

13.6 Equilibrio en soluciones saturadas

En una solución saturada de sal ligeramente soluble, la velocidad de disolución del soluto es igual a la velocidad de recristalización. En una solución saturada, las concentraciones de los iones del soluto son constantes y se pueden usar para calcular la constante del producto de la solubilidad (K_{sp}) para la sal. Si se conoce la K_{sp} se puede calcular la solubilidad de la sal.

Términos clave

catalizador Sustancia que aumenta la velocidad de reacción mediante la reducción de la energía de activación.

constante de equilibrio, K_c Valor numérico que se obtiene al sustituir las concentraciones en equilibrio de los componentes en la expresión de constante de equilibrio.

energía de activación La energía que se debe proporcionar mediante una colisión para romper los enlaces de las moléculas que reaccionan.

equilibrio heterogéneo Sistema en equilibrio en el que los componentes están en diferentes estados.

equilibrio homogéneo Sistema en equilibrio en el que todos los componentes están en el mismo estado.

equilibrio químico Punto en el que las reacciones directa e inversa tienen lugar a la misma velocidad, de modo que no hay más cambio en concentraciones de reactivos y productos.

expresión de constante de equilibrio Razón de las concentraciones de productos a las concentraciones de reactivos con cada componente elevado a un exponente igual al coeficiente de dicho compuesto en la ecuación química.

principio de Le Châtelier Cuando se coloca una perturbación en un sistema en equilibrio, el equilibrio se desplaza para disminuir dicha perturbación.

producto de la solubilidad, K_{sp} Producto de las concentraciones de los iones en una solución saturada de una sal ligeramente soluble con cada concentración elevada a una potencia igual a su coeficiente en la ecuación de equilibrio.

teoría de colisión Modelo para una reacción química que establece que las moléculas deben chocar con suficiente energía con la finalidad de formar productos.

velocidad de reacción Rapidez a la que una reacción directa ocurre de reactivos a productos, y una reacción inversa ocurre de productos de vuelta a reactivos.

Comprensión de conceptos

13.43 Escribe la expresión de constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones:

a) $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + 2H_2O(g)$

b) $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2(g) + 6H_2O(g)$

c) $C(s) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$

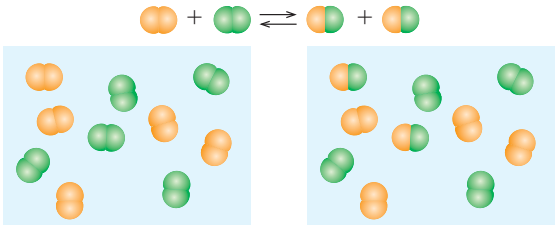
13.44 Escribe la expresión de constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones:

a) $2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightleftharpoons 4CO_2(g) + 6H_2O(g)$

b) $2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

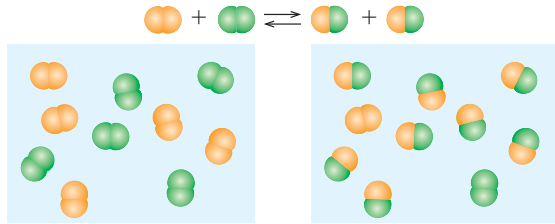
c) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$

13.45 Usa los diagramas inicial y de equilibrio para determinar si la reacción tiene una constante de equilibrio grande o pequeña.



Inicial De equilibrio

13.46 Usa los diagramas inicial y de equilibrio para determinar si la reacción tiene una constante de equilibrio grande o pequeña.

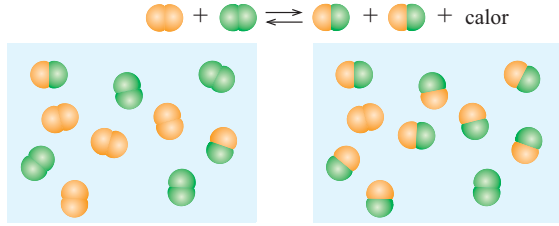


Inicial De equilibrio

13.47 Usa los diagramas de avance de reacción y de equilibrio que se presentan a continuación para lo siguiente:

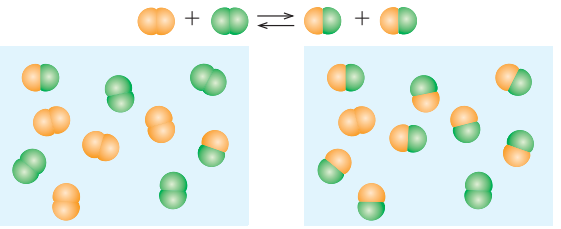
a) ¿T_2 sería mayor o menor que T_1?

b) ¿K_c para T_2 sería mayor o menor que K_c para T_1?



$T_1 = 300°C$ $T_2 = ?$

13.48 Usa los diagramas de avance de reacción y de equilibrio para lo siguiente:
a) ¿La reacción sería exotérmica o endotérmica?
b) Para aumentar K_c para esta reacción, ¿elevarías o bajarías la temperatura?



Preguntas y problemas adicionales

13.49 Considera la siguiente reacción en equilibrio:
$C_2H_4(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons C_2H_4Cl_2(g) + \text{calor}$
Indica cómo cada uno de los siguientes casos desplazará el equilibrio:
a) elevar la temperatura de la reacción
b) reducir el volumen del contenedor de la reacción
c) agregar un catalizador
d) agregar Cl_2

13.50 Considera la siguiente reacción en equilibrio:
$N_2(g) + O_2(g) + \text{calor} \rightleftharpoons 2NO(g)$
Indica cómo cada uno de los siguientes casos desplazará el equilibrio:
a) elevar la temperatura de la reacción
b) reducir el volumen del contenedor de la reacción
c) agregar un catalizador
d) agregar N_2

13.51 Para cada una de las siguientes reacciones en equilibrio, indica si la mezcla en equilibrio contiene principalmente productos, principalmente reactivos o tanto productos como reactivos:

a) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g) \quad K_c = 1.3 \times 10^{34}$
b) $2NOBr(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Br_2(g) \quad K_c = 2.0$
c) $2NOCl(g) \rightleftharpoons Cl_2(g) + 2NO(g) \quad K_c = 2.7 \times 10^{-9}$

13.52 Para cada una de las siguientes reacciones en equilibrio, indica si la mezcla en equilibrio contiene principalmente productos, principalmente reactivos o tanto productos como reactivos:

a) $2H_2O(g) \rightleftharpoons 2H_2(g) + O_2(g) \quad K_c = 4 \times 10^{-48}$
b) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad K_c = 0.30$
c) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) \quad K_c = 1.2 \times 10^{9}$

13.53 Escribe la ecuación para cada una de las siguientes expresiones de constante de equilibrio:

a) $K_c = \dfrac{[SO_2][Cl_2]}{[SO_2Cl_2]}$ *b*) $K_c = \dfrac{[BrCl]^2}{[Br_2][Cl_2]}$

c) $K_c = \dfrac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$ *d*) $K_c = \dfrac{[N_2O][H_2O]^3}{[O_2]^2[NH_3]^2}$

13.54 Escribe la ecuación para cada una de las siguientes expresiones de constante de equilibrio:

a) $K_c = \dfrac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$ *b*) $K_c = \dfrac{[H_2][F_2]}{[HF]^2}$

c) $K_c = \dfrac{[O_2][HCl]^4}{[Cl_2]^2[H_2O]^2}$ *d*) $K_c = \dfrac{[CS_2][H_2]^4}{[CH_4][H_2S]^2}$

13.55 Considera la reacción
$2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$
a) escribe la expresión de constante de equilibrio para K_c
b) ¿cuál es la K_c para la reacción si, en el equilibrio, las concentraciones son $[NH_3] = 0.20$ M, $[H_2] = 0.50$ M y $[N_2] = 3.0$ M?

13.56 Considera la reacción
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$
a) escribe la expresión de constante de equilibrio para K_c
b) ¿cuál es la K_c para la reacción si, en el equilibrio, las concentraciones son $[SO_2] = 0.10$ M, $[O_2] = 0.12$ M, $[SO_3] = 0.60$ M?

13.57 La constante de equilibrio para la siguiente reacción es 5.0 a 100°C. Si una mezcla en equilibrio contiene $[NO_2] = 0.50$ M, ¿cuál es $[N_2O_4]$?
$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

13.58 La constante de equilibrio para la siguiente reacción es 0.20 a 1000°C. Si una mezcla en equilibrio contiene carbono sólido, $[H_2O] = 0.40$ M y $[CO] = 0.40$ M, ¿cuál es $[H_2]$?
$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$

13.59 De acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿el equilibrio se desplaza a productos o reactivos cuando se agrega O_2 a la mezcla en equilibrio de cada una de las siguientes reacciones?

a) $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$
b) $2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$
c) $P_4(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons P_4O_{10}(s)$
d) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 2O_2(g)$

13.60 De acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿cuál es el efecto sobre los productos cuando se agrega N_2 a la mezcla en equilibrio de cada una de las siguientes reacciones?
a) $2NH_3(g) \rightleftharpoons 3H_2(g) + N_2(g)$
b) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$
c) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 2O_2(g)$
d) $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2(g) + 6H_2O(g)$

13.61 ¿Reducir el volumen de la mezcla en equilibrio de cada una de las siguientes reacciones haría que el equilibrio se desplazara hacia productos, hacia reactivos o no se desplazaría?
a) $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$
b) $2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$
c) $P_4(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons P_4O_{10}(s)$
d) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 2O_2(g)$

13.62 ¿Aumentar el volumen de la mezcla en equilibrio de cada una de las siguientes reacciones haría que el equilibrio se desplazara hacia productos, hacia reactivos o no se desplazaría?
a) $2NH_3(g) \rightleftharpoons 3H_2(g) + N_2(g)$
b) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$
c) $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 2O_2(g)$
d) $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2(g) + 6H_2O(g)$

13.63 Para cada una de las siguientes sales, escribe la ecuación de equilibrio y la expresión del producto de la solubilidad:
a) $CuCO_3$ *b*) PbF_2 *c*) $Fe(OH)_3$

13.64 Para cada una de las siguientes sales, escribe la ecuación de equilibrio y la expresión del producto de la solubilidad:
a) CuS *b*) Ag_2SO_4 *c*) $Zn(OH)_2$

13.65 Una solución saturada de sulfuro de hierro (II), FeS, tiene $[Fe^{2+}] = 7.7 \times 10^{-10}$ M y $[S^{2-}] = 7.7 \times 10^{-10}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para FeS?

13.66 Una solución saturada de cloruro de cobre (I), CuCl, tiene $[Cu^+] = 1.1 \times 10^{-3}$ M y $[Cl^-] = 1.1 \times 10^{-3}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para CuCl?

13.67 Una solución saturada de $Mn(OH)_2$ tiene $[Mn^{2+}] = 3.7 \times 10^{-5}$ M y $[OH^-] = 7.4 \times 10^{-5}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para $Mn(OH)_2$?

13.68 Una solución saturada de cromato de plata, Ag_2CrO_4, tiene $[Ag^+] = 1.3 \times 10^{-4}$ M y $[CrO_4^{2-}] = 6.5 \times 10^{-5}$ M. ¿Cuál es el valor de K_{sp} para Ag_2CrO_4?

13.69 ¿Cuáles son $[Cd^{2+}]$ y $[S^{2-}]$ en una solución saturada de CdS, si la K_{sp} de CdS es 1.0×10^{-24}?

13.70 ¿Cuáles son $[Cu^{2+}]$ y $[CO_3^{2-}]$ en una solución saturada de $CuCO_3$, si la K_{sp} de $CuCO_3$ es 1×10^{-26}?

13.71 Si una solución saturada de $BaSO_4$ tiene $[Ba^{2+}] = 1.0 \times 10^{-3}$ M, ¿cuál es $[SO_4^{2-}]$? (Consulta la tabla 13.8 para la K_{sp}).

13.72 Si una solución saturada de AgCl tiene $[Ag^+] = 2.0 \times 10^{-2}$ M, ¿cuál es $[Cl^-]$? (Consulta la tabla 13.8 para la K_{sp}).

Preguntas de desafío

13.73 Para cada uno de los siguientes valores K_c, indica si la mezcla en equilibrio contiene principalmente reactivos, principalmente productos, o cantidades similares de reactivos y productos:
a) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ $\quad K_c = 1 \times 10^{-30}$
b) $H_2(g) + Br(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$ $\quad K_c = 2.0 \times 10^{19}$

13.74 La K_c a 250°C es 4.2×10^{-2} para la reacción

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

a) escribe la expresión de constante de equilibrio
b) inicialmente, 0.60 mol PCl_5 se colocan en un matraz de 1.00 L. En el equilibrio, hay 0.16 mol PCl_3 en el matraz. ¿Cuáles son las concentraciones en equilibrio de PCl_5 y Cl_2?
c) ¿cuál es la constante de equilibrio para la reacción?
d) si 0.20 mol Cl_2 se agregan a la mezcla en equilibrio, ¿$[PCl_5]$ aumentará o disminuirá?

13.75 La K_c a 100°C es 2.0 para la reacción

$$2NOBr(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Br_2(g)$$

En un experimento, 1.0 mol de cada sustancia se coloca en un contenedor de 1.0 L.
a) ¿cuál es la expresión de la constante de equilibrio para la reacción?
b) ¿el sistema está en equilibrio?
c) si no, ¿la velocidad de la reacción directa o inversa inicialmente acelerará?
d) ¿cuáles concentraciones aumentarán y cuáles disminuirán cuando el sistema llega al equilibrio?

13.76 Para la reacción

$$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$$

la mezcla en equilibrio contiene carbono sólido, $[CO] = 0.030$ M y $[CO_2] = 0.060$ M.
a) ¿cuál es el valor de K_c para la reacción a esta temperatura?
b) ¿cuál es el efecto de agregar más CO_2 a la mezcla en equilibrio?
c) ¿cuál es el efecto de reducir el volumen del contenedor?

13.77 El antiácido leche de magnesia, que contiene $Mg(OH)_2$, se usa para neutralizar el ácido estomacal excesivo. Si la solubilidad de $Mg(OH)_2$ en agua es 9.7×10^{-3} g/L, ¿cuál es la K_{sp}?

13.78 En una solución saturada de CaF_2, $[F^-] = 2.2 \times 10^{-3}$ M. ¿Cuál es $[Ca^{2+}]$? (Consulta la tabla 13.8 para la K_{sp}).

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

13.1 Bajar la temperatura reducirá la velocidad de reacción.

13.2 $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$

13.3 (4) más lento; (3) más rápido

13.4 $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

13.5 $FeO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Fe(s) + CO_2(g)$

$$K_c = \frac{[CO_2]}{[CO]}$$

13.6 $K_c = 27$

13.7 La concentración de los reactivos sería mucho mayor que la concentración de los productos.

13.8 $[C_2H_5OH] = 2.7\ M$

13.9 Aumentar $[CO_2]$ desplazará el equilibrio hacia los reactivos.

13.10 Disminuir el volumen del contenedor de la reacción desplazará el equilibrio al lado del producto, que tiene menos moles de gas.

13.11 *a*) una disminución en temperatura reducirá la concentración de reactivos y aumentará el valor K_c
b) una disminución en temperatura aumentará la concentración de reactivos y reducirá el valor K_c

13.12 $Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(ac) + 3OH^-(ac)$

13.13 $K_{sp} = 5.0 \times 10^{-13}$

13.14 Solubilidad molar $(S) = 2 \times 10^{-15}\ M$

13.15 La máxima concentración de Ni^{2+} es $3.1 \times 10^{-3}\ M$.

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

13.1 *a*) la velocidad de la reacción indica cuán rápido se forma el producto
b) a temperatura ambiente, las reacciones implicadas en el crecimiento de hongo de pan procederán a una velocidad más rápida que en la menor temperatura del refrigerador

13.3 El número de colisiones aumentará cuando aumente el número de moléculas de Br_2.

13.5 *a*) aumenta *b*) aumenta
c) aumenta *d*) disminuye

13.7 Una reacción reversible es aquella en la que una reacción directa convierte reactivos a productos, mientras que una reacción inversa convierte productos a reactivos.

13.9 *a*) no reversible *b*) reversible
c) reversible

13.11 *a*) $K_c = \dfrac{[CS_2][H_2]^4}{[CH_4][H_2S]^2}$ *b*) $K_c = \dfrac{[N_2][O_2]}{[NO]^2}$

c) $K_c = \dfrac{[CS_2][O_2]^4}{[SO_3]^2[CO_2]}$

13.13 *a*) equilibrio homogéneo
b) equilibrio heterogéneo
c) equilibrio homogéneo
d) equilibrio heterogéneo

13.15 *a*) $K_c = \dfrac{[O_2]^3}{[O_3]^2}$ *b*) $K_c = [CO_2][H_2O]$

c) $K_c = \dfrac{[H_2]^3[CO]}{[CH_4][H_2O]}$ *d*) $K_c = \dfrac{[Cl_2]^2}{[HCl]^4[O_2]}$

13.17 $K_c = 1.5$

13.19 $K_c = 260$

13.21 *a*) principalmente productos *b*) principalmente productos
c) principalmente reactivos

13.23 $[H_2] = 1.1 \times 10^{-3}\ M$

13.25 $[NOBr] = 1.4\ M$

13.27 *a*) cuando se agrega más reactivo a una mezcla en equilibrio, la razón producto/reactivo inicialmente es menor que K_c
b) de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se restablece cuando la reacción directa forma más productos para hacer la razón producto/reactivo igual a K_c de nuevo

13.29 *a*) el equilibrio se desplaza a productos
b) el equilibrio se desplaza a reactivos
c) el equilibrio se desplaza a productos
d) el equilibrio se desplaza a productos
e) no ocurre desplazamiento en equilibrio

13.31 *a*) el equilibrio se desplaza a productos
b) el equilibrio se desplaza a productos
c) el equilibrio se desplaza a productos
d) no ocurre desplazamiento en equilibrio
e) el equilibrio se desplaza a reactivos

13.33 *a*) $MgCO_3(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac)$; $K_{sp} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$
b) $CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(ac) + 2F^-(ac)$; $K_{sp} = [Ca^{2+}][F^-]^2$
c) $Ag_3PO_4(s) \rightleftharpoons 3Ag^+(ac) + PO_4^{3-}(ac)$; $K_{sp} = [Ag^+]^3[PO_4^{3-}]$

13.35 $K_{sp} = 1 \times 10^{-10}$

13.37 $K_{sp} = 8.8 \times 10^{-12}$

13.39 $[Cu^+] = 1 \times 10^{-6}$; $[I^-] = 1 \times 10^{-6}$

13.41 $[Cl^-] = 9.0 \times 10^{-4}$

13.43 *a*) $K_c = \dfrac{[CO_2][H_2O]^2}{[CH_4][O_2]^2}$ *b*) $K_c = \dfrac{[N_2]^2[H_2O]^6}{[NH_3]^4[O_2]^3}$

c) $K_c = \dfrac{[CH_4]}{[H_2]^2}$

13.45 La reacción tendría un pequeño valor de la constante de equilibrio.

13.47 *a*) T_2 es menor que T_1
b) K_c para T_2 es mayor que K_c para T_1

13.49 *a*) desplazamiento hacia reactivos
b) desplazamiento hacia productos
c) no cambia
d) desplazamiento hacia productos

13.51 *a*) principalmente productos
b) tanto productos como reactivos
c) principalmente reactivos

13.53 *a*) $SO_2Cl_2(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + Cl_2(g)$
b) $Br_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2BrCl(g)$
c) $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$
d) $2O_2(g) + 2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2O(g) + 3H_2O(g)$

13.55 *a*) $K_c = \dfrac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$ *b*) $K_c = 9.4$

13.57 $[N_2O_4] = 1.3M$

13.59 *a*) el equilibrio se desplaza a productos
b) el equilibrio se desplaza a reactivos
c) el equilibrio se desplaza a productos
d) el equilibrio se desplaza a reactivos

13.61 *a*) el equilibrio se desplaza a productos
b) el equilibrio se desplaza a reactivos
c) el equilibrio se desplaza a productos
d) el equilibrio se desplaza a reactivos

13.63 *a*) $CuCO_3(s) \rightleftharpoons Cu^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac)$;
$K_{sp} = [Cu^{2+}][CO_3^{2-}]$
b) $PbF_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(ac) + 2F^-(ac)$;
$K_{sp} = [Pb^{2+}][F^-]^2$
c) $Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(ac) + 3OH^-(ac)$;
$K_{sp} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$

13.65 $K_{sp} = 5.9 \times 10^{-19}$

13.67 $K_{sp} = 2.0 \times 10^{-13}$

13.69 $[Cd^{2+}] = 1.0 \times 10^{-12}$; $[S^{2-}] = 1.0 \times 10^{-12}$

13.71 $[SO_4^{2-}] = 1.1 \times 10^{-7}$

13.73 *a*) una K_c pequeña indica que la mezcla en equilibrio contiene principalmente reactivos
b) una K_c grande indica que la mezcla en equilibrio contiene principalmente productos

13.75 *a*) $K_c = \dfrac{[Br_2][NO]^2}{[NOBr]^2} = 2$

b) cuando las concentraciones se colocan en la expresión, el resultado es 1, que no es igual a K_c. El sistema no está en equilibrio
c) dado que el valor en el inciso b es menor que K_c, la reacción directa se acelerará
d) $[Br_2]$ y [NO] aumentarán y [NOBr] disminuirá

13.77 La solubilidad es

$$\frac{9.7 \times 10^{-3}\ \cancel{g}}{L} \times \frac{1\ mol}{58.33\ \cancel{g}} = \frac{1.7 \times 10^{-4}\ mol}{L}$$

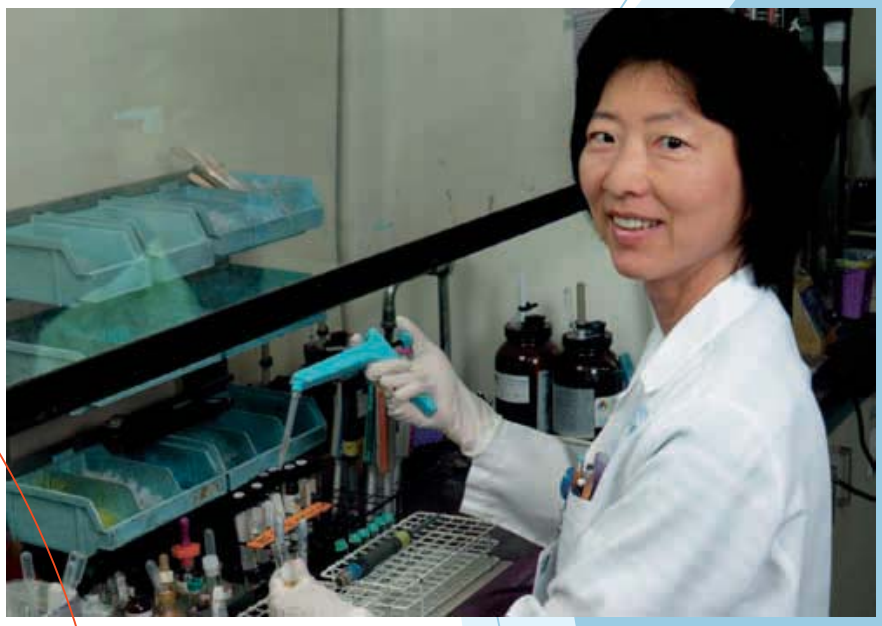
La $[Mg^{2+}] = 1.7 \times 10^{-4}$ mol/L y la

$[OH^-] = 2 \times 1.7 \times 10^{-4}$ mol/L $= 3.4 \times 10^{-4}$ mol/L

$$K_{sp} = [Mg^{2+}] \times [OH]^2 = [1.7 \times 10^{-4}]\ [3.4 \times 10^{-4}]^2 = 2.0 \times 10^{-11}$$

14

Ácidos y bases



"En nuestro laboratorio de toxicología medimos las drogas en muestras de orina y sangre", dice Penny Peng, supervisora asistente de química, Laboratorio de Toxicología, Centro Médico del Valle de Santa Clara. "Primero extraemos las drogas del fluido y las concentramos de modo que se puedan detectar en la máquina que utilizamos. Extraemos las drogas al usar diferentes solventes orgánicos como metanol, acetato de etilo o cloruro de metileno, y al cambiar el pH. Evaporamos la mayor parte del solvente orgánico para concentrar cualquier droga que pueda contener. Una pequeña muestra del concentrado se coloca en un instrumento llamado cromatógrafo de gases. Conforme el gas se mueve a través de una columna, las drogas se separan. Con los resultados podemos identificar hasta 10 o 15 drogas diferentes a partir de una muestra de orina."

AVANCES

14.1 Ácidos y bases
14.2 Ácidos y bases Brønsted-Lowry
14.3 Fuerza de ácidos y bases
14.4 Constantes de disociación
14.5 Ionización del agua
14.6 La escala pH
14.7 Reacciones de ácidos y bases
14.8 Volumetría ácido-base
14.9 Propiedades ácido-base de soluciones salinas
14.10 Amortiguadores

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Los ácidos y las bases son sustancias importantes en las áreas de la salud, la industria y el ambiente. Una de las características más comunes de los ácidos es su sabor agrio. Los limones y uvas son agrios porque contienen ácido cítrico y ascórbico (vitamina C). El vinagre sabe agrio porque contiene ácido acético. Cuando nos ejercitamos, en nuestros músculos se forma ácido láctico, que causa fatiga y dolor. El ácido que hacen las bacterias agria la leche para la producción de yogurt o queso cottage. En nuestro estómago tenemos ácido clorhídrico que nos ayuda a digerir los alimentos. A veces tomamos antiácidos, que son bases como el bicarbonato de sodio o la leche de magnesia, para neutralizar los efectos del exceso de acidez estomacal.

Los ácidos y las bases tienen muchos usos en la industria química. El ácido sulfúrico, H_2SO_4, se usa para producir fertilizantes y plásticos, para fabricar detergentes y conducir electricidad en las baterías de plomo-ácido de los automóviles. El ácido sulfúrico es el químico más ampliamente producido del mundo. El hidróxido de sodio se utiliza en la producción de pulpa y papel, en la fabricación de jabones, en la industria textil, en limpiadores de hornos y cañerías, y en la elaboración de vidrio.

En el ambiente, la acidez, o pH, de la lluvia, el agua y el suelo pueden tener efectos significativos. Cuando la lluvia se vuelve muy ácida, deteriora las estatuas de mármol y acelera la corrosión de metales. En los lagos y lagunas, la acidez afecta la capacidad de supervivencia de los peces. La acidez del suelo alrededor de las plantas afecta su crecimiento. Si el pH del suelo es muy ácido o muy básico, las raíces de una planta no captan algunos nutrientes. La mayoría de las plantas prosperan en el suelo con un pH casi neutro, aunque ciertas plantas, como las orquídeas, camelias y moras, requieren un suelo más ácido.

14.1 Ácidos y bases

Meta de aprendizaje

Describir y nombrar ácidos y bases usando los conceptos de Arrhenius y de Brønsted-Lowry.

El término *ácido* viene de la palabra latina *acidus*, que significa "agrio". Estamos familiarizados con los sabores agrios del vinagre, los limones y otros ácidos comunes en los alimentos.

En el siglo XIX, Arrhenius fue el primero en describir los **ácidos** como sustancias que forman iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelven en agua. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno se ioniza en agua para producir iones hidrógeno, H^+, además de iones cloruro, Cl^-. Los iones hidrógeno, H^+, dan a los ácidos su sabor agrio, cambian el tornasol azul a rojo y corroen algunos metales.

$$\underset{\text{Compuesto covalente polar}}{HCl(g)} \xrightarrow[\text{Ionización en agua}]{H_2O} H^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Nomenclatura de ácidos

Cuando un ácido se disuelve en agua para producir un ion hidrógeno y un anión, primero se coloca la palabra *ácido* y su terminación *uro* se cambia a *hídrico*. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno (HCl) se disuelve en agua para formar HCl(*ac*), que se nombra ácido clorhídrico.

La mayoría de los ácidos son oxiácidos, lo que significa que contienen oxígeno. Cuando un oxiácido se disuelve en agua, forma H^+ y un ion poliatómico. El nombre de un oxiácido proviene del nombre de su ion poliatómico. Cuando un ion poliatómico termina en *ato*, se antepone la palabra *ácido* y la terminación se sustituye por *ico*, que es la terminación de la forma más común de los oxiácidos. Cuando el nombre del ion poliatómico termina en *ito*, se antepone

Tabla 14.1 Nomenclatura de ácidos comunes

Ácido	Nombre de ácido	Anión	Nombre de anión
HCl	**ácido** clor**hídrico**	Cl^-	clor**uro**
HBr	**ácido** brom**hídrico**	Br^-	brom**uro**
HNO_3	**ácido** nítr**ico**	NO_3^-	nitr**ato**
HNO_2	**ácido** nitr**oso**	NO_2^-	nitr**ito**
H_2SO_4	**ácido** sulfúr**ico**	SO_4^{2-}	sulf**ato**
H_2SO_3	**ácido** sulfur**oso**	SO_3^{2-}	sulf**ito**
H_2CO_3	**ácido** carbón**ico**	CO_3^{2-}	carbon**ato**
H_3PO_4	**ácido** fosfór**ico**	PO_4^{3-}	fosf**ato**
$HClO_3$	**ácido** clór**ico**	ClO_3^-	clor**ato**
$HClO_2$	**ácido** clor**oso**	ClO_2^-	clor**ito**
CH_3COOH	**ácido** acét**ico**	CH_3COO^-	acet**ato**

la palabra *ácido* y el nombre termina en *oso*. Por tanto, HNO_3, que forma el ion nitrato (NO_3^-), se llama ácido nítrico; HNO_2, que forma el ion nitrito (NO_2^-), se llama ácido nitroso.

$$\underset{\text{Ácido nítrico}}{HNO_3(l)} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{Ion nitrato}}{H^+(ac) + NO_3^-(ac)}$$

$$\underset{\text{Ácido nitroso}}{HNO_2(l)} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{Ion nitrito}}{H^+(ac) + NO_2^-(ac)}$$

Como puedes ver en las fórmulas, la forma *ácido –oso* tiene un oxígeno menos que la forma común de *ácido –ico*. En la tabla 14.1 se presentan los nombres de algunos ácidos comunes y sus aniones, incluidos iones poliatómicos.

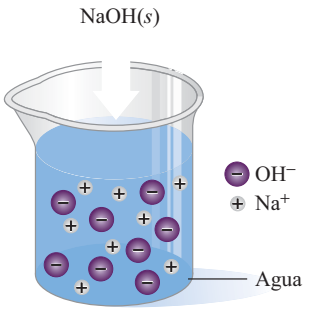
En el grupo 7A (17) son posibles oxiácidos adicionales. Los nombres de los oxiácidos del cloro, por ejemplo, se muestran en la tabla 14.2. Cuando la fórmula del ácido contiene un oxígeno más que la forma *ico* común del ácido, se usa el prefijo *per*; $HClO_4$ se llama *ácido per*clór*ico*. Cuando la fórmula del ácido tiene un oxígeno menos que la forma *ico* común del ácido, se usa el sufijo *oso*, como en *ácido* clor*oso*. El prefijo *hipo* se usa para el ácido que tiene dos átomos de oxígeno menos que la forma *ico* común del ácido $HClO_3$. Por tanto, HClO se llama *ácido hipo*clor*oso*.

Bases

Es posible que estés familiarizado con algunas bases como los antiácidos, los destapacaños y los limpiadores de hornos. De acuerdo con la teoría de Arrhenius, las **bases** son compuestos iónicos que se disocian en un ion metálico y en iones

Tabla 14.2 Nombres de oxiácidos y aniones de cloro

O en ácido	Ácido	Nombre	Anión	Nombre
Un O más	$HClO_4$	**ácido per**clór**ico**	ClO_4^-	**per**clor**ato**
Forma común	$HClO_3$	**ácido** clór**ico**	ClO_3^-	clor**ato**
Un O menos	$HClO_2$	**ácido** clor**oso**	ClO_2^-	clor**ito**
Dos O menos	HClO	**ácido hipo**clor**oso**	ClO^-	**hipo**clor**ito**



$$NaOH(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Compuesto iónico — Disociación — Ion hidróxido

hidróxido (OH^-) cuando se disuelve en agua. Por ejemplo, el hidróxido de sodio es una base Arrhenius que se disocia en agua para dar iones sodio, Na^+, y también iones hidróxido, OH^-.

La mayoría de las bases Arrhenius son de los grupos 1A (1) y 2A (2), como NaOH, KOH, LiOH y $Ca(OH)_2$. Hay otras bases como $Al(OH)_3$ y $Fe(OH)_3$, pero son bastante insolubles. Los iones hidróxido (OH^-), producidos por las bases Arrhenius, dan a dichas bases características comunes como sabor amargo y sensación jabonosa.

Nomenclatura de bases

Las bases Arrhenius típicas se nombran como hidróxidos.

Bases	Nombre
NaOH	**hidróxido** de sodio
KOH	**hidróxido** de potasio
$Ca(OH)_2$	**hidróxido** de calcio
$Al(OH)_3$	**hidróxido** de aluminio

Problema de muestra 14.1 Nombres de ácidos y bases

Nombra los siguientes ejemplos como ácidos o bases:
a) H_3PO_4 *b*) NaOH *c*) HNO_2 *d*) $HBrO_2$

Solución

a) ácido fosfórico
b) hidróxido de sodio
c) ácido nitroso
d) ácido bromoso

Comprobación de estudio

Da los nombres para H_2SO_4 y KOH.

Preguntas y problemas Ácidos y bases

14.1 Indica si cada uno de los siguientes enunciados se aplica a un ácido o a una base:
a) tiene un sabor agrio
b) neutraliza bases
c) forma iones H_3O^+ en agua
d) se llama hidróxido de potasio

14.2 Indica si cada uno de los siguientes enunciados se aplica a un ácido o a una base:
a) neutraliza ácidos
b) forma OH^- en agua
c) tiene una sensación jabonosa
d) convierte en rojo el tornasol

14.3 Nombra cada uno de los siguientes ejemplos como ácido o base:
a) HCl *b*) $Ca(OH)_2$
c) H_2CO_3 *d*) HNO_3
e) H_2SO_3 *f*) $HBrO_3$

14.4 Nombra cada uno de los siguientes ejemplos como ácido o base:
a) $Al(OH)_3$ *b*) HBr
c) H_2SO_4 *d*) KOH
e) HNO_2 *f*) $HClO_2$

14.5 Escribe las fórmulas para los siguientes ácidos y bases:
a) hidróxido de magnesio
b) ácido fluorhídrico
c) ácido fosfórico
d) hidróxido de litio
e) hidróxido de amonio
f) ácido periódico

14.6 Escribe las fórmulas para los siguientes ácidos y bases:
a) hidróxido de bario
b) ácido yodhídrico
c) ácido nítrico
d) hidróxido de potasio
e) hidróxido de sodio
f) ácido hipocloroso

Meta de aprendizaje

Identificar pares ácido-base conjugados de ácidos y bases Brønsted-Lowry.

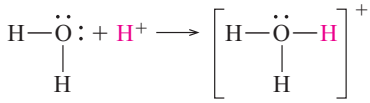
14.2 Ácidos y bases Brønsted-Lowry

A principios del siglo XX, Brønsted y Lowry expandieron la definición de ácidos y bases. Un **ácido Brønsted-Lowry** dona un protón (ion hidrógeno, H^+) a otra sustancia, y una **base Brønsted-Lowry** acepta un protón.

Un ácido Brønsted-Lowry es un donador de protones (H^+).

Una base Brønsted-Lowry es un aceptor de protones (H^+).

En realidad, en el agua no existe un protón libre disociado (H^+). Su atracción hacia las moléculas polares del agua es tan fuerte que el protón se une a una molécula de agua y forma un **ion hidronio, H_3O^+.**



Agua Protón Ion hidronio

La formación de una solución de ácido clorhídrico la escribimos como una transferencia de un protón del cloruro de hidrógeno al agua. Al aceptar un protón en la reacción, el agua actúa como una base, de acuerdo con el concepto Brønsted-Lowry.



HCl + H_2O → H_3O^+ + Cl^-

Cloruro de hidrógeno — Agua — Ion hidronio — Ion cloruro

Ácido (donador H^+) — Base (aceptor H^+) — (solución ácida)

En otra reacción, el amoniaco (NH_3) reacciona con agua. Puesto que el nitrógeno del NH_3 tiene una atracción más fuerte de un protón que el oxígeno del agua, el agua actúa como un ácido y dona un protón.



NH_3 + H_2O ⇌ NH_4^+ + OH^-

Amoniaco — Agua — Ion amonio — Ion hidróxido

Base (aceptor H^+) — Ácido (donador H^+) — (solución básica)

La tabla 14.3 compara algunas características de ácidos y bases.

Tabla 14.3 Algunas características de ácidos y bases

Características	Ácidos	Bases
Reacción, Arrhenius	Produce H^+	Produce OH^-
Reacción, Brønsted-Lowry	Dona H^+	Acepta H^+
Electrolitos	Sí	Sí
Sabor	Agrio	Amargo, sabor calcáreo
Sensación	Puede picar	Jabonoso, resbaladizo
Tornasol	Rojo	Azul
Fenolftaleína	Sin color	Rojo
Neutralización	Neutraliza bases	Neutraliza ácidos

Problema de muestra 14.2 **Ácidos y bases**

En cada una de las siguientes ecuaciones, identifica el reactivo que es ácido (donador H^+) y el reactivo que es base (aceptor H^+).

a) $HBr(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Br^-(ac)$

b) $H_2O(l) + CN^-(ac) \rightleftharpoons HCN(ac) + OH^-(ac)$

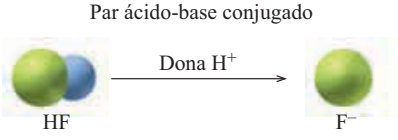
Solución

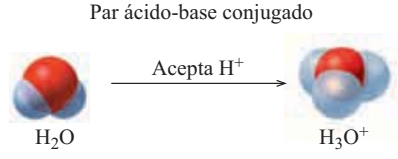
a) HBr, ácido; H_2O, base

b) H_2O, ácido; CN^-, base

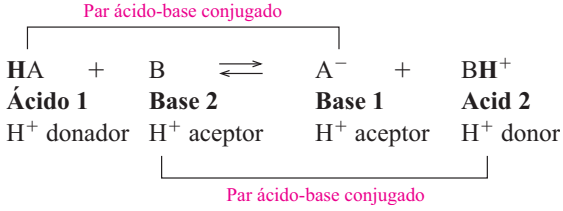
Comprobación de estudio

Cuando HNO_3 reacciona con agua, el agua actúa como una base (aceptor H^+). Escribe la ecuación para la reacción.





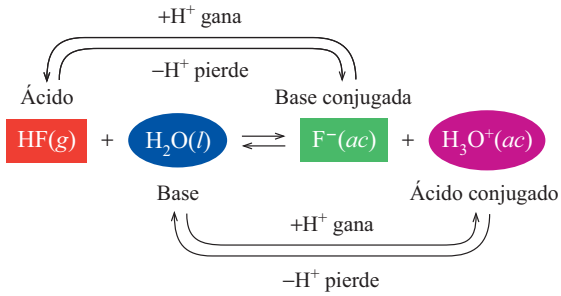
De acuerdo con la teoría Brønsted-Lowry, la reacción entre un ácido y una base implica la transferencia de protones. Cuando un ácido (HA) dona H^+ a una base (B), los productos son A^- y BH^+. Puesto que los productos también son un ácido y una base, ocurre una reacción inversa en la que el ácido BH^+ dona H^+ a la base (A^-). Cuando un par de moléculas o iones se relacionan mediante la pérdida o ganancia de un H^+, se llaman **par ácido-base conjugado**. Puesto que los protones se transfieren tanto en una reacción directa como en una inversa, cada reacción ácido-base contiene dos pares ácido-base conjugados. En esta reacción general, el ácido HA tiene una base conjugada, A^-, y la base B tiene un ácido conjugado, BH^+.



el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Naturaleza de ácidos y bases

Ahora podemos identificar los pares ácido-base conjugados en una reacción como ácido fluorhídrico y agua. Puesto que la reacción es reversible, el ácido conjugado H_3O^+ puede transferir un protón a la base conjugada F^- y volver a formar el ácido HF. Al usar la relación de pérdida y ganancia de un H^+, identificamos los pares ácido-base conjugados como HF y F^- junto con H_3O^+ y H_2O.



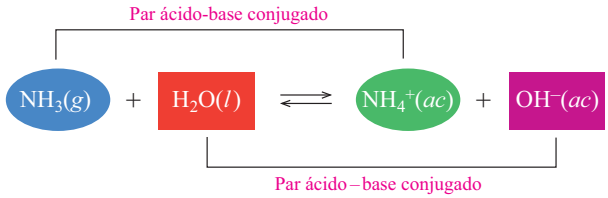
En otra reacción de transferencia de protones, el amoniaco, NH_3, acepta H^+ de H_2O para formar el ácido conjugado NH_4^+ y la base conjugada OH^-. Cada uno de estos pares ácido-base conjugados, NH_3/NH_4^+ y H_2O/OH^-, se relacionan mediante la ganancia y pérdida de un H^+. La tabla 14.4 muestra algunos ejemplos de pares ácido-base conjugados. En estos dos ejemplos, vemos que el agua

Tabla 14.4 Algunos pares ácido-base conjugados

Ácido		Base conjugada	
Ácidos fuertes			
Ácido perclórico	$HClO_4$	Ion perclorato	ClO_4^-
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ion sulfato de hidrógeno	HSO_4^-
Ácido yodhídrico	HI	Ion yoduro	I^-
Ácido bromhídrico	HBr	Ion bromuro	Br^-
Ácido clorhídrico	HCl	Ion cloruro	Cl^-
Ácido nítrico	HNO_3	Ion nitrato	NO_3^-
Ácidos débiles			
Ion hidronio	H_3O^+	Agua	H_2O
Ion sulfato de hidrógeno	HSO_4^-	Ion Sulfato	SO_4^{2-}
Ácido fosfórico	H_3PO_4	Ion fosfato de dihidrógeno	$H_2PO_4^-$
Ácido nitroso	HNO_2	Ion nitrito	NO_2^-
Ácido fluorhídrico	HF	Ion fluoruro	F^-
Ácido acético	CH_3COOH	Ion acetato	CH_3COO^-
Ácidos extremadamente débiles			
Ácido carbónico	H_2CO_3	Ion bicarbonato	HCO_3^-
Ácido sulfhídrico	H_2S	Ion sulfuro de hidrógeno	HS^-
Ion amonio	NH_4^+	Amoniaco	NH_3
Ácido cianhídrico	HCN	Ion cianuro	CN^-
Ion bicarbonato	HCO_3^-	Ion carbonato	CO_3^{2-}
Ion sulfuro de hidrógeno	HS^-	Ion sulfuro	S^{2-}
Agua	H_2O	Ion hidróxido	OH^-

Aumento de la fuerza de los ácidos

Aumento de la fuerza de las bases



actúa como un ácido cuando dona un H^+ o como una base cuando acepta H^+. Las sustancias que actúan como ácidos y bases son **anfóteros.** El agua es la sustancia anfótera más común, el comportamiento ácido o básico depende de si la otra sustancia que reacciona es un ácido o una base fuerte. El agua dona H^+ cuando reacciona con una base más fuerte y acepta H^+ cuando reacciona con un ácido más fuerte.

Problema de muestra 14.3 Pares ácido-base conjugados

Escribe la fórmula de la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos Brønsted-Lowry:

a) $HClO_3$ *b*) H_2CO_3 *c*) $H_2PO_4^-$

Solución

La base conjugada se forma cuando el ácido dona un protón.

a) ClO_3^- es la base conjugada de $HClO_3$

b) HCO_3^- es la base conjugada de H_2CO_3

c) HPO_4^{2-} es la base conjugada de $H_2PO_4^-$

Comprobación de estudio

Escribe la fórmula del ácido conjugado de cada una de las siguientes bases Brønsted-Lowry:

a) HS^- *b*) Cl^- *c*) NO_2^-

Problema de muestra 14.4 Identificación de pares ácido-base conjugados

Escribe la ecuación Brønsted-Lowry para la reacción del ácido HBr y la base NH_3. Identifica los pares ácido-base conjugados.

Solución

En la reacción, HBr dona H^+ a NH_3. El Br^- resultante es la base conjugada y NH_4^+ es el ácido conjugado.

$$HBr + NH_3 \rightleftharpoons Br^- + NH_4^+$$

Los pares ácido-base conjugados son HBr/Br^- junto con NH_3/NH_4^+.

Comprobación de estudio

En la siguiente reacción, identifica los pares ácido-base conjugados:

$$HCN + SO_4^{2-} \rightleftharpoons CN^- + HSO_4^-$$

Preguntas y problemas **Ácidos y bases Brønsted-Lowry**

14.7 En cada una de las siguientes ecuaciones, identifica el ácido (donador de protones) y la base (aceptor de protones) para los reactivos:

a) $HI(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + I^-(ac)$

b) $F^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(ac) + OH^-(ac)$

14.8 En cada una de las siguientes ecuaciones, identifica el ácido (donador de protones) y la base (aceptor de protones) para los reactivos:

a) $CO_3^{2-}(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(ac) + OH^-(ac)$

b) $H_2SO_4(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + HSO_4^-(aq)$

14.9 Escribe la fórmula y nombre de la base conjugada para cada uno de los siguientes ácidos:

a) HF *b*) H_2O
c) H_2CO_3 *d*) HSO_4^-
e) $HClO_2$

14.10 Escribe la fórmula y nombre de la base conjugada para cada uno de los siguientes ácidos:

a) HCO_3^- *b*) H_3O^+
c) HPO_4^{2-} *d*) HNO_2
e) HBrO

14.11 Escribe la fórmula y nombre del ácido conjugado para cada una de las siguientes bases:

a) CO_3^{2-} *b*) H_2O
c) $H_2PO_4^-$ *d*) Br^-
e) ClO_4^-

14.12 Escribe la fórmula y nombre del ácido conjugado para cada una de las siguientes bases:

a) SO_4^{2-} *b*) CN^-
c) OH^- *d*) ClO_2^-
e) HS^-

14.13 Identifica el ácido y la base en el lado izquierdo de las siguientes ecuaciones e identifica sus pares conjugados en el lado derecho:

a) $H_2CO_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + HCO_3^-(ac)$

b) $NH_4^+(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + NH_3(ac)$

c) $HCN(ac) + NO_2^-(ac) \rightleftharpoons CN^-(ac) + HNO_2(ac)$

14.14 Identifica el ácido y la base en el lado izquierdo de las siguientes ecuaciones e identifica sus pares conjugados en el lado derecho:

a) $H_3PO_4(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$

b) $CO_3^{2-}(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(ac) + HCO_3^-(ac)$

c) $H_3PO_4(ac) + NH_3(ac) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$

14.15 Cuando el cloruro amonio se disuelve en agua, el ion amonio, NH_4^+, dona un protón al agua. Escribe una ecuación balanceada para la reacción del ion amonio con agua.

14.16 Cuando el carbonato de sodio se disuelve en agua, el ion carbonato, CO_3^{2-}, actúa como base. Escribe una ecuación balanceada para la reacción del ion carbonato con agua.

Meta de aprendizaje

Escribir ecuaciones para la disociación de ácidos fuertes y débiles; identificar la dirección de la reacción.

14.3 Fuerza de ácidos y bases

La *fuerza* de los ácidos se determina mediante los moles de H_3O^+ que se forman por cada mol de ácido que disuelve. La *fuerza* de las bases se determina mediante los moles de OH^- que se forman por cada mol de base que se disuelve. En el proceso llamado **disociación** de un ácido o hidrólisis, en el caso de una base, ambos se separan en o producen iones en agua. Los ácidos y las bases varían enormemente en su habilidad para producir H_3O^+ u OH^-. Los ácidos fuertes y las bases fuertes se disocian por completo. En agua, los ácidos débiles y las bases débiles se disocian sólo ligeramente, y dejan sin disociar la mayor parte del ácido o base iniciales.

Ácidos fuertes y débiles

Los **ácidos fuertes** ceden protones tan fácilmente que su disociación en agua es virtualmente completa. Por ejemplo, cuando HCl, uno de los ácidos fuertes, se disocia en agua mediante transferencia de un protón a H_2O, la solución HCl resultante contiene sólo los iones disueltos H_3O^+ y Cl^-. Considera la reacción de HCl en agua como si fuera 100% a productos. Por tanto, la ecuación para un ácido fuerte como HCl se escribe con una sola flecha hacia los productos.

$$HCl(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$$

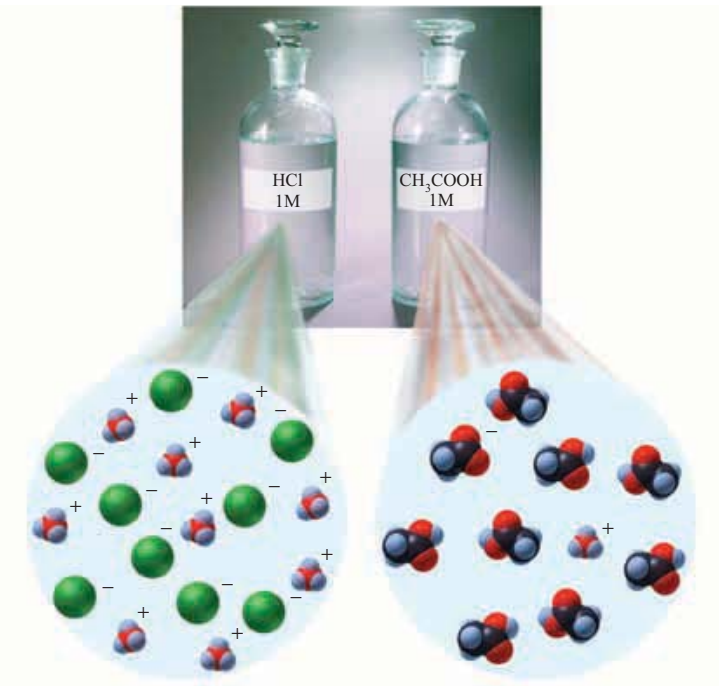


Figura 14.1 Un ácido fuerte como el HCl se disocia completamente (≈100%), mientras que un ácido débil como CH_3COOH contiene principalmente moléculas y algunos iones.

P *¿Cuál es la diferencia entre un ácido fuerte y un ácido débil?*

La mayoría de los ácidos son débiles. Los **ácidos débiles** se disocian ligeramente en agua, lo que significa que sólo un pequeño porcentaje del ácido débil transfiere un protón a agua para producir una pequeña cantidad de iones H_3O^+ y aniones (figura 14.1). Muchos de los productos que bebes o usas en casa contienen ácidos débiles. En las bebidas carbonatadas, el CO_2 se disuelve en agua para formar ácido carbónico, H_2CO_3, que permanece principalmente no disociado en solución. En un ácido débil como H_2CO_3, hay equilibrio entre las moléculas de H_2CO_3 no disociados y los productos de disociación, H_3O^+ y HCO_3^-. Por tanto, la reacción para un ácido débil en agua se escribe con una flecha doble. A veces se usa una flecha inversa más larga para indicar que el equilibrio de un ácido débil favorece la formación de los reactivos no disociados.

$$H_2CO_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + HCO_3^-(ac)$$



El ácido cítrico es un ácido débil que se encuentra en las frutas y los jugos de frutas como limones, naranjas y uvas. El vinagre contiene otro ácido débil conocido como ácido acético, CH_3COOH. El vinagre que se usa en ensaladas, contiene ácido acético como una solución de 5% de éste.

$$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + CH_3COO^-(ac)$$

Bases fuertes y débiles

Las **bases fuertes** se disocian virtualmente por completo en agua. Por ejemplo, cuando KOH, una base fuerte, se disocia en agua, la solución sólo consiste de los iones K^+ y OH^-. En esencia no queda KOH no disociado. En consecuencia, la ecuación para una base fuerte como KOH se escribe con una sola flecha hacia productos.

$$KOH(s) \xrightarrow{H_2O} K^+(ac) + OH^-(ac)$$



Las bases Arrhenius de los grupos 1A (1) y 2A (2) como LiOH, KOH, NaOH y $Ca(OH)_2$ son bases fuertes. El hidróxido de sodio, NaOH (también conocido como lejía), se usa en productos domésticos para remover grasa en hornos y para limpiar cañerías.

Las **bases débiles** son pobres aceptores de protones y permanecen principalmente no disociados en agua. El bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) contiene ion bicarbonato, HCO_3^-, que actúa como una base débil en agua. Los detergentes, que contienen aniones de ácidos débiles, actúan como bases en agua. Una base típica, amonio, NH_3, se encuentra en limpiadores de vidrios. En agua, sólo algunas moléculas de amonio aceptan protones para formar NH_4^+ y OH^-.

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

Dirección o sentido de una reacción

Hay una relación entre los componentes en cada par ácido-base conjugado. Los ácidos fuertes que donan protones fácilmente tienen bases conjugadas débiles que no aceptan protones fácilmente. Conforme disminuye la fuerza del ácido, aumenta la fuerza de su base conjugada. Los ácidos débiles tienen bases conjugadas fuertes.

En cualquier reacción ácido-base hay dos ácidos y dos bases. Sin embargo, un ácido es más fuerte que el otro y una base es más fuerte que la otra. Al comparar sus fuerzas relativas, determinamos la dirección de la reacción. Por ejemplo, el ácido fuerte H_2SO_4 cede protones al agua. El ion hidronio, H_3O^+, producido es un ácido más débil que el H_2SO_4, y la base conjugada, HSO_4^-, es una base más débil que el agua.

$$\underset{\text{Ácido más fuerte}}{H_2SO_4(ac)} + \underset{\text{Base más fuerte}}{H_2O(l)} \longrightarrow \underset{\text{Ácido más débil}}{H_3O^+(ac)} + \underset{\text{Base más débil}}{HSO_4^-(ac)}$$

Favorece fuertemente los productos

Observa otra reacción en la que el agua dona un protón al carbonato, CO_3^{2-}, para formar HCO_3^- y OH^-. De la tabla 14.4, página 461, vemos que HCO_3^- es un ácido más fuerte que H_2O. También vemos que OH^- es una base más fuerte que CO_3^{2-}. El equilibrio se ve favorecido hacia los reactivos ácido y base más débiles, como se muestra mediante la flecha larga para la reacción inversa.

$$\underset{\text{Base más débil}}{CO_3^{2-}(ac)} + \underset{\text{Ácido más débil}}{H_2O(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{Ácido más fuerte}}{HCO_3^-(ac)} + \underset{\text{Base más fuerte}}{OH^-(ac)}$$

Se favorece principalmente hacia los reactivos

Problema de muestra 14.5 **Fuerza de ácidos y bases**

Para las siguientes preguntas selecciona entre HCO_3^-, HSO_4^- o HNO_2.

a) ¿cuál es el ácido más fuerte?

b) ¿cuál ácido tiene la base conjugada más fuerte?

Solución

De la información en la tabla 14.4, se deriva que

a) el ácido más fuerte en este grupo es HSO_4^-

b) el ácido más débil en este grupo, HCO_3^-, tiene la base conjugada más fuerte, CO_3^{2-}

Comprobación de estudio

¿Cuál es la base más fuerte: F^- o NH_3?

Problema de muestra 14.6 **Dirección de la reacción**

En la siguiente reacción, ¿el equilibrio se favorece hacia los reactivos o hacia los productos?

$$HF(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac)$$

Solución

A partir de la tabla 14.4 vemos que HF es un ácido más débil que H_3O^+ y H_2O es una base más débil que F^-. El equilibrio se favorece en dirección inversa y por tanto a los reactivos.

$$HF(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac)$$

Ácido más débil — Base más débil — Ácido más fuerte — Base más fuerte

Comprobación de estudio

La reacción del ácido nítrico y agua, ¿favorece hacia los reactivos o hacia los productos?

Preguntas y problemas **Fuerza de ácidos y bases**

14.17 ¿Que significa el enunciado "un ácido fuerte tiene una base conjugada débil"?

14.18 ¿Qué significa el enunciado "un ácido débil tiene una base conjugada fuerte"?

14.19 Identifica el ácido más fuerte en cada par.
a) HBr o HNO_2
b) H_3PO_4 o HSO_4^-
c) HCN o H_2CO_3

14.20 Identifica el ácido más fuerte en cada par.
a) NH_4^+ o H_3O^+
b) H_2SO_4 o HCN
c) H_2O o H_2CO_3

14.21 Identifica el ácido más débil en cada par.
a) HCl o HSO_4^-
b) HNO_2 o HF
c) HCO_3^- o NH_4^+

14.22 Identifica el ácido más débil en cada par.
a) HNO_3 o HCO_3^-
b) HSO_4^- o H_2O
c) H_2SO_4 o H_2CO_3

14.23 Predice si en el equilibrio para cada una de las siguientes reacciones se favorece hacia los reactivos o hacia los productos:
a) $H_2CO_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + HCO_3^-(ac)$
b) $NH_4^+(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + NH_3(ac)$
c) $HCl(ac) + NH_3(ac) \rightleftharpoons Cl^-(ac) + NH_4^+(ac)$

14.24 Predice si en el equilibrio para cada una de las siguientes reacciones se favorece hacia los reactivos o hacia los productos:
a) $H_3PO_4(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$
b) $CO_3^{2-}(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(ac) + HCO_3^-(ac)$
c) $HS^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + S^{2-}(ac)$

14.25 Escribe una ecuación para la reacción ácido-base entre ion amonio con ion sulfato. ¿Por qué el equilibrio favorece a los reactivos?

14.26 Escribe una ecuación para la reacción ácido-base entre ácido nitroso con ion sulfato. ¿Por qué en el equilibrio se favorece hacia los reactivos?

14.4 Constantes de disociación

Meta de aprendizaje

Escribir la expresión de equilibrio para un ácido o base débil.

Vimos que las reacciones de los ácidos débiles en agua alcanzan el equilibrio. Si HA es un ácido débil, la concentración de H_3O^+ y A^- será pequeña, lo que significa que el equilibrio favorecerá los reactivos (figura 14.2).

$$HA(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + A^-(ac)$$

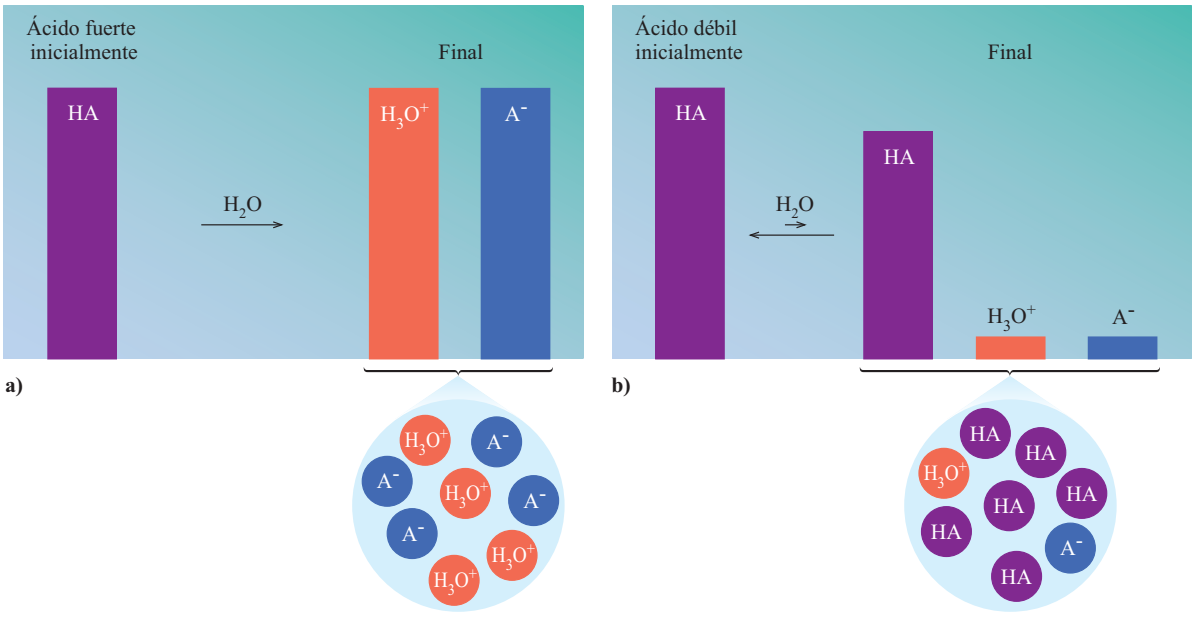


Figura 14.2 Después de la disociación en agua, **a)** un ácido fuerte (HA) tiene una alta concentración de H_3O^+ y A^-, y **b)** un ácido débil (HA) tiene una alta concentración de HA y bajas concentraciones de H_3O^+ y A^-.

P *¿Cómo cambia la altura de H_3O^+ y A^- en la gráfica de barras para un ácido débil?*

Constantes de disociación para ácidos débiles y bases débiles

Como se vio, ácidos y bases tienen diferentes fuerzas dependiendo de cuánto se disocian en agua. Puesto que la disociación de los ácidos fuertes en agua es esencialmente completa, la reacción no se considera una situación de equilibrio. Sin embargo, puesto que los ácidos débiles en agua se disocian sólo ligeramente, el producto iónico se alcanza en el equilibrio con las moléculas de ácido débil no disociado. Por tanto, se puede escribir una expresión de equilibrio para ácidos débiles que dé la razón de las concentraciones de productos a los reactivos ácido débil. Como con otras constantes de equilibrio, la concentración molar de los productos se divide entre la concentración molar de los reactivos.

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

Puesto que el agua es un líquido puro, su concentración, que es constante, se omite de la constante de equilibrio, llamada **constante de disociación de ácido, K_a** (o constante de ionización de ácido). Por tanto, para un ácido débil HA, la K_a se escribe

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$ Constante de disociación de ácido

Considera el equilibrio del ácido carbónico, que se disocia en agua para formar ion bicarbonato e ion hidronio.

$$H_2CO_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

La expresión K_a para ácido carbónico es

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4.3 \times 10^{-7}$$

Tabla 14.5 Valores K_a y K_b para ácidos y base débiles seleccionados

Ácidos		
Ácido fosfórico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}
Ácido fluorhídrico	HF	7.2×10^{-4}
Ácido nitroso	HNO_2	4.5×10^{-4}
Ácido fórmico	HCOOH	1.8×10^{-4}
Ácido acético	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
Ácido carbónico	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
Fosfato de dihidrógeno	$H_2PO_4^-$	6.2×10^{-8}
Ácido cianhídrico	HCN	4.9×10^{-10}
Fosfato de hidrógeno	HPO_4^{2-}	2.2×10^{-13}
Bases		
Carbonato	CO_3^{2-}	2.2×10^{-4}
Amoniaco	NH_3	1.8×10^{-5}

La K_a medida para el ácido carbónico a 25°C es muy pequeña, lo que confirma que el equilibrio del ácido carbónico en agua favorece los reactivos. (Recuerda que usualmente se omiten las unidades de concentración en los valores dados para constantes de equilibrio.)

También podemos considerar una base débil como el amoniaco en agua.

$$NH_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$$

También podemos escribir una **constante de disociación de base, K_b.**

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

La K_b para amoniaco es pequeña porque el equilibrio favorece los reactivos. Mientras más pequeño sea el valor K_a o K_b, más débil es el ácido o la base. Por otra parte, los ácidos y bases fuertes, que en esencia están 100% disociados, tendrían valores K_a y K_b grandes, aunque dichos valores por lo general no se miden. La tabla 14.5 proporciona algunos valores K_a y K_b para ácidos y bases débiles seleccionados.

Hemos descrito ácidos fuertes y débiles en varias formas. La tabla 14.6 resume las características de los ácidos en términos de fuerza y posición de equilibrio.

Tabla 14.6 Características de ácidos

Característica	Ácidos fuertes	Ácidos débiles
Posición de equilibrio	Hacia productos ionizados	Hacia reactivos
K_a	Grande	Pequeña
$[H_3O^+]$ y $[A^-]$	≈100% de [HA]	Pequeño porcentaje de [HA]
Bases conjugadas	Débil	Fuerte

Problema de muestra 14.7 **Constantes de disociación de ácido**

Escribe la expresión para la constante de disociación de ácido para el ácido nitroso.

Solución

La ecuación para la disociación de ácido nitroso se escribe

$$HNO_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + NO_2^-(ac)$$

La constante de disociación ácida se escribe como las concentraciones de los productos dividida entre la concentración del ácido débil no disociado.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]} = 4.5 \times 10^{-4}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el ácido más fuerte, el ácido nitroso o el ácido carbónico? ¿Por qué?

Preguntas y problemas **Constantes de disociación**

14.27 Considera los siguientes ácidos y sus constantes de disociación:

$$H_2SO_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + HSO_3^-(ac) \qquad K_a = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$HS^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + S^{2-}(ac) \qquad K_a = 1.3 \times 10^{-19}$$

a) ¿cuál es el ácido más fuerte, H_2SO_3 o HS^-?
b) ¿cuál es la base conjugada de H_2SO_3?
c) ¿cuál ácido tiene la base conjugada más débil?
d) ¿cuál ácido tiene la base conjugada más fuerte?
e) ¿cuál ácido produce más iones?

14.28 Considera los siguientes ácidos y sus constantes de disociación:

$$HPO_4^{2-}(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + PO_4^{3-}(ac) \qquad K_a = 2.2 \times 10^{-13}$$

$$HCOOH(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + HCOO^-(ac) \qquad K_a = 1.8 \times 10^{-4}$$

a) ¿cuál es el ácido más débil: HPO_4^{2-} o HCOOH?
b) ¿cuál es la base conjugada de HPO_4^{2-}?
c) ¿cuál ácido tiene la base conjugada más débil?
d) ¿cuál ácido tiene la base conjugada más fuerte?
e) ¿cuál ácido produce más iones?

14.29 El ácido fosfórico se disocia para formar fosfato de dihidrógeno e ion hidronio. El ácido fosfórico tiene una K_a de 7.5×10^{-3}. Escribe la ecuación y la constante de equilibrio para la disociación del ácido.

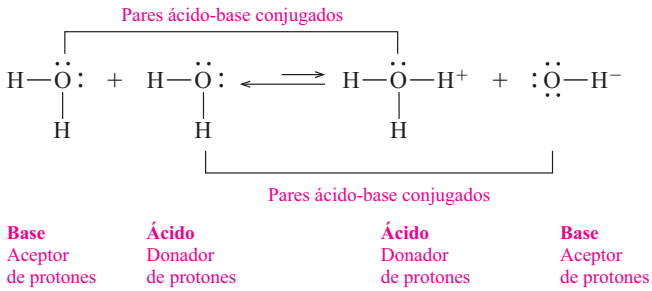
14.30 La anilina, $C_6H_5NH_2$, una base débil con una K_b de 4.0×10^{-10}, tiene un ácido conjugado, $C_6H_5NH_3^+$. Escribe la ecuación y la constante de equilibrio para la reacción de la base con agua.

14.5 Ionización del agua

Meta de aprendizaje

Usar el producto iónico del agua para calcular $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en una solución acuosa.

Hemos visto que en algunas reacciones ácido-base el agua es anfótera y actúa como ácido o como base. ¿Ello significa que el agua puede ser tanto un ácido como una base? Sí, esto es exactamente lo que ocurre con las moléculas de agua en el agua pura. Veamos cómo ocurre esto. En el agua, una molécula de agua dona un protón a otro para producir H_3O^+ y OH^-, lo que significa que el agua se puede comportar como ácido o como base. Observa los pares ácido-base conjugados del agua.



En la ionización del agua, hay reacciones tanto directa como inversa.

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + OH^-(ac)$$

En el agua pura, la transferencia de un protón entre dos moléculas de agua produce igual número de H_3O^+ y OH^-. Los experimentos han determinado que, en el agua pura, las concentraciones de H_3O^+ y OH^- a 25°C son cada una de 1.0×10^{-7} M. Los corchetes afuera de los símbolos indican sus concentraciones en moles por litro (M).

Agua pura $$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}\ \text{M}$$

Cuando multiplicamos estas concentraciones, se forma la **constante producto iónico del agua, K_W**, que es 1.0×10^{-14}. En el valor K_W se omiten las unidades de concentración.

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH]$$
$$= (1.0 \times 10^{-7}\ \text{M})\,(1.0 \times 10^{-7}\ \text{M}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

El valor K_W de 1.0×10^{-14} es importante porque se aplica a cualquier solución acuosa: todas las soluciones acuosas tienen H_3O^+ y OH^-.

Cuando $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en una solución son iguales, la solución es **neutra**. Sin embargo, la mayoría de las soluciones no son neutras y tienen diferentes concentraciones de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$. Si se agrega ácido al agua, hay un aumento en $[H_3O^+]$ y una disminución en $[OH^-]$, lo que hace una solución ácida. Si se agrega una base, $[OH^-]$ aumenta y $[H_3O^+]$ disminuye, lo que hace una solución básica (figura 14.3). No obstante, para cualquier solución acuosa, ya sea neutra, ácida o básica, el producto $[H_3O^+] \times [OH^-]$ es igual a K_W (1.0×10^{-14}).

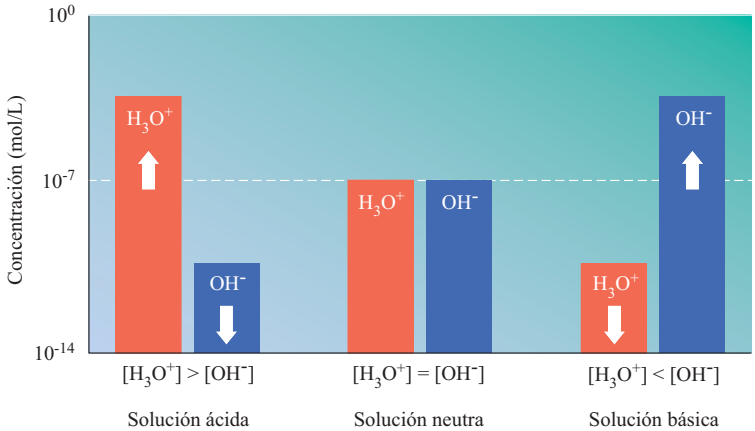


Figura 14.3 En una solución neutra, $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ son iguales. En las soluciones ácidas, $[H_3O^+]$ es mayor que $[OH^-]$. En las soluciones básicas, $[OH^-]$ es mayor que $[H_3O^+]$.

P *Una solución que tiene 1.0×10^{-3} M $[H_3O^+]$, ¿es ácida, básica o neutra?*

Tabla 14.7 Ejemplos de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en soluciones neutras, ácidas y básicas

Tipo de solución	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	K_w
Neutra	1.0×10^{-7} M	1.0×10^{-7} M	1.0×10^{-14}
Ácida	1.0×10^{-2} M	1.0×10^{-12} M	1.0×10^{-14}
Ácida	2.5×10^{-5} M	4.0×10^{-10} M	1.0×10^{-14}
Básica	1.0×10^{-8} M	1.0×10^{-6} M	1.0×10^{-14}
Básica	5.0×10^{-11} M	2.0×10^{-4} M	1.0×10^{-14}

Por tanto, si está dada $[H_3O^+]$, se puede usar K_w para calcular $[OH^-]$. O si está dada $[OH^-]$, se puede usar K_w para calcular $[H_3O^+]$ (ve la tabla 14.7).

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \qquad [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

Guía para calcular $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en soluciones acuosas

PASO 1 Escribe K_w para el agua.

PASO 2 Resuelve K_w para $[H_3O^+]$ o $[OH^-]$ desconocidos.

PASO 3 Sustituye $[H_3O^+]$ o $[OH^-]$ conocido y calcula.

Para ilustrar estos cálculos, determinemos $[H_3O^+]$ para una solución que tiene $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6}$ M.

PASO 1 **Escribe K_w para el agua.**

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

PASO 2 **Ordena la K_w para resolver la incógnita.** Dividir entre $[OH^-]$ da

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+] \times [\cancel{OH^-}]}{[\cancel{OH^-}]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

PASO 3 **Sustituye $[OH^-]$ y calcula $[H_3O^+]$.**

$$[H_3O^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[1.0 \times 10^{-6}]} = 1.0 \times 10^{-8}\ \text{M}$$

Puesto que $[OH^-]$ de 1.0×10^{-6} M es mayor que $[H_3O^+]$ de 1.0×10^{-8} M, la solución es básica.

Problema de muestra 14.8 **Cálculo de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en solución**

Una solución de vinagre tiene $[H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-3}$ M a 25°C. ¿Cuál es la $[OH^-]$ de la solución de vinagre? ¿La solución es ácida, básica o neutra?

Solución

PASO 1 **Escribe la K_w para el agua.**

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

PASO 2 **Ordena la K_w para resolver la incógnita.** Al reordenar la K_w para OH^- se obtiene

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{[\cancel{H_3O^+}] \times [OH^-]}{[\cancel{H_3O^+}]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H_3O^+]}$$

PASO 3 **Sustituye $[H_3O^+]$ conocida y calcula.**

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[2.0 \times 10^{-3}]} = 5.0 \times 10^{-12}\ M$$

Puesto que $[H_3O^+]$ de 2.0×10^{-3} M es mucho mayor que la $[OH^-]$ de 5.0×10^{-12} M, la solución es ácida.

Comprobación de estudio

¿Cuál es la $[H_3O^+]$ de una solución limpiadora de amoniaco con una $[OH^-] = 4.0 \times 10^{-4}$ M? ¿La solución es ácida, básica o neutra?

Preguntas y problemas

Ionización del agua

14.31 ¿Por qué las concentraciones de H_3O^+ y OH^- son iguales en el agua pura?

14.32 ¿Cuál es el significado y el valor de K_w a 25°C?

14.33 En una solución ácida, ¿cómo se compara la concentración de H_3O^+ con la concentración de OH^-?

14.34 Si se agrega una base a agua pura, ¿por qué disminuye $[H_3O^+]$?

14.35 Indica si las siguientes son soluciones ácidas, básicas o neutras:
a) $[H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-5}$ M
b) $[H_3O^+] = 1.4 \times 10^{-9}$ M
c) $[OH^-] = 8.0 \times 10^{-3}$ M
d) $[OH^-] = 3.5 \times 10^{-10}$ M

14.36 Indica si las siguientes son soluciones ácidas, básicas o neutras:
a) $[H_3O^+] = 6.0 \times 10^{-12}$ M
b) $[H_3O^+] = 1.4 \times 10^{-4}$ M
c) $[OH^-] = 5.0 \times 10^{-12}$ M
d) $[OH^-] = 4.5 \times 10^{-2}$ M

14.37 Calcula $[H_3O^+]$ de cada solución acuosa con la siguiente $[OH^-]$:
a) café, 1.0×10^{-9} M
b) jabón, 1.0×10^{-6} M
c) limpiador, 2.0×10^{-5} M
d) jugo de limón, 4.0×10^{-13} M

14.38 Calcula $[H_3O^+]$ de cada solución acuosa con la siguiente $[OH^-]$:
a) NaOH, 1.0×10^{-2} M
b) aspirina, 1.8×10^{-11} M
c) leche de magnesia, 1.0×10^{-5} M
d) agua de mar, 2.5×10^{-6} M

14.39 Calcula $[OH^-]$ de cada solución acuosa con la siguiente $[H_3O^+]$:
a) vinagre, 1.0×10^{-3} M
b) orina, 5.0×10^{-6} M
c) amoniaco, 1.8×10^{-12} M
d) NaOH, 4.0×10^{-13} M

14.40 Calcula $[OH^-]$ de cada solución acuosa con la siguiente $[H_3O^+]$:
a) bicarbonato de sodio, 1.0×10^{-8} M
b) jugo de naranja, 2.0×10^{-4} M
c) leche, 5.0×10^{-7} M
d) blanqueador, 4.8×10^{-12} M

Meta de aprendizaje

Calcular el pH a partir de $[H_3O^+]$; dado el pH, calcular $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de una solución.

14.6 La escala pH

Muchos tipos de trabajos, como terapeuta respiratorio, procesador de alimentos, médico, agricultor, limpiador de spa y fabricante de jabón, requieren personal para medir los [H3O$^+$] y $[OH^-]$ de soluciones. Se necesitan niveles adecuados de acidez en el suelo para soportar el crecimiento de las plantas y evitar las algas en el agua de las albercas. La medición de los niveles de acidez en la sangre y la orina comprueban el funcionamiento de los riñones.

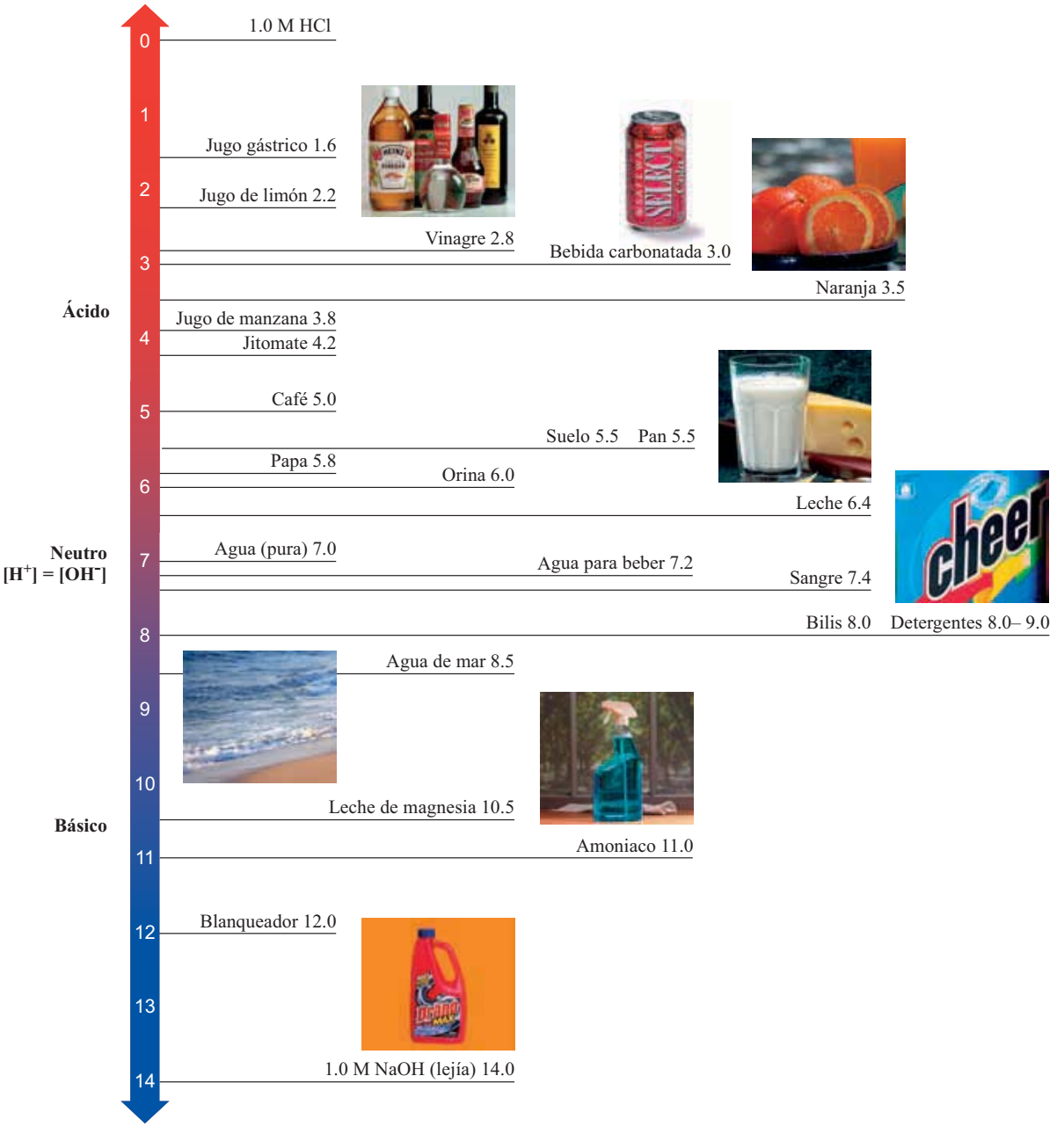


Figura 14.4 En la escala pH, los valores por abajo de 7 son ácidos, un valor de 7 es neutro y los valores arriba de 7 son básicos.

P *¿El jugo de manzana es una solución ácida, básica o neutra?*

En la escala pH, un número entre 0 y 14 representa la concentración de H_3O^+. Un valor pH menor que 7 corresponde a una solución ácida; un valor pH mayor que 7 indica una solución básica (figura 14.4).

Solución ácida	pH $<$ 7	$[H_3O^+] > 1.0 \times 10^{-7}$ M
Solución neutra	pH $=$ 7	$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M
Solución básica	pH $>$ 7	$[H_3O^+] < 1.0 \times 10^{-7}$ M



a)



b)



c)

Figura 14.5 El pH de una solución se puede determinar usando **a)** un medidor de pH, **b)** un papel pH y **c)** indicadores que se tiñen de diferentes colores correspondientes a los valores de pH.

P *Si un medidor de pH registra 4.00, ¿la solución es ácida, básica o neutra?*

el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Hiperventilación y pH sanguíneo

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

La escala pH

En el laboratorio, por lo general se usa un medidor de pH para determinar el pH de una solución. También hay indicadores y papeles pH que cambian de color cuando se colocan en soluciones de diferentes valores pH. El pH se encuentra al comparar los colores con una gráfica de color (figura 14.5).

Cálculo del pH de soluciones

La escala pH es una escala logarítmica que corresponde a las concentraciones de ion hidrógeno de soluciones acuosas. Matemáticamente, **pH** es el logaritmo negativo (base 10) de la concentración de H_3O^+.

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

En esencia, los exponentes negativos de 10 en las concentraciones se convierten a números positivos. Por ejemplo, una solución de jugo de limón con $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-2}$ M tiene un pH de 2.00. Esto se calcula usando la ecuación de pH. Para números enteros en $[H_3O^+]$, recuerda agregar el número correcto de ceros significativos al pH resultante obtenido en tu calculadora.

$$\text{pH} = -\log[1.0 \times 10^{-2}]$$
$$\text{pH} = -(-2.00)$$
$$= 2.00$$

Observa cómo determinar el número de cifras significativas en el pH. Para un logaritmo, el número de lugares decimales en el valor pH es igual al número de cifras significativas en $[H_3O^+]$. El número a la izquierda del punto decimal es la potencia de base 10.

$$[H_3O^+] = \mathbf{1.0} \times 10^{-2} \qquad \text{pH} = 2.\mathbf{00}$$

2 cifras significativas — 2 lugares decimales

Pasos para cálculo de pH

El pH de una solución se determina usando la tecla *log* y el *cambio de signo*. Por ejemplo, para calcular el pH de una solución de vinagre con $[H_3O^+] = 2.4 \times 10^{-3}$ M, puedes usar los siguientes pasos:

Guía para calcular el pH de una solución acuosa

PASO 1
Ingresa el valor de $[H_3O^+]$.

PASO 2
Presiona la tecla *log* y *cambio de signo.*

PASO 3
Ajusta las cifras significativas a la *derecha* del punto decimal para igualar las CS en el coeficiente.

PASO 1 **Ingresa el valor de $[H_3O^+]$.** Ingresa 2.4 y presiona [EE or EXP].

Ingresa 3 y presiona [+/−] para cambiar la potencia a −3. (Si no hay tecla de cambio de signo, consulta las instrucciones de la calculadora.)

Pantalla de la calculadora

2.4 03 o 2.4 03

2.4 −03 o 2.4−03

PASO 2 **Presiona la tecla** [log].

Cambia el signo presionando la tecla de *cambio de signo*.

−2.619789

2.619789

Los pasos se pueden combinar para dar la siguiente secuencia de calculadora:

$$pH = -\log[2.4 \times 10^{-3}] = 2.4\ [EE\ or\ EXP]\ 3\ [+/-]\ [log]\ [+/-]$$
$$= 2.619789$$

Asegúrate de comprobar las instrucciones de tu calculadora. En algunas calculadoras, la tecla log se usa primero, seguida por la concentración.

PASO 3 **Ajusta las cifras significativas.** En un valor pH, el número a la *izquierda* del punto decimal es un número *exacto* derivado de la potencia de base 10. El número de dígitos a la *derecha* del punto decimal es igual al número de cifras significativas en el coeficiente.

Coeficiente **Potencia de base 10**

$[H_3O^+] = 2.4 \times 10^{-3}\ M$ $\quad pH = -\log[2.4 \times 10^{-3}] = 2.62$

2.4: 2 cifras significativas (2 CS); 10^{-3}: Exacto; 2.62: Exacto; 62: 2 lugares decimales

Puesto que el pH es una escala log, un cambio de una unidad pH corresponde a un cambio de diez veces en $[H_3O^+]$. Es importante notar que el pH disminuye conforme aumenta $[H_3O^+]$. Por ejemplo, una solución con un pH de 2.00 tiene un $[H_3O^+]$ 10 veces mayor que una solución con un pH de 3.00 y 100 veces mayor que una solución con un pH de 4.00.

Problema de muestra 14.9 Cálculo de pH

Determina el pH para las siguientes soluciones:

a) $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-5}\ M$ *b)* $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-8}\ M$

Solución

a) **PASO 1** **Ingresa $[H_3O^+]$ usando la tecla de *cambio de signo*.**

Pantalla

1.0 [EE or EXP] 5 [+/−] 1.0 −05 o 1.0−05

PASO 2 **Presiona la tecla *log* y la tecla de *cambio de signo*.**

[log] [+/−] 5

PASO 3 **Ajusta las cifras significativas a la derecha del punto decimal para igualar el número de cifras significativas en el coeficiente.**

$1.0 \times 10^{-5}\ M \quad pH = 5.00$

1.0: 2 CS; 5.00: 2 CS a la *derecha* del punto decimal

b) **PASO 1** **Ingresa la concentración usando la tecla de *cambio de signo.***

5 EE or EXP +/− 5^−08 o 5−08

PASO 2 **Presiona la tecla *log* y luego la tecla de *cambio de signo*.**

log +/− 7.301029

PASO 3 **Ajusta las cifras significativas a la *derecha* del punto decimal para igualar las cifras significativas en el coeficiente.**

$\mathbf{5} \times 10^{-8}\,\text{M}$ pH = 7.**3**

1 CS 1 CS a la *derecha* del punto decimal

ESTUDIO DE CASO

¿Cuál es el pH de un blanqueador con $[H_3O^+] = 4.2 \times 10^{-12}\,\text{M}$?

ESTUDIO DE CASO
Hiperventilación y pH sanguíneo

Problema de muestra 14.10 **Cálculo de pH a partir de $[OH^-]$**

¿Cuál es el pH de una solución de amoniaco con $[OH^-] = 3.7 \times 10^{-3}\,\text{M}$?

Solución

PASO 1 **Ingresa $[H_3O^+]$ y presiona la tecla de *cambio de signo*.** Puesto que está dada $[OH^-]$ para la solución de amoniaco, debemos calcular $[H_3O^+]$ usando el producto iónico del agua, K_w. Al dividir entre $[OH^-]$ se obtiene $[H_3O^+]$.

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+]\,[\cancel{OH^-}]}{[\cancel{OH^-}]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[3.7 \times 10^{-3}\,\text{M}]} = 2.7 \times 10^{-12}\,\text{M}$$

$\text{pH} = -\log[2.7 \times 10^{-12}] = 2.7$ EE or EXP 12 +/− = 2.7^−12 o 2.7−12

PASO 2 **Presiona la tecla *log* y luego la tecla de *cambio de signo*.**

log +/− 11.56863

PASO 3 **Ajusta las cifras significativas a la *derecha* del punto decimal para igualar las CS en el coeficiente.**

$\mathbf{2.7} \times 10^{-12}\,\text{M}$ pH = 11.**57**

2 CS 2 CS *después* del punto decimal

Comprobación de estudio

Calcula el pH de una muestra de lluvia ácida que tiene $[OH^-] = 2 \times 10^{-10}\,\text{M}$.

pOH

La escala pOH es similar a la escala pH, excepto que pOH se asocia con $[OH^-]$ de una solución acuosa.

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Las soluciones con alto $[OH^-]$ tienen bajo valor pOH; las soluciones con bajo $[OH^-]$ tienen altos valores pOH. En cualquier solución acuosa, la suma de pH y pOH es igual a 14.00, que es el logaritmo negativo de la K_W.

$$pH + pOH = 14.00$$

Por ejemplo, si el pH de una solución es 3.50, el pOH se calcula del modo siguiente:

$$pH + pOH = 14.00$$
$$pOH = 14.00 - pH = 14.00 - 3.50 = 10.50$$

Cálculo de $[H_3O^+]$ a partir de pH

En otro tipo de cálculo, se da el pH de la solución y se pide determinar $[H_3O^+]$. Esto es inverso al cálculo de pH y requiere el uso de la tecla 10^x, que por lo general es una tecla de 2ª función. En algunas calculadoras, esta operación se realiza usando las teclas inversa y log.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Problema de muestra 14.11 **Cálculo de $[H_3O^+]$ a partir de pH**

Calcula $[H_3O^+]$ para cada una de las siguientes soluciones:
a) café, pH de 5.0 *b*) bicarbonato de sodio, pH de 8.25

Solución

a) café, pH de 5.0

PASO 1 **Ingresa el valor pH y presiona la tecla de *cambio de signo*.**

	Pantalla
5.0 [+/−]	−5.0

PASO 2 **Convierte −pH a concentración.** Presiona la tecla de *2ª función* y luego la tecla *10^x*.

[2nd] [10^x]	0.00001 o 1.$^{-05}$ o 1−05

O presiona la tecla *inversa* y luego la tecla *log*.

[inv] [log]	0.00001 o 1.$^{-05}$ o 1−05

Escribe el resultado en notación científica con unidades de concentración.

$$1 \times 10^{-5}\ M$$

PASO 3 **Ajusta las cifras significativas en el coeficiente.** El valor pH de 5.0 sólo tiene un dígito a la *derecha* del punto decimal, lo que significa que [H3O$^+$] se escribe sólo con una cifra significativa.

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-5}\ M$$

NOTA QUÍMICA
ÁCIDO ESTOMACAL, HCl

Cuando una persona ve, huele, piensa en o saborea comida, las glándulas gástricas en el estómago comienzan a secretar una solución de HCl que es fuertemente ácida. En un solo día, una persona puede secretar hasta 2000 mL de jugo gástrico.

El HCl en el jugo gástrico activa una enzima digestiva llamada pepsina, que descompone las proteínas del alimento que entra al estómago. La secreción de HCl continúa hasta que el estómago tiene un pH cercano a 2, que es el pH óptimo para activar las enzimas digestivas sin ulcerar el recubrimiento estomacal. Normalmente, dentro del estómago se segregan grandes cantidades de moco viscoso para proteger su recubrimiento del daño del ácido y la enzima.

b) bicarbonato de sodio, pH de 8.25

PASO 1 **Ingresa el valor pH y presiona la tecla de *cambio de signo.***

	Pantalla
8.25 [+/−]	−8.25

PASO 2 **Convierte −pH a concentración.** Presiona la tecla de *2ª función* y luego la tecla *10^x*.

[2nd] [10^x] → 5.62341^{-09} o 5.62341−09

O presiona la tecla *inversa* y luego la tecla *log*.

[inv] [log] → 5.62341^{-09} o 5.62341−09

Escribe el resultado en notación científica con unidades de concentración.

$5.62341 \times 10^{-9}\,M$

PASO 3 **Ajusta las cifras significativas en el coeficiente.** Puesto que el valor pH de 8.25 tiene dos dígitos a la *derecha* del punto decimal, $[H_3O^+]$ se escribe con dos cifras significativas.

$[H_3O^+] = 5.6 \times 10^{-9}\,M$

Comprobación de estudio

¿Cuáles son $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ de una cerveza que tiene un pH de 4.50?

En la tabla 14.8 se proporciona una comparación de $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ y sus correspondientes valores de pH y pOH.

Tabla 14.8 **Comparación de $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ y los correspondientes valores de pH a 25°C**

$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH	
10^0	0	10^{-14}	14	
10^{-1}	1	10^{-13}	13	
10^{-2}	2	10^{-12}	12	
10^{-3}	3	10^{-11}	11	Ácido
10^{-4}	4	10^{-10}	10	
10^{-5}	5	10^{-9}	9	
10^{-6}	6	10^{-8}	8	
10^{-7}	7	10^{-7}	7	Neutro
10^{-8}	8	10^{-6}	6	
10^{-9}	9	10^{-5}	5	
10^{-10}	10	10^{-4}	4	
10^{-11}	11	10^{-3}	3	Básico
10^{-12}	12	10^{-2}	2	
10^{-13}	13	10^{-1}	1	
10^{-14}	14	10^0	0	

Problema de muestra 14.12 **Cálculo de pOH y pH**

a) ¿cuáles son pOH y pH del agua de mar si $[OH^-]$ es 1.0×10^{-6} M?
b) ¿cuáles son pOH y pH de una muestra de vino si $[H_3O^+]$ es 1.5×10^{-3} M?

Solución

a) $pOH = -\log[OH^-] = -\log[1.0 \times 10^{-6}] = 6.00$
A partir de pK_w, se sabe que pH + pOH = 14.00. Al resolver pH se obtiene pH = 14.00 − pOH = 14.00 − 6.00 = 8.00.

b) $pH = -\log[H_3O^+] = -\log[1.5 \times 10^{-3}] = 2.82$
A partir de pK_w, se sabe que pH + pOH = 14.00. Al resolver pOH se obtiene pOH = 14.00 − pH = 14.00 − 2.82 = 11.18.

Comprobación de estudio

¿Cuáles son pOH y pH de una solución de leche de magnesia con $[OH^-]$ de 5.0×10^{-4} M?

NOTA QUÍMICA

LLUVIA ÁCIDA

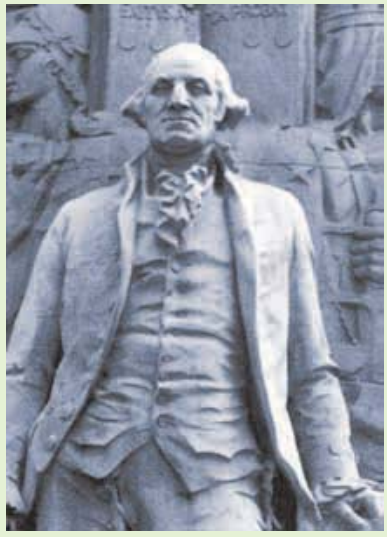
Por lo general, la lluvia tiene un pH de 6.2. Es ligeramente ácida porque el dióxido de carbono en el aire se combina con el agua para formar ácido carbónico. Sin embargo, en muchas partes del mundo, la lluvia se ha vuelto considerablemente más ácida, con valores pH reportados tan bajos como 3. Una causa de la lluvia ácida es el gas dióxido de azufre (SO2), producido cuando se quema carbón que contiene azufre.

En el aire, el gas SO_2 reacciona con oxígeno para producir SO_3, que luego se combina con agua para formar ácido sulfúrico, H_2SO_4, un ácido fuerte.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

En zonas de Estados Unidos, la lluvia ácida ha formado lagos tan ácidos que ya no son habitables para peces y plantas. A estos lagos a veces se agrega caliza ($CaCO_3$) para neutralizar el ácido. En Europa del este, la lluvia ácida ha generado un desastre ambiental. Casi 40% de los bosques en Polonia han sido severamente dañados, y algunas partes de la tierra son tan ácidas que los cultivos ya no crecerán. A lo largo de Europa y Estados Unidos, los monumentos hechos de mármol (una forma de $CaCO_3$) se deterioran conforme la lluvia ácida disuelve el mármol.

$$2H^+ + CaCO_3 \longrightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2$$



1935



1994

Estatua de mármol en el Washington Square Park

Los esfuerzos para reducir o detener los efectos dañinos de la lluvia ácida incluyen la reducción de emisiones de azufre. Esto requerirá la instalación de equipo costoso en plantas de quema de carbón para absorber más de los gases SO_2 antes de que sean emitidos. En algunas plantas no modernizadas, esto puede ser imposible y necesitarán cerrar. Es un difícil problema para los ingenieros y científicos, pero debe resolverse.

Preguntas y problemas — La escala pH

14.41 ¿Por qué una solución neutra tiene un pH de 7.00?

14.42 Si conoces el $[OH^-]$, ¿cómo puedes determinar el pH de una solución?

14.43 Establece si cada una de las siguientes soluciones es ácida, básica o neutra:
a) sangre, pH 7.38
b) vinagre, pH 2.8
c) limpiador de cañería, pOH 2.8
d) café, pH 5.52

14.44 Determina si cada una de las siguientes soluciones es ácida, básica o neutra:
a) bebida carbonatada, pH 3.22
b) champú, pOH 8.3
c) detergente de lavandería, pOH 4.56
d) lluvia, pH 5.8

14.45 Una solución con un pH de 3 es 10 veces más ácida que una solución con pH 4. Explica.

14.46 Una solución con un pH de 10 es 100 veces más básico que una solución con pH 8. Explica.

14.47 Calcula el pH de cada solución, dados los siguientes valores $[H_3O^+]$ o $[OH^-]$.
a) $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-4}$ M
b) $[H_3O^+] = 3.0 \times 10^{-9}$ M
c) $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5}$ M
d) $[OH^-] = 2.5 \times 10^{-11}$ M

14.48 Calcula el pH de cada solución, dados los siguientes valores $[H_3O^+]$ o $[OH^-]$.
a) $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-8}$ M
b) $[H_3O^+] = 5.0 \times 10^{-6}$ M
c) $[OH^-] = 4.0 \times 10^{-2}$ M
d) $[OH^-] = 8.0 \times 10^{-3}$ M

14.49 Completa la siguiente tabla:

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	¿Ácido, básico o neutro?
	1.0×10^{-6} M			
		3.00		
2.8×10^{-5} M				
			2.00	

14.50 Completa la siguiente tabla:

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	¿Ácido, básico o neutro?
		10.00		
				Neutro
			5.00	
6.4×10^{-12} M				

14.7 Reacciones de ácidos y bases

Las reacciones típicas de ácidos y bases incluyen las reacciones de ácidos con metales, bases, así como iones carbonato o bicarbonato. Por ejemplo, cuando pones una tableta antiácida en agua, el ion bicarbonato y el ácido cítrico en la tableta reaccionan para producir burbujas de dióxido de carbono, una sal, y agua. Una **sal** es un compuesto iónico que no tiene H^+ como el catión u OH^- como el anión. NaCl, CaF_2 y NH_4NO_3 son ejemplos de algunas sales.

Meta de aprendizaje

Escribir ecuaciones balanceadas para reacciones de ácidos y bases.

Ácidos y metales

Los ácidos reaccionan con ciertos metales conocidos como metales activos para producir gas hidrógeno (H_2) y una sal de dicho metal. Los metales activos incluyen potasio, sodio, calcio, magnesio, aluminio, zinc, hierro y estaño. En estas reacciones de sustitución simple, el metal pierde electrones y el ion metálico sustituye al hidrógeno en el ácido.

$$\underset{\text{Metal}}{Mg(s)} + \underset{\text{Ácido}}{2HCl(ac)} \longrightarrow \underset{\text{Sal}}{MgCl_2(ac)} + \underset{\text{Hidrógeno}}{H_2(g)}$$

$$\underset{\text{Metal}}{Zn(s)} + \underset{\text{Ácido}}{2HCl(ac)} \longrightarrow \underset{\text{Sal}}{ZnCl_2(ac)} + \underset{\text{Hidrógeno}}{H_2(g)}$$

Ácidos, carbonatos y bicarbonatos

Cuando se agregan ácidos fuertes a un carbonato o bicarbonato, la reacción produce burbujas de gas dióxido de carbono, una sal, y agua. En la reacción, H^+ se transfiere al carbonato para dar ácido carbónico, H_2CO_3, que se descompone rápidamente a CO_2 y H_2O. La ecuación iónica neta se escribe mediante la omisión de los iones metálicos y los iones cloruro que no reaccionan.

$$HCl(ac) + NaHCO_3(ac) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + NaCl(ac)$$
$$2HCl(ac) + Na_2CO_3(ac) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + 2NaCl(ac)$$

Ácidos e hidróxidos: neutralización

La **neutralización** es una reacción entre un ácido y una base para producir una sal y agua. El catión en la sal viene de la base y el anión del ácido. En las reacciones de neutralización de los ácidos y bases fuertes, el agua siempre es uno de los productos. Escribimos la siguiente ecuación para la neutralización de HCl y NaOH:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

Ácido Base Sal Agua

Para ver la reacción real, escribimos el ácido fuerte y la base fuerte como iones individuales.

$$\mathbf{H^+}(ac) + Cl^-(ac) + Na^+(ac) + \mathbf{OH^-}(ac) \longrightarrow Na^+(ac) + Cl^-(ac) + \mathbf{H_2O}(l)$$

Ecuación iónica

En la reacción de neutralización, el H^+ del ácido reacciona con el OH^- de la base para formar agua, lo que deja en solución a los iones espectadores de la sal (Na^+ y Cl^-). Cuando omitimos los iones espectadores de la ecuación iónica, obtenemos la ecuación *iónica neta*, lo que nos permite ver que la reacción neta para neutralización es la reacción de H^+ y OH^-.

$$\mathbf{H^+}(ac) + \cancel{Cl^-(ac)} + \cancel{Na^+(ac)} + \mathbf{OH^-}(ac) \longrightarrow \cancel{Na^+(ac)} + \cancel{Cl^-(ac)} + \mathbf{H_2O}(l)$$

Ecuación iónica

$$H^+(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(l)$$

Ecuación iónica neta

Guía para balancear una ecuación por neutralización

PASO 1
Escribe los reactivos y productos.

PASO 2
Balancea el H^+ en el ácido con el OH^- en la base.

PASO 3
Balancea el H_2O con el H^+ y el OH^-.

PASO 4
Escribe la sal de los iones restantes.

Balanceo de ecuaciones de neutralización

En una reacción de neutralización, un H^+ siempre reacciona con un OH^-. Por tanto, los coeficientes en la ecuación de neutralización se deben elegir de modo que el H^+ del ácido se balancee con el OH^- proporcionado por la base. La neutralización de HCl y $Ba(OH)_2$ se balance del modo siguiente:

PASO 1 **Escribe los reactivos y productos.**

$$HCl(ac) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow H_2O(l) + \text{salt}$$

PASO 2 **Balancea el H^+ en el ácido con el OH^- en la base.** Colocar un 2 enfrente del HCl proporciona dos H^+ para los dos OH^- en $Ba(OH)_2$.

$$\mathbf{2}HCl(ac) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow H_2O(l) + \text{sal}$$

PASO 3 **Balancea el H_2O con el H^+ y el OH^-.**

$$2HCl(ac) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow \mathbf{2}H_2O(l) + Sal$$

PASO 4 **Escribe la sal de los iones restantes en el ácido y la base.**

$$\mathbf{2HCl}(ac) + \mathbf{Ba}(OH)_2(s) \longrightarrow 2H_2O(l) + \mathbf{BaCl_2}(ac)$$

Problema de muestra 14.13 **Reacciones de ácidos**

Escribe una ecuación balanceada para la reacción de HCl(*ac*) con cada uno de los siguientes casos:

a) Al(*s*) *b*) $K_2CO_3(ag)$ *c*) $Mg(OH)_2(s)$

Solución

a) Al

PASO 1 **Escribe los reactivos y productos.** Cuando un metal reacciona con un ácido, los productos son gas H_2 y una sal.

$$Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow H_2(g) + sal$$

PASO 2 **Determina la fórmula de la sal.** Cuando se disuelve Al(s), forma Al^{3+}, que se balancea mediante tres Cl^- del HCl.

$$Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow H_2(g) + AlCl_3(ac)$$

PASO 3 **Balancea la ecuación.**

$$2Al(s) + 6HCl(ac) \longrightarrow 3H_2(g) + 2AlCl_3(ac)$$

b) K_2CO_3

PASO 1 **Escribe los reactivos y productos.** Cuando un carbonato reacciona con un ácido, los productos son CO_2(g), H_2O(l) y una sal.

$$K_2CO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + sal$$

PASO 2 **Determina la fórmula de la sal.** Cuando se disuelve K_2CO_3(s), forma K^+, que se balancea mediante un Cl^- del HCl.

$$\mathbf{K_2CO_3}(s) + \mathbf{HCl}(ac) \longrightarrow$$
$$CO_2(g) + H_2O(l) + \mathbf{KCl}(ac)$$

PASO 3 **Balancea la ecuación.**

$$K_2CO_3(ac) + \mathbf{2}HCl(ac) \longrightarrow$$
$$CO_2(g) + H_2O(l) + \mathbf{2}KCl(ac)$$

c) $Mg(OH)_2$

PASO 1 **Escribe los reactivos y productos.** Cuando una base reacciona con un ácido, los productos son $H_2O(l)$ y una sal.

$$Mg(OH)_2(s) + HCl(ac) \longrightarrow H_2O(l) + sal$$

PASO 2 **Balancea el H^+ en el ácido con el OH^- en la base.** Colocar un 2 enfrente del HCl proporciona dos H^+ para dos OH^- en $Mg(OH)_2$.

$$Mg(OH)_2(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow H_2O(l) + sal$$

NOTA QUÍMICA

ANTIÁCIDOS

Los antiácidos son sustancias que se usan para neutralizar el exceso de ácido estomacal (HCl). Algunos son mezclas de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio. Estos hidróxidos no son muy solubles en agua, así que los niveles de OH^- disponibles no son dañinos al tracto intestinal. Sin embargo, el hidróxido de aluminio tiene los efectos colaterales de producir estreñimiento y enlace de fosfato en el tracto intestinal, que puede causar debilidad y pérdida de apetito. El hidróxido de magnesio tiene un efecto laxante. Estos efectos colaterales son menos probables cuando se usa una combinación de antiácidos.

$$Al(OH)_3(ac) + 3HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + 3H_2O(l)$$
$$Mg(OH)_2(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + 2H_2O(l)$$

Algunos antiácidos usan carbonato de calcio para neutralizar el exceso de ácido estomacal. Aproximadamente 10% del calcio se absorbe en el torrente sanguíneo, donde eleva los niveles de calcio seroso. El carbonato de calcio no se recomienda para pacientes que tengan úlcera gástrica o una tendencia a formar cálculos renales.

$$CaCO_3(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + CaCl_2(ac)$$

Otros antiácidos también contienen bicarbonato de sodio, y tienden a aumentar el pH sanguíneo y elevar los niveles de sodio en los fluidos corporales. Tampoco se recomienda en el tratamiento de úlceras gástricas.

$$NaHCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

En la tabla 14.9 se proporcionan las sustancias neutralizantes en algunas preparaciones antiácidas.

Tabla 14.9 Compuestos básicos en algunos antiácidos

Antiácido	Base(s)
Amphojel	$Al(OH)_3$
Leche de magnesia	$Mg(OH)_2$
Mylanta, Maalox, Di-Gel, Gelusil, Riopan	$Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$
Bisodol	$CaCO_3$, $Mg(OH)_2$
Titralac, Tums, Pepto-Bismol	$CaCO_3$
Alka-Seltzer	$NaHCO_3$, $KHCO_3$

PASO 3 **Balancea el H_2O con el H^+ y el OH^-.**

$$Mg(OH)_2(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow 2H_2O(l) + \text{sal}$$

PASO 4 **Escribe la sal de los iones restantes en el ácido y la base.**

$$\mathbf{Mg}(OH)_2(s) + \mathbf{2HCl}(ac) \longrightarrow 2H_2O(l) + \mathbf{MgCl_2}(ac)$$

Comprobación de estudio

Escribe la ecuación balanceada para la reacción entre H_2SO_4 y $NaHCO_3$.

Preguntas y problemas Reacciones de ácidos y bases

14.51 Completa y balancea las ecuaciones para las siguientes reacciones:

a) $ZnCO_3(s) + HBr(ac) \longrightarrow$

b) $Zn(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

c) $HCl(ac) + NaHCO_3(s) \longrightarrow$

d) $H_2SO_4(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow$

14.52 Completa y balancea las ecuaciones para las siguientes reacciones:

a) $KHCO_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow$

b) $Ca(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

c) $H_2SO_4(ac) + Al(OH)_3(s) \longrightarrow$

d) $Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$

14.53 Balancea cada una de las siguientes reacciones de neutralización:

a) $HCl(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2O(l)$

b) $H_3PO_4(ac) + LiOH(ac) \longrightarrow Li_3PO_4(ac) + H_2O(l)$

14.54 Balancea cada una de las siguientes reacciones de neutralización:

a) $HNO_3(ac) + Ba(OH)_2(s) \longrightarrow Ba(NO_3)_2(ac) + H_2O(l)$

b) $H_2SO_4(ac) + Al(OH)_3(s) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + H_2O(l)$

14.55 Escribe la ecuación balanceada para la neutralización de cada uno de los siguientes ejemplos:

a) $H_2SO_4(ac)$ y $NaOH(ac)$

b) $HCl(ac)$ y $Fe(OH)_3(s)$

c) $H_2CO_3(ac)$ y $Mg(OH)_2(s)$

14.56 Escribe una ecuación balanceada para la neutralización de cada uno de los siguientes ejemplos:

a. $H_3PO_4(ac)$ y $NaOH(ac)$

b. $HI(ac)$ y $LiOH(ac)$

c. $HNO_3(ac)$ y $Ca(OH)_2(s)$

14.8 Volumetría ácido-base

Meta de aprendizaje

Calcular la molaridad o volumen de un ácido o base a partir de información de volumetría.

Supón que necesitamos encontrar la molaridad de una solución de HCl de concentración desconocida. Podemos hacer esto mediante un proceso de laboratorio llamado **volumetría** en el que neutralizamos una muestra de ácido con una cantidad conocida de base. En nuestra volumetría, primero encontramos un volumen medido del ácido en un matraz y agregamos algunas gotas de un **indicador**, como la fenolftaleína. En una solución ácida, la fenolftaleína es incolora. Luego llenamos una bureta con una solución de NaOH de molaridad conocida y cuidadosamente agregamos NaOH al ácido en el matraz, como se muestra en la figura 14.6.

En la volumetría, neutralizamos el ácido al agregar un volumen de base que contiene un número coincidente de moles de OH^-. Sabemos que la neutralización tiene lugar cuando la fenolftaleína en la solución cambia de incolora a rosa. A esto se le llama el **punto final** de la neutralización. A partir del volumen agregado y la molaridad del NaOH, calculamos el número de moles de NaOH y luego la concentración del ácido.

Guía para cálculos para una volumetría ácido-base

PASO 1 Establece las cantidades dadas y deseadas y las concentraciones.

PASO 2 Escribe un plan para calcular molaridad o volumen.

PASO 3 Establece equivalencias y factores de conversión que incluyan concentración.

PASO 4 Plantea el problema para calcular la cantidad deseada.

Problema de muestra 14.14 **Volumetría de un ácido**

Una muestra de 25.0 mL de una solución de HCl se coloca en un matraz con algunas gotas de fenolftaleína (indicador). Si se necesitan 32.6 mL de 0.185 M de NaOH para alcanzar el punto final, ¿cuál es la concentración (M) de la solución de HCl?

$$NaOH(ac) + HCl(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

Solución

PASO 1 **Dado:** 32.6 mL de 0.185 M NaOH;
25.0 mL HCl = 0.0250 L HCl

Deseado: Molaridad de HCl

PASO 2 **Plan**

32.6 mL → Factor métrico → L → Factor molaridad → moles NaOH → Factor molar → moles HCl → Dividir entre litros → M HCl



Figura 14.6 Volumetría de un ácido. Un volumen conocido de un ácido se coloca en un matraz con un indicador y se hace volumetría con un volumen medido de una base, como NaOH, hasta el punto de neutralización.

P *¿Qué datos se necesitan para determinar la molaridad del ácido en el matraz?*

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1\text{ L NaOH} = 1000\text{ mL NaOH}$$
$$\frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}} = \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}}$$

$$1\text{ L NaOH} = 0.185\text{ mol NaOH}$$
$$\frac{1\text{ L}}{0.185\text{ mol NaOH}} = \frac{0.185\text{ mol NaOH}}{1\text{ L}}$$

$$1\text{ mol HCl} = 1\text{ mol NaOH}$$
$$\frac{1\text{ mol HCl}}{1\text{ mol NaOH}} = \frac{1\text{ mol NaOH}}{1\text{ mol HCl}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema**

$$32.6\,\cancel{\text{mL NaOH}} \times \frac{1\,\cancel{\text{L NaOH}}}{1000\,\cancel{\text{mL NaOH}}} \times \frac{0.185\,\cancel{\text{mol NaOH}}}{1\,\cancel{\text{L NaOH}}} \times \frac{1\text{ mol HCl}}{1\,\cancel{\text{mol NaOH}}} = 0.00603\text{ mol HCl}$$

$$\text{Molaridad HCl} = \frac{0.00603\text{ mol HCl}}{0.0250\text{ L HCl}} = 0.241\text{ M}$$

Comprobación de estudio

¿Cuál es la molaridad de una solución de HCl, si se necesitan 28.6 mL de 0.175 M de una solución de NaOH para neutralizar una muestra de 25.0 mL de la solución de HCl?

Problema de muestra 14.15 Volumen de base para volumetría

¿Qué volumen en mililitros de 0.115 M de NaOH neutralizarían 25.0 mL de una solución de 0.106 M de H_2SO_4?

$$2NaOH(ac) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$$

Solución

PASO 1 **Dado:** 25.0 mL de 0.106 M H_2SO_4; 0.115 M NaOH

Deseado: volumen (mL) de NaOH

PASO 2 **Plan**

mL → Factor métrico → L → Factor molaridad → Moles de H_2SO_4 → Factor mol-mol → Moles de NaOH → Factor molaridad → vol (mL)

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1\text{ L } H_2SO_4 = 1000\text{ mL } H_2SO_4$$
$$\frac{1\text{ L } H_2SO_4}{1000\text{ mL } H_2SO_4} = \frac{1000\text{ mL } H_2SO_4}{1\text{ L } H_2SO_4}$$

$$1\text{ L } H_2SO_4 = 0.106\text{ mol } H_2SO_4$$
$$\frac{1\text{ L } H_2SO_4}{0.106\text{ mol } H_2SO_4} = \frac{0.106\text{ mol } H_2SO_4}{1\text{ L } H_2SO_4}$$

$$2\text{ mol NaOH} = 1\text{ mol } H_2SO_4$$
$$\frac{2\text{ mol NaOH}}{1\text{ mol } H_2SO_4} = \frac{1\text{ mol } H_2SO_4}{2\text{ mol NaOH}}$$

$$1000\text{ mL NaOH} = 0.115\text{ mol NaOH}$$
$$\frac{1000\text{ mL NaOH}}{0.115\text{ mol NaOH}} = \frac{0.115\text{ mol NaOH}}{1000\text{ mL NaOH}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema.**

$$25.0\ \text{mL}\ H_2SO_4 \times \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4}{1000\ \text{mL}\ H_2SO_4} \times \frac{0.106\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4} \times \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \times \frac{1000\ \text{mL NaOH}}{0.115\ \text{mol NaOH}}$$

$$= 46.1\ \text{mL NaOH}$$

Comprobación de estudio

¿Qué volumen en mililitros de 0.158 M de KOH se necesitan para neutralizar 50.0 mL de una solución de 0.212 M de HCl?

Preguntas y problemas — Volumetría ácido-base

14.57 Si necesitas determinar la molaridad de una solución de ácido fórmico, HCOOH, ¿cómo procederías?

$$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$$

14.58 Si necesitas determinar la molaridad de una solución de ácido acético, CH_3COOH, ¿cómo procederías?

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

14.59 ¿Cuál es la molaridad de una solución de HCl si 5.00 mL de una solución de HCl se somete a volumetría con 28.6 mL de 0.145 M de una solución de NaOH?

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

14.60 Si 29.7 mL de 0.205 M de KOH se requieren para neutralizar por completo 25.0 mL de una solución de CH_3COOH, ¿cuál es la molaridad de la solución de ácido acético?

$$CH_3COOH(ac) + KOH(ac) \longrightarrow CH_3COOK(ac) + H_2O(l)$$

14.61 Si 38.2 mL de 0.163 M de KOH se requieren para neutralizar por completo 25.0 mL de una solución de H_2SO_4, ¿cuál es la molaridad de la solución ácida?

$$H_2SO_4(ac) + 2KOH(ac) \longrightarrow K_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$$

14.62 Una solución de 0.162 M de NaOH se usa para neutralizar 25.0 mL de una solución de H_2SO_4. Si se requieren 32.8 mL de solución de NaOH para alcanzar el punto final, ¿cuál es la molaridad de la solución de H_2SO_4?

$$H_2SO_4(ac) + 2NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$$

14.63 Una solución de 0.204 M de NaOH se usa para neutralizar 50.0 mL de solución de H_3PO_4. Si 16.4 mL de solución de NaOH se requieren para alcanzar el punto final, ¿cuál es la molaridad de la solución de H_3PO_4?

$$H_3PO_4(ac) + 3NaOH(ac) \longrightarrow Na_3PO_4(ac) + 3H_2O(l)$$

14.64 Una solución de 0.312 M de KOH se usa para neutralizar 15.0 mL de solución de H_3PO_4. Si se requieren 28.3 mL de solución de KOH para alcanzar el punto final, ¿cuál es la molaridad de la solución de H_3PO_4?

$$H_3PO_4(ac) + 3KOH(ac) \longrightarrow K_3PO_4(ac) + 3H_2O(l)$$

Meta de aprendizaje

Predecir si una sal formará una solución ácida, básica o neutra.

14.9 Propiedades ácido-base de soluciones salinas

Cuando una sal se disuelve en agua, se disocia en cationes y aniones. Las soluciones de sales pueden ser ácidas, básicas o neutras. Los aniones y cationes de los ácidos y bases fuertes no afectan el pH; sin embargo, los aniones de los ácidos débiles y los cationes de las bases débiles cambian el pH de una solución acuosa.

Sales que forman soluciones neutras

Una solución de una sal que contiene el catión de una base fuerte y el anión de un ácido fuerte será neutra. Por ejemplo, una sal como $NaNO_3$ forma una solución neutra.

$$NaNO_3(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

Na^+: No cambia H^+. NO_3^-: No atrae H^+ del agua. Solución neutra (pH = 7.0)

El catión, Na^+, de una base fuerte no cambia H^+, y el anión, NO_3^-, de un ácido fuerte no atrae H^+ del agua. Por tanto, no hay efecto sobre el pH del agua; la solución es neutra con un pH de 7.0. Otras sales como NaCl, KCl, $NaNO_3$, KNO_3 y KBr también contienen cationes de ácidos fuertes y aniones de bases fuertes y también forman soluciones neutras.

Algunos componentes de soluciones salinas neutras

Cationes de bases fuertes: Grupo 1A (1): Li^+, Na^+, K^+
Grupo 2A (2): Ca^{2+}, Mg^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}

Aniones de ácidos fuertes: Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-

Sales que forman soluciones básicas

Una solución salina que contiene el catión de una base fuerte y el anión de un ácido débil produce una solución básica. Supón que tenemos una solución de la sal NaF, que contiene iones Na^+ y F^-.

$$NaF(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + F^-(ac)$$

Na^+: No cambia H^+. F^-: Atrae H^+ del agua.

El ion metálico Na^+ no tiene efecto sobre el pH de la solución. Sin embargo, F^- es la base conjugada del ácido débil HF. Por tanto, F^- atraerá un protón del agua y dejará OH^- en solución, lo que lo hace básico.

$$F^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(ac) + OH^-(ac)$$

Solución básica (pH > 7.0)

Otras sales con aniones de ácidos débiles como NaCN, KNO_2 y Na_2SO_4 también forman soluciones básicas.

Algunos componentes de soluciones salinas básicas

Cationes de bases fuertes: Grupo 1A (1): Li^+, Na^+, K^+
Grupo 2A (2): Ca^{2+}, Mg^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}

Aniones de ácidos débiles: F^-, NO_2^-, CN^-, CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, CH_3COO^-, S^{2-}, PO_4^{3-}

Sales que forman soluciones ácidas

Una solución salina que contiene un catión de una base débil y un anión de un ácido fuerte forman una solución ácida. Supón que tenemos una solución de la sal NH_4Cl, que contiene iones NH_4^+ y Cl^-.

$$NH_4Cl(s) \xrightarrow{H_2O} NH_4^+(ac) + Cl^-(ac)$$

NH_4^+: Dona H^+ a agua. Cl^-: No atrae H^+ del agua.

El anión Cl^- no tiene efecto sobre el pH de la solución. Sin embargo, como un ácido débil, el catión NH_4^+ dona un protón al agua, que produce H_3O^+.

$$NH_4^+(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$$

Solución ácida (pH > 7.0)

Tabla 14.10 Cationes y aniones de sales en soluciones salinas neutras, básicas y ácidas

Tipo de solución	Cationes	Aniones	pH
Neutra	De bases fuertes Grupo 1A (1): Li^+, Na^+, K^+ Grupo 2A (2): Ca^{2+}, Mg^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+} (pero no Be^{2+})	De ácidos fuertes Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^- ClO_4^-	7.0
Básica	De bases fuertes Grupo 1A (1): Li^+, Na^+, K^+ Grupo 2A (2): Ca^{2+}, Mg^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+} (pero no Be^{2+})	De ácidos débiles F^-, NO_2^-, CN^-, CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, CH_3COO^-, S^{2-}, PO_4^{3-}	>7.0
Ácida	De bases débiles NH_4^+, Be^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{3+} (pequeños iones metálicos enormemente cargados)	De ácidos fuertes Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-	<7.0

Algunos componentes de soluciones salinas ácidas

Cationes de bases débiles: NH_4^+ y Be^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{3+} (pequeños iones metálicos enormemente cargados)

Aniones de ácidos fuertes: Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-

La tabla 14.10 resume los cationes y aniones de sales que forman soluciones neutras, básicas y ácidas. La tabla 14.11 resume las propiedades ácido-base de algunas sales típicas en agua.

En ocasiones una sal contiene el catión de una base débil y el anión de un ácido débil. Por ejemplo, cuando NH_4F se disocia en agua, produce NH_4^+ y F^-. Hemos visto que NH_4^+ forma una solución ácida y F^- forma una solución básica. El ion que reacciona en mayor medida con el agua determina si la solución es ácida o básica. La solución salina será neutra sólo si los iones reaccionan con agua en la misma medida. La determinación de estas reacciones es compleja y no se considerará en este texto.

Problema de muestra 14.16 **Predicción de las propiedades ácido-base de soluciones salinas**

Predice si las soluciones de cada una de las siguientes sales serán ácidas, básicas o neutras:

a) KCN
b) NH_4Br
c) $NaNO_3$

Tabla 14.11 Propiedades ácido-base de algunas soluciones salinas

Sales típicas	Tipos de iones	pH	Solución
NaCl, $MgBr_2$, KNO_3	Catión de una base fuerte Anión de un ácido fuerte	7.0	Neutra
NaF, $MgCO_3$, KNO_2	Catión de una base fuerte Anión de un ácido débil	>7.0	Básica
NH_4Cl, $FeBr_3$, $Al(NO_3)_3$	Catión de una base débil Anión de un ácido fuerte	<7.0	Ácida

Solución

a) KCN

Sólo hay seis ácidos fuertes; los otros ácidos son débiles. Las bases con cationes de los grupos 1A (1) y 2A (2) son fuertes; las otras bases son débiles. Para la sal KCN, el catión es de una base fuerte (KOH), pero el anión es de un ácido débil (HCN).

$$KCN(s) \xrightarrow{H_2O} K^+(ac) + CN^-(ac)$$

El catión K^+ no tiene efecto sobre el pH. Sin embargo, el anión CN^- atraerá protones del agua para producir una solución básica.

$$CN^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCN(ac) + OH^-(ac)$$

b) NH_4Br

En la sal NH_4Br, el catión es de una base débil, pero el anión es de un ácido fuerte.

$$NH_4Br(s) \xrightarrow{H_2O} NH_4^+(ac) + Br^-(ac)$$

El anión Br^- no tiene efecto sobre el pH porque es de HBr, un ácido fuerte. Sin embargo, el catión NH_4^+ donará protones al agua para producir una solución ácida.

$$NH_4^+(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$$

c) $NaNO_3$

La sal $NaNO_3$ contiene un catión de una base fuerte (NaOH) y un anión de un ácido fuerte (HNO_3). Por tanto, no hay cambio de pH; la solución salina es neutra.

$$NaNO_3(s) \xrightarrow{H_2O} Na^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

Comprobación de estudio

Una solución de Na_3PO_4, ¿sería ácida, básica o neutra?

Preguntas y problemas — Propiedades ácido-base de soluciones salinas

14.65 ¿Por qué una sal que contiene un catión de una base fuerte y un anión de un ácido débil forma una solución básica?

14.66 ¿Por qué una sal que contiene un catión de una base débil y un anión de un ácido fuerte forma una solución ácida?

14.67 Predice si cada una de las siguientes sales formará una solución ácida, básica o neutra. Para soluciones ácidas y básicas, escribe una ecuación para la reacción que tiene lugar.

a) $MgCl_2$ *b*) NH_4NO_3
c) Na_2CO_3 *d*) K_2S

14.68 Predice si cada una de las siguientes sales formará una solución ácida, básica o neutra. Para soluciones ácidas y básicas, escribe una ecuación para la reacción que tiene lugar.

a) Na_2SO_4 *b*) KBr
c) $BaCl_2$ *d*) NH_4I

Meta de aprendizaje

Describir el papel de los amortiguadores en el mantenimiento del pH de una solución.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
pH y amortiguadores

14.10 Amortiguadores

Cuando una pequeña cantidad de ácido o base se agrega a agua pura, el pH cambia drásticamente. Sin embargo, si una solución está amortiguada, hay poco cambio en el pH. Una **solución amortiguadora** resiste un cambio en pH cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o base. Por ejemplo, la sangre se amortigua para mantener un pH de aproximadamente 7.4. Si el pH de la sangre va incluso ligeramente por arriba o abajo de este valor, los cambios en nuestra ingesta de oxígeno y nuestro proceso metabólico pueden ser lo suficientemente drásticos como para causar la muerte. Aun cuando constantemente obtengamos ácidos y bases de los alimentos y los procesos biológicos, los amortiguadores en la sangre absorben de manera tan efectiva estos compuestos que el pH de la sangre permanece en esencia invariable (figura 14.7).

Un amortiguador debe tener un ácido para reaccionar con cualquier OH^- que se agregue, y debe estar disponible una base para reaccionar con cualquier H_3O^+ agregado. No obstante, dichos ácido y base no deben ser capaces de neutralizarse simultáneamente. Por tanto, en los amortiguadores se usa una combinación de un par conjugado ácido-base. La mayoría de las soluciones amortiguadoras consisten de concentraciones casi iguales de un ácido débil y una sal que contenga su base conjugada (figura 14.8). Los amortiguadores también pueden contener una base débil y la sal de la base débil, que contiene su ácido conjugado.

Por ejemplo, un amortiguador típico contiene ácido acético (CH_3COOH) y una sal como el acetato de sodio (CH_3COONa). Como ácido débil, el ácido acético se disocia ligeramente en agua para formar H_3O^+ y una cantidad muy pequeña de CH_3COO^-. La presencia de la sal proporciona una concentración mucho mayor de ion acetato (CH_3COO^-), que es necesario para su capacidad de amortiguamiento.

$$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + CH_3COO^-(ac)$$

Gran cantidad — Gran cantidad

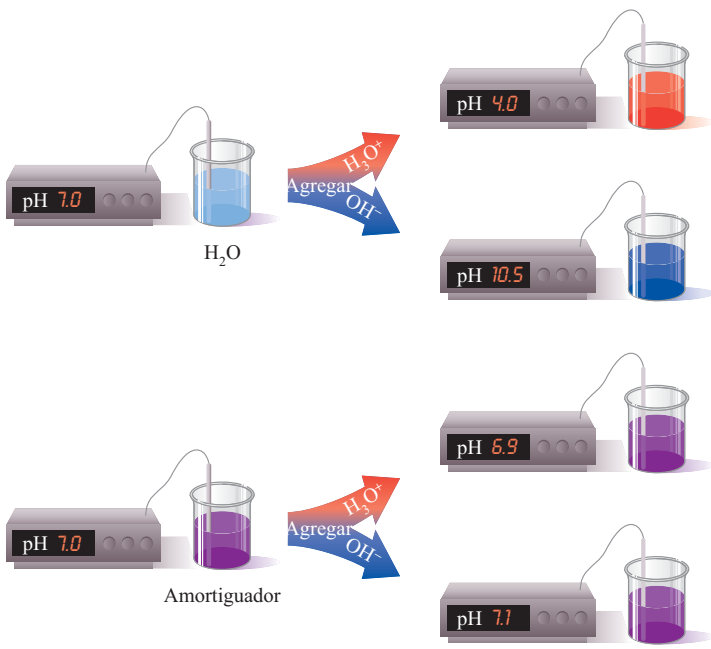


Figura 14.7 Agregar un ácido o una base al agua cambia el pH drásticamente, pero un amortiguador resiste el cambio del pH cuando se agregan pequeñas cantidades de ácido o base.

P *¿Por qué el pH cambia en varias unidades pH cuando se agrega ácido al agua, pero no cuando el ácido se agrega a un amortiguador?*



Figura 14.8 El amortiguador descrito consiste de concentraciones aproximadamente iguales de ácido acético (CH_3COOH) y su base conjugada de ion acetato (CH_3COO-). Agregar H_3O^+ al amortiguador consume parte del CH_3COO^-, mientras que agregar OH^- neutraliza parte del CH_3COOH. El pH de la solución se mantiene en tanto las cantidades agregadas de ácido o base sean pequeñas comparadas con las concentraciones de los componentes amortiguadores.

P *¿Cómo mantiene el pH este amortiguador de ácido acético/ion acetato?*

Veamos cómo esta solución amortiguadora mantiene la concentración de H_3O^+. Cuando se agrega una pequeña cantidad de ácido, se combinará con el ion acetato (anión) conforme el equilibrio se desplaza hacia el ácido acético reactivo. Habrá una pequeña disminución en $[CH_3COO^-]$ y un pequeño aumento en $[CH_3COOH]$, pero el $[H_3O^+]$ no cambiará mucho.

$$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \longleftarrow H_3O^+(ac) + CH_3COO^-(ac)$$

Si a esta solución amortiguadora se agrega una pequeña cantidad de base, se neutralizará con el ácido acético y se producirá agua. La concentración de $[CH_3COOH]$ disminuye ligeramente y el $[CH_3COO^-]$ aumenta ligeramente, pero de nuevo $[H_3O^+]$ no cambia mucho.

$$CH_3COOH(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2O(ac) + CH_3COO^-(ac)$$

Problema de muestra 14.17 **Identificación de soluciones amortiguadoras**

Indica si cada uno de los siguientes ejemplos haría una solución amortiguadora:

a) HCl (un ácido fuerte) y NaCl
b) H_3PO_4 (un ácido débil)
c) HF (un ácido débil) y NaF

Solución

a) no. Una solución de un ácido fuerte y su sal está completamente ionizada
b) no. Un ácido débil no es suficiente para un amortiguador; también se necesita la sal del ácido débil
c) sí. Esta mezcla contiene un ácido débil y su sal

Comprobación de estudio

¿Una mezcla de NaCl y Na_2CO_3 hará una solución amortiguadora? Explica.

Cálculo del pH de un amortiguador

Al reordenar la expresión K_a para dar $[H_3O^+]$ obtenemos la razón del amortiguador ácido acético/acetato.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

Puesto que K_a es una constante, el $[H_3O^+]$ está determinado por la razón $[CH_3COOH]/[CH_3COO^-]$. En tanto, el agregado de pequeñas cantidades de ácido o base cambia la razón de $[CH_3COOH]/[CH_3COO^-]$ sólo ligeramente,

los cambios en $[H_3O^+]$ serán pequeños y el pH se mantendrá. Es importante notar que la cantidad de ácido o base que se agrega debe ser pequeña en comparación con el suministro de los componentes amortiguadores CH_3COOH y CH_3COO^- de la sal CH_3COONa. Si se agrega una gran cantidad de ácido o base, la capacidad amortiguadora del sistema puede superarse.

Los amortiguadores también se preparan a partir de otros pares ácido-base conjugados como $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$, HPO_4^{2-}/PO_4^{3-}, HCO_3^-/CO_3^{2-}, $/NH_4^+/NH_3$. El pH de la solución amortiguadora dependerá del par ácido-base elegido.

Problema de muestra 14.18 **pH de un amortiguador**

La K_a para el ácido acético, CH_3COOH, es 1.8×10^{-5}. ¿Cuál es el pH de un amortiguador preparado con 1.0 M de CH_3COOH y 1.0 M de CH_3COO^- (a partir de 1.0 M de CH_3COONa)?

Solución

$$CH_3COOH(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + CH_3COO^-(ac)$$

Guía para calcular el pH de un amortiguador

PASO 1 Escribe la K_a o la K_b.

PASO 2 Reordena la K_a para $[H_3O^+]$.

PASO 3 Sustituye en [HA] y $[A^-]$.

PASO 4 Usa $[H_3O^+]$ para calcular el pH.

PASO 1 **Escribe la expresión K_a.**

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

PASO 2 **Reordena K_a para $[H_3O^+]$.**

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

PASO 3 **Sustituye [HA] y $[A^-]$.** Al sustituir estos valores en la expresión para $[H_3O^+]$ se obtiene

$$[H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{[1.0\ M]}{[1.0\ M]}$$

$$[H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-5}$$

PASO 4 **Usa $[H_3O^+]$ para calcular pH.** Al usar la concentración de $[H_3O^+]$ en la expresión de pH se obtiene el pH del amortiguador.

$$pH = -\log [1.8 \times 10^{-5}] = 4.74$$

Comprobación de estudio

Uno de los pares ácido-base conjugados que amortigua la sangre es $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$, con una K_a de 6.2×10^{-8}. ¿Cuál es el pH de un amortiguador que es 0.50 M $H_2PO_4^-$ y 0.25 M HPO_4^{2-}?

Preguntas y problemas Amortiguadores

14.69 ¿Cuál de los siguientes ejemplos representa un sistema amortiguador? Explica.
a) NaOH y NaCl
b) H_2CO_3 y $NaHCO_3$
c) HF y KF
d) KCl y NaCl

14.70 ¿Cuál de los siguientes ejemplos representa un sistema amortiguador? Explica.
a) H_3PO_4
b) $NaNO_3$
c) CH_3COOH y CH_3COONa
d) HCl y NaOH

14.71 Considera el sistema amortiguador de ácido fluorhídrico, HF, y su sal, NaF.

$$HF(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac)$$

a) ¿cuál es el propósito del sistema amortiguador?
b) ¿por qué se necesita una sal del ácido?
c) ¿cómo reacciona el amortiguador cuando se agrega algo de H_3O^+?
d) ¿cómo reacciona el amortiguador cuando se agrega algo de OH^-?

14.72 Considera el sistema amortiguador de ácido nitroso, HNO_2, y su sal, $NaNO_2$.

$$HNO_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + NO_2^-(ac)$$

a) ¿cuál es el propósito del sistema amortiguador?
b) ¿cuál es el propósito de $NaNO_2$ en el amortiguador?
c) ¿cómo reacciona el amortiguador cuando se agrega algo de H_3O^+?
d) ¿cómo reacciona el amortiguador cuando se agrega algo de OH^-?

14.73 El ácido nitroso tiene una K_a de 4.5×10^{-4}. ¿Cuál es el pH de una solución amortiguadora que contiene 0.10 M HNO_2 y 0.10 M NO_2^-?

14.74 El ácido acético tiene una K_a de 1.8×10^{-5}. ¿Cuál es el pH de una solución amortiguadora que contiene 0.15 M CH_3COOH (ácido acético) y 0.15 M CH_3COO^-?

14.75 Compara el pH de un amortiguador HF que contiene 0.10 M HF y 0.10 M NaF con otro amortiguador HF que contiene 0.060 M HF y 0.120 M NaF. (Tabla 14.5, página 468.)

14.76 Compara el pH de un amortiguador H_2CO_3 que contiene 0.10 M H_2CO_3 y 0.10 M $NaHCO_3$, con otro amortiguador H_2CO_3 que contiene 0.15 M H_2CO_3 y 0.050 M $NaHCO_3$. (Tabla 14.5, página 468.)

NOTA QUÍMICA

AMORTIGUADORES EN LA SANGRE

La sangre arterial tiene un pH normal de 7.35-7.45. Si los cambios en H_3O^+ bajan el pH abajo de 6.8 o lo elevan sobre 8.0, las células no pueden funcionar de manera adecuada y ocasionarían la muerte. En nuestras células se produce continuamente CO_2 como un producto final del metabolismo celular. Parte del CO_2 se transporta a los pulmones para su eliminación, y el resto se disuelve en los fluidos corporales como plasma y saliva, formando ácido carbónico. Como ácido débil, el ácido carbónico se disocia para dar bicarbonato y H_3O^+. Más del anión HCO_3^- se suministra mediante los riñones para formar un importante sistema amortiguador en el fluido corporal: el amortiguador H_2CO_3/HCO_3^-.

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$$

El exceso de H_3O^+ que entra a los fluidos corporales reacciona con el HCO_3^- y el OH^- en exceso reacciona con el ácido carbónico.

$$H_2CO_3 + H_2O \longleftarrow H_3O^+ + HCO_3^-$$

El equilibrio se desplaza a la izquierda

$$H_2CO_3 + OH^- \longrightarrow H_2O + HCO_3^-$$

El equilibrio se desplaza a la derecha

Para el ácido carbónico, escribimos la expresión de equilibrio como

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

Para mantener el pH normal de la sangre (7.35-7.45), la razón de H_2CO_3/HCO_3^- necesita ser de aproximadamente 1 a 10, lo que se obtiene mediante concentraciones usuales en la sangre de 0.0024 M H_2CO_3 y 0.024 M HCO_3^-.

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

$$= 4.3 \times 10^{-7} \times \frac{[0.0024]}{[0.024]} = 4.3 \times 10^{-7} \times 0.10 = 4.3 \times 10^{-8}$$

$$pH = -\log(4.3 \times 10^{-8}) = 7.37$$

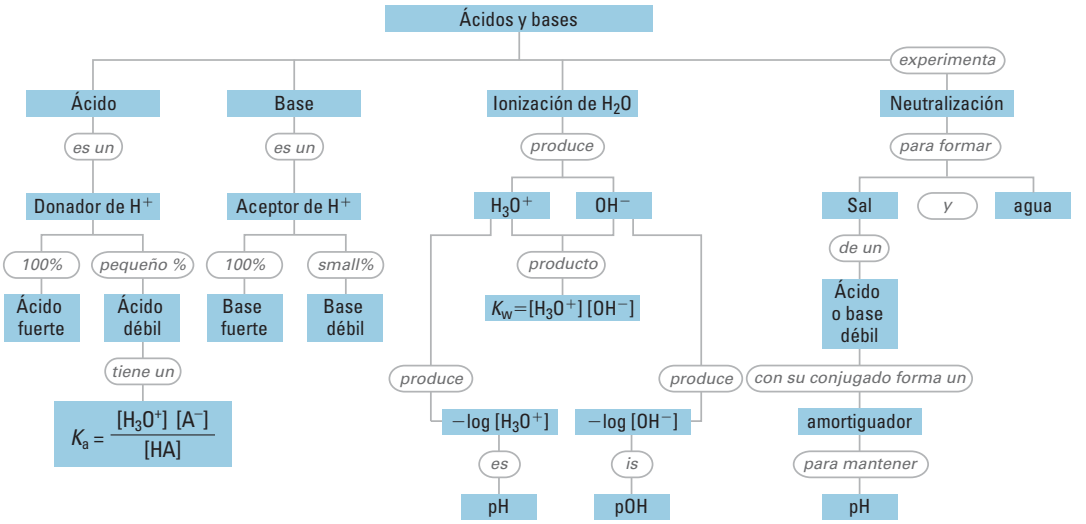
En el cuerpo, la concentración de ácido carbónico está cercanamente asociada con la presión parcial de CO_2. La tabla 14.12 muestra los valores normales para la sangre arterial. Si el nivel de CO_2 sube, lo que produce más H_2CO_3, el equilibrio produce más H_3O^+, que baja el pH. Esta condición se llama acidosis. La dificultad con la ventilación o la difusión de gases puede conducir a acidosis respiratoria, que produciría enfisema, igual pasaría cuando el bulbo raquídeo del cerebro se afecta por un accidente o medicamentos depresivos.

Una reducción del nivel de CO_2 conduce a un alto pH sanguíneo, una condición llamada alcalosis. La excitación, los traumas o una alta temperatura pueden hacer que una persona hiperventile, con lo que expulsa grandes cantidades de CO_2. Conforme la presión parcial del CO_2 en la sangre cae por abajo de lo normal, el equilibrio se desplaza del H_2CO_3 a CO_2 y H_2O. Este desplazamiento reduce el $[H_3O^+]$ y eleva el pH. Los riñones también regulan los componentes H_3O^+ y HCO_3^-, pero más lentamente que el ajuste realizado por los pulmones a través de la ventilación.

Tabla 14.12 Valores normales para un amortiguador sanguíneo en la sangre arterial

P_{CO_2}	40 mm Hg
H_2CO_3	2.4 mmol/L de plasma
HCO_3^-	24 mmol/L de plasma
pH	7.35–7.45

Mapa conceptual **Ácidos y bases**



Repaso del capítulo

14.1 Ácidos y bases

De acuerdo con la teoría de Arrhenius, un ácido produce H^+ y una base produce OH^- en soluciones acuosas. De acuerdo con la teoría Brønsted-Lowry, los ácidos son donadores de protones (H^+) y las bases son aceptores de protones.

14.2 Ácidos y bases Brønsted-Lowry

En una reacción ácido-base hay dos pares ácido-base conjugados. Cada par ácido-base se relaciona mediante la pérdida o ganancia de un H^+. Por ejemplo, cuando el ácido HF dona un H^+, el F^- que forma es su base conjugada porque F^- es capaz de aceptar un H^+. El otro par ácido-base sería H_2O y H_3O^+.

14.3 Fuerza de ácidos y bases

En los ácidos fuertes, todos los H^+ en el ácido se donan a H_2O; en un ácido débil, sólo un pequeño porcentaje de moléculas de ácido forman H_3O^+. Las bases fuertes son hidróxidos de los grupos 1A (1) y 2A (2) que se disocian por completo en agua. Una base débil importante es el amoniaco, NH_3.

14.4 Constantes de disociación

En el agua, los ácidos y las bases débiles sólo forman algunos iones cuando se alcanza el equilibrio. La reacción para un ácido débil se escribe como $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$. La constante de disociación de ácido se escribe como $K_a = \dfrac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$. Para una base débil, $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$, la constante de disociación de base se escribe como $K_b = \dfrac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$.

14.5 Ionización del agua

En agua pura, algunas moléculas transfieren protones a otras moléculas de agua, lo que produce pequeñas cantidades, pero iguales, de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$, porque cada una tiene una concentración de 1.0×10^{-7} mol/L. El producto iónico, K_w, $[H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$, se aplica a todas las soluciones acuosas. En las soluciones ácidas, $[H_3O^+]$ es mayor que $[OH^-]$. En las soluciones básicas, $[OH^-]$ es mayor que $[H_3O^+]$.

14.6 La escala pH

La escala pH es un rango de números de 0 a 14 relacionados con el $[H_3O^+]$ de la solución. Una solución neutra tiene un pH de 7. En las soluciones ácidas, el pH está abajo de 7, y en las soluciones básicas el pH está arriba de 7. Matemáticamente, el pH es el logaritmo negativo de la concentración de ion hidronio ($-\log[H_3O^+]$). El pOH es el logaritmo negativo de la concentración de ion hidróxido ($pOH = -\log[OH^-]$). La suma de pH + pOH es 14.00.

14.7 Reacciones de ácidos y bases

Cuando un ácido reacciona con un metal, se forman gas hidrógeno y una sal. La reacción de un ácido con un carbonato o bicarbonato produce dióxido de carbono, una sal, y agua. En la neutralización, un ácido reacciona con una base para producir una sal y agua.

14.8 Volumetría ácido-base

En un procedimiento de laboratorio llamado volumetría, una muestra de ácido se neutraliza con una cantidad conocida de una base. A partir del volumen y la molaridad de la base, se calcula la concentración del ácido.

14.9 Propiedades ácido-base de soluciones salinas

Una sal de un ácido débil contiene un anión que retira protones del agua y hace básica la solución. Una sal de una base débil contiene un ion que dona un protón al agua, lo que produce una solución ácida. Las sales de los ácidos y bases fuertes forman soluciones neutras porque contienen iones que no afectan el pH.

14.10 Amortiguadores

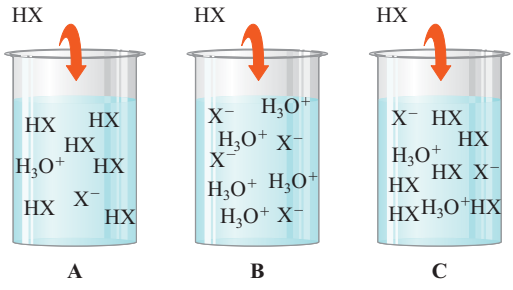
Una solución amortiguadora resiste cambios en el pH cuando se agregan pequeñas cantidades de un ácido o una base. Un amortiguador contiene un ácido débil y su sal o una base débil y su sal. El ácido débil recoge el OH^- agregado, y el anión de la sal recoge el H^+ agregado.

Términos clave

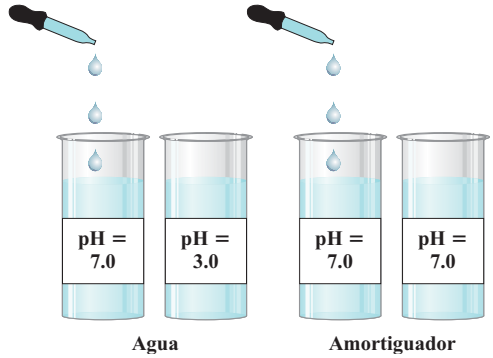
ácido Sustancia que se disuelve en agua y produce iones hidrógeno (H^+), de acuerdo con la teoría de Arrhenius. Todos los ácidos son donadores de protones, de acuerdo con la teoría Brønsted-Lowry.
ácido Brønsted-Lowry Un ácido es un donador de protones.
ácido débil Ácido que se ioniza sólo ligeramente en solución.
ácido fuerte Ácido que se ioniza completamente en agua.
anfótero Sustancia que puede actuar como ácido o como base en el agua.
base Sustancia que se disuelve en agua y produce iones hidróxido (OH^-), de acuerdo con la teoría de Arrhenius. Todas las bases son aceptores de protones, de acuerdo con la teoría Brønsted-Lowry.
base Brønsted-Lowry Una base es un aceptor de protones.
base débil Base que se ioniza sólo ligeramente en solución.
base fuerte Base que se ioniza completamente en agua.
constante de disociación de ácido (K_a) El producto de los iones de la disociación de un ácido débil, dividido entre la concentración del ácido débil.
constante de disociación de base (K_b) El producto de los iones de la disociación de una base débil, dividido entre la concentración de la base débil.
constante de producto iónico del agua, K_w El producto de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en solución; $K_w = [H_3O^+][OH^-]$.
disociación Separación de un ácido o una base en iones en el agua.
indicador Sustancia agregada a una muestra de volumetría que cambia de color cuando el ácido o base se neutraliza.
ion hidronio, H_3O^+ El ion H_3O^+ formado por la atracción de un protón (H^+) a una molécula de H_2O.
neutralización Reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua.
neutro(a) Solución con iguales concentraciones de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$.
par ácido-base conjugado Un ácido y una base que difieren por un H^+. Cuando un ácido dona un protón, el producto es su base conjugada, que es capaz de aceptar un protón en la reacción inversa.
pH Medida del $[H_3O^+]$ en una solución; $pH = -\log[H_3O^+]$.
pOH Medida del $[OH^-]$ en una solución; $pOH = -\log[OH^-]$.
punto final Punto donde un indicador cambia de color. Para el indicador fenolftaleína, el cambio de color ocurre cuando el número de moles de OH^- es igual al número de moles de H_3O^+ en la muestra.
sal Compuestos iónico que contiene un ion metálico o NH_4^+ y un ion no metálico o poliatómico distinto a OH^-.
solución amortiguadora Mezcla de un ácido débil o una base débil y su sal, que resiste los cambios en el pH cuando se agregan pequeñas cantidades de un ácido o una base.
volumetría Adición de base a una muestra ácida para determinar la concentración del ácido.

Comprensión de conceptos

14.77 En cada uno de los siguientes diagramas de soluciones ácidas, determina si cada diagrama representa un ácido fuerte o un ácido débil. El ácido tiene la fórmula HX.



14.78 Agregar algunas gotas de un ácido fuerte al agua reducirá considerablemente el pH. Sin embargo, agregar el mismo número de gotas a un amortiguador no altera de manera apreciable el pH. ¿Por qué?



14.79 En ocasiones, durante estrés o trauma, la persona puede comenzar a hiperventilar. Entonces se recomienda respirar en una bolsa de papel para evitar el desmayo.
a) ¿qué cambios ocurren en el pH sanguíneo durante la hiperventilación?
b) ¿cómo el respirar en una bolsa ayuda a regresar el pH sanguíneo a la normalidad?

14.80 En el plasma sanguíneo, el pH se mantiene mediante el sistema amortiguador ácido carbónico-bicarbonato.
a) ¿cómo se mantiene el pH cuando se agrega ácido al sistema amortiguador?
b) ¿cómo se mantiene el pH cuando se agrega base al sistema amortiguador?



Preguntas y problemas adicionales

14.81 Nombra cada uno de los siguientes ejemplos:
a) H_2SO_4 *b*) KOH
c) $Ca(OH)_2$ *d*) HCl
e) HNO_2

14.82 Los siguientes ejemplos de fluidos corporales, ¿son ácidos, básicos o neutros?
a) saliva, pH 6.8
b) orina, pH 5.9
c) jugo pancreático, pH 8.0
d) bilis, pH 8.4
e) sangre, pH 7.45

14.83 ¿Cuáles son algunas similitudes y diferencias entre ácidos fuertes y débiles?

14.84 ¿Cuáles son algunos ingredientes que se encuentran en los antiácidos? ¿Qué hacen?

14.85 Un ingrediente en algunos antiácidos es $Mg(OH)_2$.
a) la base no es muy soluble en agua, ¿por qué se considera una base fuerte?
b) ¿cuál es la reacción de neutralización del $Mg(OH)_2$ con el ácido estomacal, HCl?

14.86 El ácido acético, que es el ácido en el vinagre, es un ácido débil, ¿por qué?

14.87 Con la tabla 14.4, página 459, determina cuál es el ácido más fuerte en cada uno de los siguientes pares:
a) HF o HCN
b) H_3O^+ o NH_4^+
c) HNO_2 o CH_3COOH
d) H_2O o HCO_3^-

14.88 Con la tabla 14.4, página 459, determina cuál es la base más fuerte en cada uno de los siguientes pares:
a) H_2O o Cl^-
b) OH^- o NH_3
c) SO_4^{2-} o NO_2^-
d) CO_3^{2-} o H_2O

14.89 Determina el pH y el pOH para las siguientes soluciones:
a) $[H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-8}$ M
b) $[H_3O^+] = 5.0 \times 10^{-2}$ M
c) $[OH^-] = 3.5 \times 10^{-4}$ M
d) $[OH^-] = 0.0054$ M

14.90 Las soluciones del problema 14.89, ¿son ácidas, básicas o neutras?

14.91 ¿Cuáles son $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ para una solución con los siguientes valores pH?
a) 3.00 *b*) 6.48
c) 8.85 *d*) 11.00

14.92 La solución A tiene un pH de 4.5 y la solución B tiene un pH de 6.7.
a) ¿cuál solución es más ácida?
b) ¿cuál es el $[H_3O^+]$ en cada una?
c) ¿cuál es el $[OH^-]$ en cada una?

14.93 ¿Cuál es el $[OH^-]$ en una solución que contiene 0.225 g de NaOH en 0.250 L de solución?

14.94 ¿Cuál es el $[H_3O^+]$ en una solución que contiene 1.54 g de HNO_3 en 0.500 L de solución?

14.95 ¿Cuál es el pH y el pOH de una solución preparada al disolver 2.5g de HCl en agua para hacer 425 mL de solución?

14.96 ¿Cuál es el pH y el pOH de una solución preparada al disolver 1.00 g de $Ca(OH)_2$ en agua para hacer 875 mL de solución?

14.97 Las soluciones de las siguientes sales, ¿serán ácidas, básicas o neutras?
a) KF *b*) NaCN
c) NH_4NO_3 *d*) NaBr

14.98 Las soluciones de las siguientes sales, ¿serán ácidas, básicas o neutras?
a) K_2SO_4 *b*) KNO_2
c) $MgCl_2$ *d*) NH_4Cl

14.99 Un amortiguador se hace al disolver H_3PO_4 y NaH_2PO_4 en agua.
a) escribe una ecuación que muestre cómo este amortiguador neutraliza pequeñas cantidades de ácidos
b) escribe una ecuación que muestre cómo este amortiguador neutraliza pequeñas cantidades de base
c) calcula el pH de este amortiguador si tiene 0.10 M H_3PO_4 y 0.10 M $H_2PO_4^-$; la K_a para H_3PO_4 es 7.5×10^{-3}

14.100 Un amortiguador se hace al disolver CH_3COOH y CH_3COONa en agua.
a) escribe una ecuación que muestre cómo este amortiguador neutraliza pequeñas cantidades de ácido
b) escribe una ecuación que muestre cómo este amortiguador neutraliza pequeñas cantidades de base
c) calcula el pH de este amortiguador si tiene 0.10 M CH_3COOH y 0.10 M CH_3COO^-; la K_a para CH_3COOH es 1.8×10^{-5}

14.101 Calcula el volumen (mL) de una solución de 0.150 M NaOH que neutralizará por completo lo siguiente:
a) 25.0 mL de una solución de 0.288 M HCl
b) 10.0 mL de una solución de 0.560 M H_2SO_4

14.102 ¿Cuántos mililitros de una solución de 0.215 M NaOH se necesitan para neutralizar por completo 2.50 mL de una solución de 0.825 M H_2SO_4?

14.103 Una solución de 0.205 M NaOH se usa para neutralizar 20.0 mL H_2SO_4. Si se requieren 45.6 mL NaOH para alcanzar el punto final, ¿cuál es la molaridad de la solución de H_2SO_4?

$$H_2SO_4(ac) + 2NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$$

14.104 Una muestra de 10.0 mL de vinagre, que es una solución acuosa de ácido acético, CH_3COOH, requiere 16.5 mL de 0.500 M NaOH para alcanzar el punto final en una volumetría. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido acético?

$$CH_3COOH(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow CH_3COONa(ac) + H_2O(l)$$

Preguntas de desafío

14.105 Considera lo siguiente:
(1) H_2S (2) H_3PO_4 (3) HCO_3^-
a) para cada uno, escribe la fórmula de la base conjugada
b) para cada uno, escribe la expresión de K_a
c) escribe la fórmula del ácido más débil de todos
d) escribe la fórmula del ácido más fuerte de todos

14.106 Identifica los pares ácido-base conjugados en cada una de las siguientes ecuaciones y si la mezcla de equilibrio contiene principalmente productos o principalmente reactivos:
a) $NH_3(ac) + HNO_3(ac) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$
b) $H_2O(l) + HBr(ac) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + Br^-(ac)$
c) $HNO_2(ac) + HS^-(ac) \rightleftharpoons H_2S(g) + NO_2^-(ac)$
d) $Cl^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons OH^-(ac) + HCl(ac)$

14.107 Completa y balancea cada una de las siguientes ecuaciones:
a) $ZnCO_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow$
b) $Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow$
c) $H_3PO_4(ac) + Ca(OH)_2(s) \longrightarrow$
d) $KHCO_3(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow$

14.108 Predice si una solución de cada una de las siguientes sales es ácida, básica o neutra. Para sales que forman soluciones ácidas o básicas, escribe una ecuación balanceada para la reacción.
a) NH_4Br *b*. KNO_2
c) $Mg(NO_3)_2$ *d*. BaF_2
e) K_2S

14.109 Determina cada uno de los siguientes ejemplos para una solución de 0.050 M KOH:
a) $[H_3O^+]$ *b*) pH *c*) pOH
d) productos cuando reaccionaron con H_3PO_4
e) mililitros requeridos para neutralizar 40.0 mL de 0.035 M H_2SO_4

14.110 Considera la reacción de KOH y HNO_2.
a) escribe la ecuación química balanceada
b) calcula los mililitros de 0.122 M KOH requeridos para neutralizar 36.0 mL de 0.250 M HNO_2
c) determina si la solución final sería ácida, básica o neutra

Respuestas

Respuestas a las Comprobaciones de estudio

14.1 Ácido sulfúrico; hidróxido de potasio

14.2 $HNO_3(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_3O^+(ac) + NO_3^-(ac)$

14.3 Una base acepta un protón para formar su ácido conjugado.
a) H_2S *b*) HCl *c*) HNO_2

14.4 Los pares ácido-base conjugados son HCN/CN^- y SO_4^{2-}/HSO_4^-.

14.5 NH_3

14.6 $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$
Son favorecidos los productos porque HNO_3 es un ácido más fuerte que H_3O^+.

14.7 El ácido nitroso tiene una K_a mayor que el ácido carbónico, se disocia más en H_2O, forma más $[H_3O^+]$ y es un ácido más fuerte.

14.8 $[H_3O^+] = 2.5 \times 10^{-11}$ M; básica

14.9 11.38

14.10 $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-5}$ M; pH = 4.3

14.11 $[H_3O^+] = 3.2 \times 10^{-5}$ M; $[OH^-] = 3.1 \times 10^{-10}$ M

14.12 pOH = 3.30; pH = 10.70

14.13 $H_2SO_4(ac) + 2NaHCO_3(s) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2CO_2(g) + 2H_2O(l)$

14.14 0.200 M HCl

14.15 67.1 mL

14.16 El anión PO_4^{3-} atrae protones del H_2O, que forma el ácido débil HPO_4^{2-} y OH^-, que hace básica la solución.

14.17 No. Ambas sustancias son sales; la mezcla no tiene ácido débil presente.

14.18 pH = 6.91

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

14.1 *a*) ácido *b*) ácido *c*) ácido *d*) base

14.3 *a*) ácido clorhídrico *b*) hidróxido de calcio *c*) ácido carbónico *d*) ácido nítrico *e*) ácido sulfuroso *f*) ácido brómico

14.5 *a*) $Mg(OH)_2$ *b*) HF *c*) H_3PO_4 *d*) LiOH *e*) NH_4OH *f*) HIO_4

14.7 *a*) HI es el ácido (donador de protón) y H_2O es la base (aceptor de protón).
b) H_2O es el ácido (donador de protón) y F^- es la base (aceptor de protón).

14.9 *a*) F^-, ion fluoruro
b) OH^-, ion hidróxido
c) HCO_3^-, ion bicarbonato
d) SO_4^{2-}, ion sulfato
e) ClO_2^-, ion clorito

14.11 *a*) HCO_3^-, ion bicarbonato
b) H_3O^+, ion hidronio
c) H_3PO_4, ácido fosfórico
d) HBr, ácido hidrobrómico
e) $HClO_4$, ácido perclórico

14.13 *a*) ácido H_2CO_3; base conjugada HCO_3^- base H_2O; ácido conjugado H_3O^+.
b) ácido NH_4^+; base conjugada NH_3 base H_2O; ácido conjugado H_3O^+.
c) ácido HCN; base conjugada CN^- base NO_2^-; ácido conjugado HNO_2

14.15 $NH_4^+(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$

14.17 Un ácido fuerte es un buen donador de protones, mientras que su base conjugada es un aceptor de protones débil.

14.19 *a*) HBr *b*) HSO_4^- *c*) H_2CO_3

14.21 *a*) HSO_4^- *b*) HF *c*) HCO_3^-

14.23 *a*) reactivos *b*) reactivos *c*) productos

14.25 Los reactivos son favorecidos porque NH_4^+ es un ácido más débil que HSO_4^-.

$$NH_4^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) \rightleftharpoons NH_3(ac) + HSO_4^-(ac)$$

14.27 *a*) H_2SO_3 *b*) HSO_3^- *c*) H_2SO_3 *d*) HS^- *e*) H_2SO_3

14.29 $H_3PO_4(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + H_2PO_4^-(ac)$ $\quad K_a = \dfrac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$

14.31 En agua pura, $[H_3O^+] = [OH^-]$ porque se produce uno de cada uno cada vez que un protón se transfiere de una agua a otra.

14.33 En una solución ácida, $[H_3O^+]$ es mayor que $[OH^-]$.

14.35 *a*) ácida *b*) básica *c*) básica *d*) ácida

14.37 *a*) 1.0×10^{-5} M *b*) 1.0×10^{-8} M *c*) 5.0×10^{-10} M *d*) 2.5×10^{-2} M

14.39 *a*) 1.0×10^{-11} M *b*) 2.0×10^{-9} M *c*) 5.6×10^{-3} M *d*) 2.5×10^{-2} M

14.41 En una solución neutra, $[H_3O^+]$ es 1.0×10^{-7} M y el pH es 7.00, que es el valor negativo de la potencia de base 10.

14.43 *a*) básica *b*) ácida *c*) básica *d*) ácida

14.45 Un aumento o disminución de 1 unidad pH cambia $[H_3O^+]$ por un factor de 10. Por tanto, un pH de 3 (10^{-3} M) es 10 veces más ácido que un pH de 4 (10^{-4} M).

14.47 *a*) 4.00 *b*) 8.52 *c*) 9.00 *d*) 3.40

14.49

$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	¿Ácida, básica o neutra?
1.0×10^{-8} M	1.0×10^{-6} M	8.00	6.00	Básica
1.0×10^{-3} M	1.0×10^{-11} M	3.00	11.00	Ácida
2.8×10^{-5} M	3.6×10^{-10} M	4.55	9.45	Ácida
1.0×10^{-12} M	1.0×10^{-2} M	12.00	2.00	Básica

14.51 *a*) $ZnCO_3(ac) + 2HBr(ac) \longrightarrow ZnBr_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

b) $Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$

c) $HCl(g) + NaHCO_3(s) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l) + CO_2(g)$

d) $H_2SO_4(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow MgSO_4(ac) + 2H_2O(l)$

14.53 *a*) $2HCl(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow MgCl_2(ac) + 2H_2O(l)$

b) $H_3PO_4(ac) + 3LiOH(ac) \longrightarrow Li_3PO_4(ac) + 3H_2O(l)$

14.55 *a*) $H_2SO_4(ac) + 2NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2H_2O(l)$

b) $3HCl(ac) + Fe(OH)_3(s) \longrightarrow FeCl_3(ac) + 3H_2O(l)$

c) $H_2CO_3(ac) + Mg(OH)_2(s) \longrightarrow MgCO_3(s) + 2H_2O(l)$

14.57 A un volumen conocido de ácido fórmico, agrega algunas gotas de indicador. Coloca una solución de NaOH de molaridad conocida en una bureta. Agrega una base a un ácido hasta que una gota cambie el color de la solución. Usa el volumen y molaridad del NaOH y el volumen del ácido fórmico para calcular la concentración del ácido fórmico en la muestra.

14.59 0.829 M HCl

14.61 0.125 M H_2SO_4

14.63 0.0223 M H_3PO_4

14.65 El anión del ácido débil quita un protón del H_2O para hacer una solución básica.

14.67 *a*) neutra

b) ácida $NH_4^+(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_3O^+(ac)$

c) básica $CO_3^{2-}(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(ac) + OH^-(ac)$

d) básica $S^{2-}(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HS^-(ac) + OH^-(ac)$

14.69 *b*) y *c*) son sistemas amortiguadores. b) contiene el ácido débil H_2CO_3 y su sal $NaHCO_3$. c) contiene HF, un ácido débil, y su sal, KF.

14.71 *a*) un sistema amortiguador mantiene constante el pH

b) para neutralizar cualquier H^+ agregado

c) el H_3O^+ agregado reacciona con F^- de NaF

d) el OH^- agregado se neutraliza con el HF

14.73 $[H_3O^+] = 4.5 \times 10^{-4} \times \dfrac{[0.10\ M]}{[0.10\ M]} = 4.5 \times 10^{-4}$

$pH = -\log[4.5 \times 10^{-4}] = 3.35$

14.75 El pH del amortiguador 0.10 M HF/0.10 M NaF es 3.14. El pH del amortiguador 0.060 M HF/0.120 M NaF es 3.44.

14.77 *a*) este diagrama representa un ácido débil; sólo algunas moléculas HX se separan en H_3O^+ y en iones X^-

b) este diagrama representa un ácido fuerte; todas las moléculas HX se separan en H_3O^+ y en iones X^-

c) este diagrama representa un ácido débil; sólo algunas moléculas HX se separan en H_3O^+ y en iones X^-

14.79 *a*) durante la hiperventilación, una persona perderá CO_2 y el pH sanguíneo subirá

b) respirar en una bolsa de papel aumentará la concentración de CO_2 y bajará el pH sanguíneo

14.81 *a*) ácido sulfúrico *b*) hidróxido de potasio *c*) hidróxido de calcio *d*) ácido clorhídrico *e*) ácido nitroso

14.83 Los ácidos tanto fuertes como débiles forman H_3O^+ en agua. Los ácidos débiles sólo están ligeramente ionizados, mientras que un ácido fuerte existe como iones en solución.

14.85 *a*) el $Mg(OH)_2$ que se disuelve está completamente disociado, lo que lo hace una base fuerte

b) $Mg(OH)_2(ac) + 2HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + 2H_2O(l)$

14.87 *a*) HF *b*) H_3O^+ *c*) HNO_2 *d*) HCO_3^-

14.89 *a*) pH = 7.70; pOH = 6.30

b) pH = 1.30; pOH = 12.70

c) pH = 10.54; pOH = 3.46

d) pH = 11.73; pOH = 2.27

14.91 *a*) $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-3}$ M; $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-11}$ M

b) $[H_3O^+] = 3.3 \times 10^{-7}$ M; $[OH^-] = 3.0 \times 10^{-8}$ M

c) $[H_3O^+] = 1.4 \times 10^{-9}$ M; $[OH^-] = 7.1 \times 10^{-6}$ M

d) $[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-11}$ M; $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}$ M

14.93 $[OH^-] = 0.0225$ M

14.95 pH = 0.80; pOH = 13.20

14.97 *a*) básica *b*) básica *c*) ácida *d*) neutra

14.99 *a*) ácido: $H_2PO_4^-(ac) + H_3O^+(ac) \longrightarrow H_3PO_4(ac) + H_2O(l)$

b) base: $H_3PO_4(ac) + OH^-(ac) \longrightarrow H_2PO_4^-(ac) + H_2O(l)$

c) pH = 2.12

14.101 *a*) 48.0 mL NaOH *b*) 74.7 mL NaOH

14.103 0.234 M H_2SO_4

14.105 *a*) (1) HS^- (2) $H_2PO_4^-$ (3) CO_3^{2-}

b) (1) $\dfrac{[H_3O^+][HS^-]}{[H_2S]}$ (2) $\dfrac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$

(3) $\dfrac{[CO_3^{2-}][H_3O^+]}{[HCO_3^-]}$

c) H_2S

d) H_3PO_4

14.107 *a*) $ZnCO_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

b) $2Al(s) + 6HCl(ac) \longrightarrow 2AlCl_3(ac) + 3H_2(g)$

c) $2H_3PO_4(ac) + 3Ca(OH)_2(s) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(ac) + 6H_2O(l)$

d) $KHCO_3(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow KNO_3(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$

14.109 $KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$

$[OH^-] = 0.050\ M = 5.0 \times 10^{-2}\ M$

a) $[H_3O^+] = \dfrac{1.0 \times 10^{-14}\ M}{[5.0 \times 10^{-2}\ M]} = 2.0 \times 10^{-13}\ M$

b) $pH = -\log[2.0 \times 10^{-13}] = 12.70$

c) $pOH = -\log[5.0 \times 10^{-2}] = 1.30$ o $pOH = 14.00 - 12.70 = 1.30$

d) $3KOH(ac) + H_3PO_4(ac) \longrightarrow K_3PO_4(ac) + 3H_2O(l)$

e) $40.0\ \cancel{mL} \times \dfrac{1\ L}{1000\ \cancel{mL}} \times \dfrac{0.035\ mol}{1\ \cancel{L}} \times \dfrac{2\ \cancel{mol\ KOH}}{1\ \cancel{mol\ H_2SO_4}} \times \dfrac{1000\ mL\ KOH}{0.050\ \cancel{mol\ KOH}}$

Combinación de ideas de los capítulos 11-14

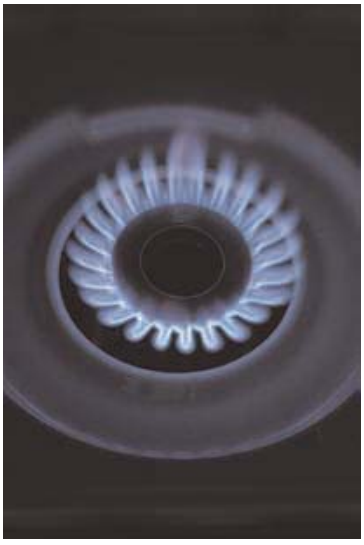
CI 21 Metano es un hidrocarburo que contiene sólo carbono e hidrógeno, que es el principal componente del gas natural purificado, que se utiliza para calentar y cocinar. El gas metano tiene una densidad de 0.715 g/L a TPE. Para transporte, el gas natural se enfría a −163 grados Celsius para dar gas natural licuado (GNL), que tiene un volumen que es 1/600 su volumen a TPE. Un tanque en un barco puede contener 7.0 millones de galones GNL, que tiene una densidad de 0.45 g/mL. El calor de combustión del gas metano es −883 kJ/mol.



a) ¿cuál es la fórmula molecular del metano?
b) ¿cuál es la masa en kilogramos de GNL (supón que el GNL es todo metano) transportado en el tanque?
c) ¿qué volumen de gas metano de un tanque estará disponible para los hogares a TPE?



d) escribe la ecuación de combustión balanceada para el metano que se utiliza en un quemador de gas



e) ¿cuántos kilogramos de oxígeno se necesitan para reaccionar con el metano en un tanque?
f) ¿cuánta energía en kilojoules proporciona el tanque de metano?

CI 22 Una mezcla de 25.0 g de gas CS_2 y 30.0 g de gas O_2 se colocan en un contenedor cerrado de 10.0 L y se calienta a 125°C. Los productos de la reacción completa son gas dióxido de carbono y gas dióxido de azufre.

a) escribe una ecuación balanceada para la reacción
b) ¿cuántos gramos de CO_2 se forman?
c) ¿cuál es la presión parcial del reactivo restante?
d) ¿cuál es la presión final en el contenedor?

CI 23 Considera la reacción en equilibrio

$$2H_2(g) + S_2(g) \rightleftharpoons 2H_2S(g) + \text{calor}$$

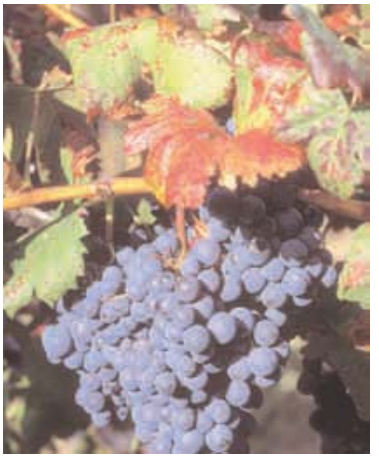
En un contenedor de 10.0 L, una mezcla en equilibrio contiene 2.02 g H_2, 10.3 g S_2 y 68.2 g H_2S.

a) ¿cuál es el valor K_c para esta mezcla en equilibrio?
b) si se agrega H_2 a la mezcla, ¿cómo se desplazará el equilibrio?

c) ¿cómo se desplazará el equilibrio si la mezcla se coloca en un contenedor de 5.00 L sin cambio en la temperatura?
d) si un contenedor de 5.00 L tiene una mezcla en equilibrio de 0.30 mol H_2 y 2.5 mol H_2S, ¿cuál es la concentración en equilibrio de S_2 si la temperatura es la misma?
e) un aumento en la temperatura, ¿aumentará o reducirá el valor K_c?

CI 24 Una botella de un antiguo vino de oporto tiene un volumen de 750 mL y contiene 18% etanol (C_2H_6O) por volumen. El etanol tiene una densidad de 0.789 g/mL. A 20°C, el vino de oporto tiene una densidad de 0.990 g/mL. El alcohol en el vino se produce cuando el azúcar de uva ($C_6H_{12}O_6$) experimenta fermentación (no oxígeno) a etanol y dióxido de carbono. El peso de 150 uvas es 1.5 lb y contiene 26 g de azúcar de uva (1 ton = 2 000 lb).





a) calcula la concentración porcentual de etanol por masa
b) escribe la ecuación balanceada para la reacción de fermentación del azúcar de uva
c) ¿cuántos gramos de azúcar de uva se requieren para producir una botella de vino de oporto?
d) ¿cuántas uvas se necesitan para producir una botella de vino de oporto?
e) ¿cuántas botellas de vino de oporto se pueden producir a partir de 1.0 ton de uvas?

CI 25 Un metal M, con una masa de 0.420 g, reacciona completamente con 34.8 mL de 0.520 M HCl para formar MCl_3 y gas H_2.



a) ¿qué volumen, en mL, de H_2 a 720 mm Hg y 24°C se produce?
b) ¿cuántos moles de metal M reaccionaron?
c) ¿cuál es la masa molar y nombre del metal M?
d) escribe la ecuación balanceada para la reacción
e) ¿cuál es la configuración electrónica del metal M y su catión?

CI 26 Una solución saturada de hidróxido de cobalto (II) tiene un pH de 9.36.



a) escribe la constante del producto de la solubilidad para el hidróxido de cobalto (II).
b) calcula el valor K_{sp} para el hidróxido de cobalto (II).
c) ¿cuántos gramos de hidróxido de cobalto (II) se disolverán en 2.0 L de agua?
d) ¿cuántos gramos de hidróxido de cobalto (II) se disolverán en 50.0 mL de 0.0100 M NaOH?

Respuestas a CI

CI 21

a) CH_4
b) 1.2×10^7 kg
c) 1.7×10^{10} L
d) $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$
e) 4.8×10^7 kg
f) 6.6×10^{11} kJ

CI 23

a) $K_c = 62.1$
b) si se agrega H_2, el equilibrio se desplazará a la derecha.
c) si el volumen disminuye, el equilibrio se desplaza a la derecha
d) $[S_2] = 1.1$ mol/L
e) un aumento en temperatura reducirá el valor de K_c.

CI 25

a) 233 mL
b) 6.03×10^{-3} mol M
c) masa molar 69.7; galio
d) $2\,Ga(s) + 6\,HCl(ac) \longrightarrow 2\,GaCl_3(ac) + 3\,H_2(g)$
e) Ga: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$
Ga^{3+}: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}$

Oxidación-reducción: transferencia de electrones

15



"Como conservador de materiales fotográficos, es esencial comprender las reacciones químicas de muchos procesos fotográficos" dice Theresa Andrews, conservadora de fotografías en el Museo de Arte Moderno de San Francisco. *"Por ejemplo, la creación de la imagen latente en muchas fotografías se basa en la sensibilidad a la luz de los haluros de plata. La plata fotolítica se "imprime" cuando se expone a una fuente de luz como el sol y se "desarrollan" filamentos de plata cuando un papel fotográfico expuesto se coloca en un baño con agentes reductores. Las partículas de plata fotolítica son mucho más pequeñas que las partículas de la plata filamentosa, lo que las hace más vulnerables a la abrasión y la pérdida de imagen. Este conocimiento es crucial cuando se hacen recomendaciones para los niveles de luz y la protección de las fotografías cuando están en exhibición. Los tratamientos de conservación requieren decisiones informadas con base en la reactividad de los materiales dentro de la fotografía y también la compatibilidad de los materiales que se puedan requerir para reparar o preservar la fotografía."*

AVANCES

15.1 Oxidación y reducción

15.2 Números de oxidación

15.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción

15.4 Energía eléctrica a partir de reacciones de oxidación-reducción

15.5 Reacciones de oxidación-reducción que requieren energía eléctrica

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.





Es posible que nunca hayas escuchado acerca de las reacciones de oxidación y reducción. Sin embargo, este tipo de reacciones tiene muchas aplicaciones importantes en nuestra vida cotidiana. Cuando ves un clavo oxidado, una cuchara de plata que pierde su lustre o la corrosión en un metal, observas la oxidación. Históricamente, el término *oxidación* se usó para las reacciones de los elementos con oxígeno para formar óxidos.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{Óxido}}{2Fe_2O_3(s)}$$ Fe se oxida

Cuando enciendes la luz en tu automóvil, una reacción de oxidación-reducción dentro de la batería proporciona la electricidad. En un frío día invernal puedes encender una hoguera con leña. Conforme la leña se quema, el oxígeno se combina con el carbono y el hidrógeno para producir dióxido de carbono, agua y calor. La madera que se quema es una reacción de oxidación-reducción. Cuando comes alimentos con almidones, digieres los almidones para producir glucosa, que se oxida en tus células para proporcionarte energía, junto con dióxido de carbono y agua. Cada respiración que realizas proporciona oxígeno para producir oxidación en tus células.

$$C_6H_{12}O_6(ac) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l) + \text{energía}$$

El término *reducción* se usó originalmente para reacciones que quitaban oxígeno de los compuestos. Los óxidos metálicos en los minerales se reducen para obtener el metal puro. Por ejemplo, el metal hierro se obtiene al reducir el hierro en el mineral de hierro con carbono.

$$2Fe_2O_3(s) + 3C(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4Fe(s)$$ Se reduce el Fe en Fe_2O_3

Conforme se aprendía más acerca de las reacciones de oxidación y reducción, los científicos encontraron que no siempre implicaban oxígeno. En la actualidad, una reacción de oxidación-reducción es cualquier reacción que supone la transferencia de electrones de una sustancia a otra.

Meta de aprendizaje

Identificar qué se oxida y qué se reduce en una reacción de oxidación-reducción.

15.1 Oxidación y reducción

En toda **reacción de oxidación-reducción** (abreviada *redox*), los electrones se transfieren de una sustancia a otra. Si una sustancia pierde electrones, otra debe ganarlos. La **oxidación** se define como la *pérdida* de electrones; la **reducción** es la *ganancia* de éstos. Una forma de recordar estas definiciones es usar los siguientes acrónimos:

PEO GER
Pérdida de **E**lectrones es **O**xidación
Ganancia de **E**lectrones es **R**educción

OEP REG
Oxidación **E**s **P**érdida de electrones
Reducción **E**s **G**anancia de electrones

En general, los átomos de los metales pierden electrones para formar iones positivos; mientras que los no metales ganan electrones para formar iones negativos. En términos de oxidación y reducción, los átomos de un metal se oxidan y los átomos de un no metal se reducen. Observa la formación del compuesto iónico CaS.

$$Ca(s) + S(s) \longrightarrow CaS(s)$$

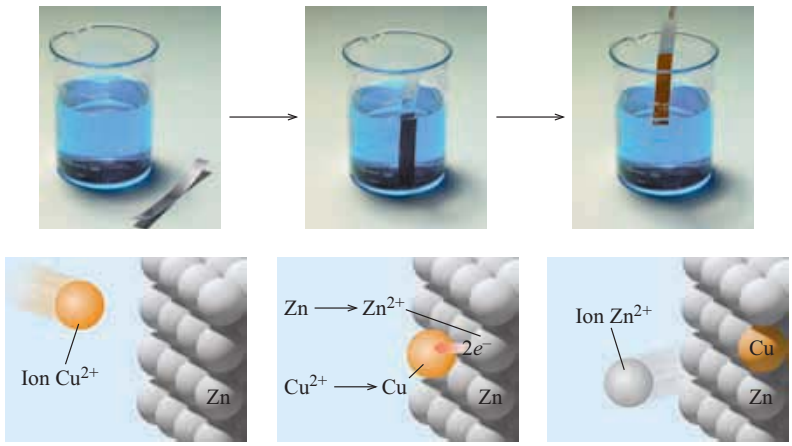
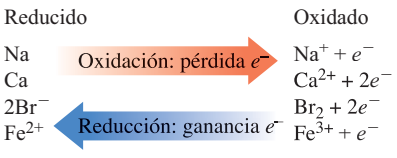


Figura 15.1 En esta sencilla reacción de sustitución, Zn(*s*) se oxida a Zn^{2+} cuando proporciona dos electrones para reducir Cu^{2+} a Cu(*s*): Zn(*s*) + Cu^{2+}(*ac*) ⟶ Cu(*s*) + Zn^{2+}(*ac*)

P *En la oxidación, ¿Zn(s) pierde o gana electrones?*



El átomo de calcio pierde 2 electrones para formar ion calcio (Ca^{2+}); el calcio se oxida.

$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^- \qquad \text{Oxidación: pérdida de electrones por Ca}$$

Al mismo tiempo, el átomo de azufre gana 2 electrones para formar ion sulfuro (S^{2-}); el azufre se reduce.

$$S + 2e^- \longrightarrow S^{2-} \qquad \text{Reducción: ganancia de electrones por S}$$

Por tanto, la formación de CaS implica dos reacciones que ocurren simultáneamente, una de oxidación y la otra de reducción.

$$Ca(s) + S(s) \longrightarrow Ca^{2+} + S^{2-} = CaS(s)$$

Cada vez que una reacción implica una oxidación y una reducción, el número de electrones perdidos es igual al número de electrones ganados.

Considera la reacción de zinc y sulfato de cobre (II) (figura 15.1).

$$Zn(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow ZnSO_4(ac) + Cu(s)$$

Al escribir la ecuación iónica, se identifican los átomos y los iones que reaccionan.

$$\mathbf{Zn(}\boldsymbol{s}\mathbf{)} + \mathbf{Cu^{2+}(}\boldsymbol{ac}\mathbf{)} + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow \mathbf{Zn^{2+}(}\boldsymbol{ac}\mathbf{)} + SO_4^{2-}(ac) + \mathbf{Cu(}\boldsymbol{s}\mathbf{)}$$

En esta reacción, los átomos de Zn experimentan oxidación para formar iones Zn^{2+} al perder 2 electrones. Al mismo tiempo, los iones Cu^{2+} experimentan reducción a átomos de Cu al ganar 2 electrones. Los iones SO_4^{2-} son iones espectadores y no cambian.

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + \mathbf{2}\boldsymbol{e}^- \qquad \text{Oxidación de Zn}$$

$$Cu^{2+}(ac) + \mathbf{2}\boldsymbol{e}^- \longrightarrow Cu(s) \qquad \text{Reducción de } Cu^{2+}$$

Problema de muestra 15.1 **Identificación de reacciones de oxidación-reducción**

Determina si cada una de las siguientes es una reacción de oxidación-reducción:

a) $Ca(s) + Cl_2(g) \longrightarrow CaCl_2(ac)$

b) $2Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2MgO(s)$

c) $BaCl_2(ac) + Na_2CO_3(ac) \longrightarrow BaCO_3(s) + 2NaCl(ac)$

Solución

a) sí. Un átomo de Ca pierde electrones para formar un ion Ca^{2+}; Ca se oxida

$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + \mathbf{2}e^-$$

Cada átomo de Cl en Cl_2 gana 1 electrón para formar un ion Cl^-; Cl_2 se reduce

$$Cl_2 + \mathbf{2}e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

b) sí. Un átomo de Mg pierde electrones para formar un ion Mg^{2+}; Mg se oxida

$$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + \mathbf{2}e^-$$

Cada átomo de O en O_2 gana 2 electrones para formar un ion O^{2-}; O_2 se reduce

$$O_2 + \mathbf{4}e^- \longrightarrow 2O^{2-}$$

c) no. $Ba^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac) + 2Na^+(ac) + CO_3^{2-}(ac) \longrightarrow BaCO_3(s) + 2Na^+(ac) + 2Cl^-(ac)$

No hay cambios en cargas iónicas de los iones en los reactivos y productos. El ion bario tiene la misma carga (Ba^{2+}) en $BaCl_2$ como en $BaCO_3$ sólido. Sodio y cloro también tienen la misma carga, tanto en reactivos como en productos, Na^+ y Cl^-. No hay transferencia de electrones en esta reacción de doble sustitución.

Comprobación de estudio

¿Cuál de las siguientes es una reacción de oxidación-reducción?

a) $2Fe(s) + 3Br_2(l) \longrightarrow 2FeBr_3(s)$

b) $NaCl(ac) + AgNO_3(ac) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$

Problema de muestra 15.2 Oxidación y reducción

En las siguientes reacciones, ¿qué se oxida y qué se reduce?

a) $2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$

b) $Ca(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + H_2(g)$

Solución

a) en esta reacción, los átomos de Na metálico se oxidan a Na^+ al perder electrones

$$2Na \longrightarrow 2Na^+ + \mathbf{2}e^- \quad \text{Na se oxida}$$

Cl_2 gana electrones, lo que reduce Cl_2 a $2Cl^-$

$$Cl_2 + \mathbf{2}e^- \longrightarrow 2Cl^- \quad \text{Se reduce el Cl en } Cl_2$$

b) $Ca(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + H_2(g)$

Al perder 2 electrones, los átomos del metal Ca se oxidan a Ca^{2+}

$$Ca(s) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + \mathbf{2}e^- \quad \text{Ca se oxida}$$

Para formar el elemento no metal H_2, cada H^+ debe ganar un electrón

$$2H^+(ac) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow H_2(g) \quad H^+ \text{ se reduce}$$

Comprobación de estudio

En la siguiente reacción, ¿qué se reduce y qué se oxida?

$$2Al(s) + 3Sn^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Sn(s)$$

Agentes oxidantes y reductores

Hemos visto que una reacción de oxidación siempre debe acompañarse por una reacción de reducción. La sustancia que se oxida pierde electrones y la sustancia que se reduce los gana. Por ejemplo, Zn se oxida a Zn^{2+} al perder 2 electrones que se transfieren a Cl_2 para reducirlo a $2Cl^-$.

$$Zn(s) + Cl_2(g) \longrightarrow ZnCl_2(s)$$

En una reacción de oxidación-reducción, un **agente reductor** proporciona electrones y un **agente oxidante** los acepta. En esta reacción, Zn es un *agente reductor* porque proporciona los electrones utilizados para reducir Cl_2. Al mismo tiempo, Cl_2 es un *agente oxidante* porque acepta los electrones proporcionados por la oxidación de Zn. En cualquier reacción de oxidación-reducción, el agente reductor se oxida y el agente oxidante se reduce.

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + \mathbf{2}e^-$ Zn se oxida; Zn es el *agente reductor.*

$Cl_2 + \mathbf{2}e^- \longrightarrow 2Cl^-$ Cl en Cl_2 se reduce; Cl_2 es el *agente oxidante.*

Problema de muestra 15.3 **Agentes oxidantes y reductores**

Identifica el agente oxidante y el agente reductor en cada una de las siguientes reacciones:

a) $2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$

b) $Ca(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + H_2(g)$

Solución

a) en esta reacción, los átomos del metal Na se oxidan a Na^+ al perder electrones. Los átomos de Cl en Cl_2 ganan electrones, lo que reduce Cl_2 a $2Cl^-$. Por tanto, Na, que se oxida, es el *agente reductor*, y Cl_2, que se reduce, es el *agente oxidante*.

$2Na \longrightarrow 2Na^+ + \mathbf{2}e^-$ Na se oxida; Na es el *agente reductor.*

$Cl_2 + \mathbf{2}e^- \longrightarrow 2Cl^-$ Cl en Cl_2 se reduce; Cl_2 es el *agente oxidante.*

b) $Ca(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + H_2(g)$

Cuando Ca se oxida a Ca^{2+}, se proporcionan 2 electrones para la reducción de $2H^+$. Por tanto, Ca es un *agente reductor*. Puesto que $2H^+$ ganan electrones de la oxidación de Ca, H^+ es un *agente oxidante*.

$Ca(s) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + \mathbf{2}e^-$ Ca se oxida; Ca es el *agente reductor.*

$2H^+(ac) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow H_2(g)$ H^+ se reduce; H^+ es el *agente oxidante.*

Comprobación de estudio

En la siguiente reacción, ¿cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor?

$$2Al(s) + 3Sn^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Sn(s)$$

Preguntas y problemas — Oxidación y reducción

15.1 Indica si cada uno de los siguientes casos describe una oxidación o una reducción en la reacción:

a) $Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$

b) $Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2e^-$

c) $Cr^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$

d) $2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$

15.2 Indica si cada uno de los siguientes casos describe una oxidación o una reducción en la reacción:

a) $O_2(g) + 4e^- \longrightarrow 2O^{2-}(ac)$

b) $Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3e^-$

c) $Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$

d) $2Br^-(ac) \longrightarrow Br_2(l) + 2e^-$

15.3 En las siguientes reacciones, identifica la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce.

a) $Zn(s) + Cl_2(g) \longrightarrow ZnCl_2(s)$

b) $Cl_2(g) + 2NaBr(ac) \longrightarrow 2NaCl(ac) + Br_2(l)$

c) $2Pb(s) + O_2(g) \longrightarrow 2PbO(s)$

d) $2Fe^{3+}(ac) + Sn^{2+}(ac) \longrightarrow 2Fe^{2+}(ac) + Sn^{4+}(ac)$

15.4 En las siguientes reacciones, identifica la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce.

a) $2Li(s) + F_2(g) \longrightarrow 2LiF(s)$

b) $Cl_2(g) + 2KI(ac) \longrightarrow 2KCl(ac) + I_2(s)$

c) $Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$

d) $Fe(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow FeSO_4(ac) + Cu(s)$

15.5 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones describe al agente oxidante o al agente reductor en una reacción de oxidación-reducción:

a) la sustancia que se oxida

b) la sustancia que gana electrones

15.6 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones describe al agente oxidante o al agente reductor en una reacción de oxidación-reducción:

a) la sustancia que se reduce

b) la sustancia que pierde electrones

15.7 En el problema 15.3, identifica al agente oxidante y al agente reductor en cada reacción.

15.8 En el problema 15.4, identifica al agente oxidante y al agente reductor en cada reacción.

Meta de aprendizaje

Asignar un número de oxidación a todos los átomos en un compuesto; usar números de oxidación para identificar qué se oxida, qué se reduce, el agente reductor y el agente oxidante.

15.2 Números de oxidación

Hasta el momento, las sustancias que se oxidan y reducen en una reacción de oxidación-reducción han sido fáciles de identificar. Sin embargo, en reacciones de oxidación-reducción más complejas, los cambios en electrones no son tan obvios. Para identificar los átomos que pierden o ganan electrones se asignan valores llamados **números de oxidación.** Aunque son útiles para seguir el cambio de los electrones para átomos y los iones en reacciones de oxidación y reducción, es importante reconocer que los números de oxidación no tienen la intención de representar cargas reales.

Reglas para asignar números de oxidación

En la tabla 15.1 se dan las reglas para asignar números de oxidación a los átomos o iones en los reactivos y productos.

Tabla 15.1 Reglas para asignar números de oxidación

Regla	Ejemplos	Números de oxidación
1. Un átomo en el estado elemental tiene un número de oxidación cero (0).	Cl_2 Cu Fe	Cl = 0 Cu = 0 Fe = 0
2. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a su carga iónica.	NaCl MgO	$Na^+ = +1$ $Cl^- = -1$ $Mg^{2+} = +2$ $O^{2-} = -2$
3. La suma de los números de oxidación de los átomos en un compuesto es igual a cero (0).	$CuCl_2$	Cu = +2 $Cl^- = -1$
La suma de los números de oxidación de los átomos en un ion poliatómico es igual a la carga del ion.	OH^-	H = +1 O = −2

Tabla 15.1 (*continúa*)

Regla	Ejemplos	Números de oxidación		
4. Los números de oxidación se asignan a los elementos en los compuestos, de acuerdo con las siguientes reglas, que se mencionan en orden de prioridad.				
Grupo 1A (1) = +1	Na_2S	Na = +1	S = −2	
Grupo 2A (2) = +2	$MgBr_2$	Mg = +2	Br = −1	
Hidrógeno = +1	HCl	H = +1	Cl = −1	
	NaH	Na = +1	H = −1	
Flúor = −1	SnF_2	Sn = +2	F = −1	
	ClF	Cl = +1	F = −1	
Oxígeno = −2	N_2O	N = +1	O = −2	
	CO_3^{2-}	C = +4	O = −2	
Grupo 7A (17) = por lo general −1 (Este número de oxidación se puede ajustar si es necesario.)	$BaCl_2$	Ba = +2	Cl = −1	
	$HBrO_2$	H = +1	Br = +3	O = −2

Ahora podemos ver cómo se usan estas reglas para asignar números de oxidación a los átomos en una variedad de especies químicas. Para cada fórmula, los números de oxidación se escriben abajo de los símbolos de los elementos.

Ejemplos de asignación de números de oxidación

Fórmula	Explicación	Números de oxidación
Br_2	Cada Br en el estado elemental del bromo tiene un número de oxidación de 0 (regla 1).	Br_2 0
Ba^{2+}	Ba^{2+} es un ion monoatómico con un número de oxidación de +2 (regla 2).	Ba^{2+} +2
CO_2	A O se le asigna un número de oxidación de −2 (regla 4). Puesto que CO_2 es neutro globalmente, el número de oxidación del C se calcula como +4 (regla 3). C + 2O = 0 C + 2(−2) = 0 C − 4 = 0 C = +4	CO_2 +4−2 Comprobación: 1C = 1(+4) = +4 2O = 2(−2) = −4 Suma = 0 *Los números de oxidación para los elementos en compuestos covalentes no son cargas reales.*

continúa

Ejemplos de asignación de números de oxidación

Fórmula	Explicación	Números de oxidación
Al_2O_3	En compuestos, el número de oxidación de O es −2 (regla 4). Para dar al compuesto una carga neutra, Al se calcula como +3 (regla 3). 2Al + 3 O = 0 2Al + 3(−2) = 0 2Al − 6 = 0 2Al = +6 Al = +3	Al_2O_3 +3 −2 Comprobación: 2Al = 2(+3) = +6 3O = 3(−2) = −6 Suma = 0
$HClO_3$	A partir de la regla 4, H es +1 y O es −2. El número de oxidación de Cl se calcula como +5 para el compuesto neutro (regla 3). H + Cl + 3O = 0 (+1) + Cl + 3(−2) = 0 (+1) + Cl + (−6) = 0 Cl − 5 = 0 Cl = +5	$HClO_3$ +1 +5 −2 Comprobación: 1H = 1(+1) = +1 1Cl = 1(+5) = +5 3O = 3(−2) = −6 Suma = 0
SO_4^{2-}	A partir de la regla 4, el número de oxidación de O es −2. El número de oxidación de S se calcula como +6 para dar una carga −2 al ion poliatómico (regla 3). S + 4O = −2 S + 4(−2) = −2 S − 8 = −2 S = +6	SO_4^{2-} +6 −2 Comprobación: 1S = 1(+6) = +6 4O = 4(−2) = −8 Suma = −2 (carga de ion poliatómico = −2) *Los números de oxidación asignados a los elementos en los iones poliatómicos no son cargas reales.*

Problema de muestra 15.4 **Asignación de números de oxidación**

Asigna los números de oxidación a los elementos en cada uno de los siguientes casos:

a) N_2 *b*) NCl_3 *c*) ClO_3^- *d*) SF_6

Solución

a) N_2: puesto que N_2 está en el estado elemental, se usa la regla 1 para asignar un número de oxidación de 0 a cada átomo N.

$$\underset{0}{N_2}$$

b) NCl_3: a partir de la lista en la regla 4, Cl tiene un número de oxidación de −1. Puesto que la suma de los números de oxidación de N y Cl debe ser cero, el número de oxidación de N se calcula como +3.

N + 3Cl = 0
N + 3(−1) = 0
N − 3 = 0 NCl_3
N = +3 +3 −1

Comprobación: 1N = 1(+3) = +3
3Cl = 3(−1) = −3
Suma = 0

c) ClO_3^-: dado que en la regla 4 O está por arriba de Cl, a O se le asigna un número de oxidación de −2. El número de oxidación de Cl debe calcularse de modo que la suma de los números de asignación sea igual a −1, la carga en el ion poliatómico.

$$\begin{aligned} Cl + 3O &= -1 \\ Cl + 3(-2) &= -1 \\ Cl - 6 &= -1 \quad ClO_3^- \\ Cl &= +5 \quad {}^{+5-2} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Comprobación: } 1Cl &= 1(+5) = +5 \\ 3O &= 3(-2) = -6 \\ \text{Suma} &= -1 \end{aligned}$$

d) SF_6: a partir de la regla 4, a F se le asigna un número de oxidación de −1. Para el compuesto neutro, el número de oxidación de S se calcula como +6.

$$\begin{aligned} S + 6F &= 0 \\ S + 6(-1) &= 0 \\ S - 6 &= 0 \quad SF_6 \\ S &= +6 \quad {}^{+6-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Comprobación: } S &= 1(+6) = +6 \\ 6F &= 6(-1) = -6 \\ \text{Suma} &= 0 \end{aligned}$$

Comprobación de estudio

Asigna números de oxidación a los átomos en cada uno de los siguientes casos:
a) Cl_2O *b*) H_3PO_4 *c*) MnO_4^-

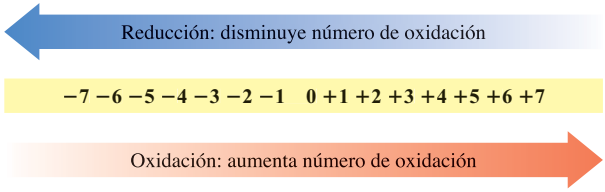
Identificación de oxidación-reducción usando números de oxidación

Terminología de oxidación-reducción

A → *Transferencia* e^- → B

Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
Oxidado	Reducido
Agente reductor	Agente oxidante
Aumenta el número de oxidación	Reducción de número de oxidación

Los números de oxidación se usan para identificar lo que se oxida y lo que se reduce en una reacción. En la oxidación, la pérdida de electrones aumenta el número de oxidación, de modo que sea mayor (más positivo) en el producto que en el reactivo. En la reducción, la ganancia de electrones disminuye el número de oxidación, de modo que es menor (más negativo) en el producto que en el reactivo.



Por ejemplo, los números de oxidación se usan para identificar el elemento que se oxida, el elemento que se reduce, el agente oxidante y el agente reductor en la siguiente reacción:

$$CO_2(g) + H_2(g) \longrightarrow CO(g) + H_2O(g)$$

En H_2, el número de oxidación de H es 0. En H_2O, el número de oxidación de H es +1. En CO_2, CO y H_2O, el número de oxidación de O es −2.

$$\underset{?\ -2}{CO_2(g)} + \underset{0}{H_2(g)} \longrightarrow \underset{?\ -2}{CO(g)} + \underset{+1\ -2}{H_2O(g)}$$

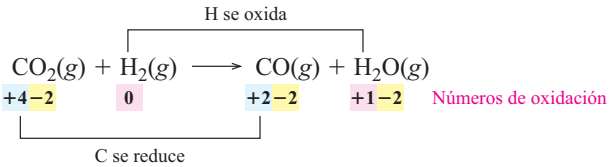
Números de oxidación

Con los valores asignados, el número de oxidación de C se calcula como +4 en CO_2 y +2 en CO.

$$\underset{+4\,-2}{CO_2(g)} + \underset{0}{H_2(g)} \longrightarrow \underset{+2\,-2}{CO(g)} + \underset{+1\,-2}{H_2O(g)}$$

Números de oxidación

En H_2, H se oxida porque su número de oxidación aumenta de 0 en el reactivo a +1 en el producto. En CO_2, C se reduce porque su número de oxidación disminuye de +4 a +2.



Al aceptar electrones, CO_2 es el agente oxidante y H_2 es el agente reductor porque proporciona electrones.

Elemento oxidado	Elemento reducido	Agente oxidante	Agente reductor
H en H_2	C en CO_2	CO_2	H_2

Problema de muestra 15.5 Identificación de sustancias oxidadas y reducidas

En cada uno de los siguientes ejemplos, identifica la sustancia que se oxida, la sustancia que se reduce, el agente oxidante y el agente reductor:

a) $PbO(s) + CO(g) \longrightarrow Pb(s) + CO_2(g)$

b) $2Fe(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2FeCl_3(s)$

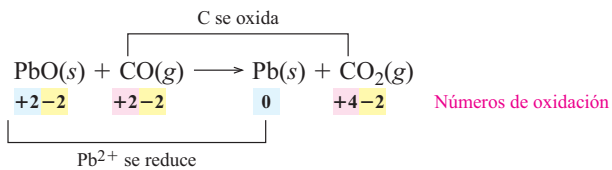
Solución

a) Al átomo O en PbO, CO y CO_2 se le asigna un número de oxidación de −2. Pb, en el estado elemental, tiene un número de oxidación 0.

$$\underset{?\,-2}{PbO(s)} + \underset{?\,-2}{CO(g)} \longrightarrow \underset{0}{Pb(s)} + \underset{?\,-2}{CO_2(g)}$$

Números de oxidación

En PbO, el número de oxidación de Pb se calcula como +2; el número de oxidación de C se calcula como +2 en CO y +4 en CO_2. El C se oxida porque su número de oxidación aumenta. En PbO, Pb se reduce porque su número de oxidación disminuye.



Puesto que Pb^{2+} acepta electrones, PbO es el agente oxidante. El agente reductor es CO porque proporciona electrones.

b) A los átomos de Fe y Cl, en sus estados elementales, se les asigna un número de oxidación 0. Para $FeCl_3$, el número de oxidación −1 se asigna a Cl, lo que da a Fe un número de oxidación +3.

$$\underset{\mathbf{0}}{2Fe(s)} + \underset{\mathbf{0}}{3Cl_2(g)} \longrightarrow \underset{\mathbf{+3\ -1}}{2FeCl_3(s)}$$

Fe se oxida porque su número de oxidación aumenta de 0 a +3. Cl en Cl_2 se reduce porque el número de oxidación de cada átomo de Cl disminuye de 0 a −1.

Fe(*s*) se oxida

$$\underset{\mathbf{0}}{2Fe(s)} + \underset{\mathbf{0}}{3Cl_2(g)} \longrightarrow \underset{\mathbf{+3-1}}{2FeCl_3(s)}$$

Cl se reduce

Puesto que Cl_2 acepta los electrones, Cl_2 es el agente oxidante. Fe es el agente reductor porque proporciona electrones.

Comprobación de estudio

Usa los números de oxidación para identificar las sustancias que se oxidan y reducen y para identificar cuáles son los agentes oxidante y reductor.

$$Zn(s) + CuCl_2(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + Cu(s)$$

Preguntas y problemas — Números de oxidación

15.9 Asigna números de oxidación a cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Cu *b*) F_2 *c*) Fe^{2+} *d*) O_2

15.10 Asigna números de oxidación a cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Al *b*) Al^{3+} *c*) F^- *d*) N_2

15.11 Asigna números de oxidación a todos los elementos en cada uno de los siguientes casos:
a) KCl *b*) MnO_2 *c*) CO *d*) Mn_2O_3

15.12 Asigna números de oxidación a todos los elementos en cada uno de los siguientes casos:
a) H_2S *b*) NO_2 *c*) SF_6 *d*) PCl_3

15.13 Asigna números de oxidación a todos los elementos en cada uno de los siguientes compuestos o iones poliatómicos:
a) $AlPO_4$ *b*) SO_3^{2-} *c*) Cr_2O_3 *d*) NO_3^-

15.14 Asigna números de oxidación a todos los elementos en cada uno de los siguientes compuestos o iones poliatómicos:
a) MnO_4^- *b*) $AlCl_3$ *c*) NH_4^+ *d*) $HBrO_4$

15.15 Asigna números de oxidación a todos los elementos en cada uno de los siguientes compuestos o iones poliatómicos:
a) HSO_4^- *b*) H_3PO_3 *c*) $Cr_2O_7^{2-}$ *d*) Na_2CO_3

15.16 Asigna números de oxidación a todos los átomos en cada uno de los siguientes compuestos o iones poliatómicos:
a) N_2O *b*) LiOH *c*) ClO_4^- *d*) IO_4^-

15.17 ¿Cuál es el número de oxidación del elemento especificado en cada compuesto o ion poliatómico?
a) N en HNO_3 *b*) C en C_3H_6
c) P en K_3PO_4 *d*) Cr en CrO_4^{2-}

15.18 ¿Cuál es el número de oxidación del elemento especificado en cada compuesto o ion poliatómico?
a) C en $ZnCO_3$ *b*) Fe en $Fe(NO_3)_2$
c) Cl en ClF_4^- *d*) S en $S_2O_3^{2-}$

15.19 En cada una de las siguientes reacciones, identifica la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce e identifica los agentes oxidante y reductor:
a) $2NiS(s) + 3O_3(g) \longrightarrow 2NiO(s) + 2SO_2(g)$
b) $Sn^{2+}(ac) + 2Fe^{3+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + 2Fe^{2+}(ac)$
c) $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$
d) $2Cr_2O_3(s) + 3Si(s) \longrightarrow 4Cr(s) + 3SiO_2(s)$

15.20 En cada una de las siguientes reacciones, identifica la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce e identifica los agentes oxidante y reductor:
a) $2HgO(s) \longrightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$
b) $Zn(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$
c) $2Na(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2Na^+(ac) + 2OH^-(ac) + H_2(g)$
d) $6Fe^{2+}(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) \longrightarrow 6Fe^{3+}(ac) + 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$

Meta de aprendizaje

Balancear la ecuación de oxidación-reducción usando el número de oxidación o el método de semi-reacción.

15.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción

Muchas ecuaciones de oxidación-reducción son demasiado complejas como para balancearse mediante inspección. Puesto que los procesos de oxidación y reducción siempre ocurren de manera simultánea, durante la oxidación se pierde el mismo número de electrones que se ganan en la reducción. Este requisito de una igual pérdida y ganancia de electrones se usa para balancear ecuaciones de oxidación-reducción. Los dos métodos de balanceo son el método de número de oxidación y el método de semi-reacción.

Uso de números de oxidación para balancear ecuaciones de oxidación-reducción

El método de número de oxidación consiste de cuatro pasos. A todas las sustancias se asignan números de oxidación con la finalidad de identificar los átomos que se oxidan y reducen. Luego los átomos implicados en la oxidación y la reducción se multiplican por números enteros pequeños para igualar el aumento y la disminución en los números de oxidación. El método de número de oxidación por lo general se usa para balancear ecuaciones escritas en la forma molecular.

Guía para balancear ecuaciones usando números de oxidación

PASO 1
Asigna números de oxidación a todos los elementos.

PASO 2
Identifica los elementos oxidado y reducido a partir de los cambios en los números de oxidación.

PASO 3
Multiplica los cambios en números de oxidación mediante números enteros pequeños para igualar el aumento y la disminución.

PASO 4
Balancea los elementos restantes por inspección.

Problema de muestra 15.6 **Uso de números de oxidación para balancear ecuaciones**

Usa números de oxidación para balancear la siguiente ecuación:

$$FeO(s) + C(s) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

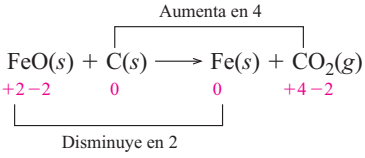
Solución

Con la guía para balancear con números de oxidación, podemos proceder del modo siguiente:

PASO 1 **Asigna números de oxidación a todos los elementos.**

$$\underset{+2\ -2}{FeO(s)} + \underset{0}{C(s)} \longrightarrow \underset{0}{Fe(s)} + \underset{+4\ -2}{CO_2(g)}$$

PASO 2 **Identifica los elementos oxidados y reducidos a partir de los cambios en los números de oxidación.** El número de oxidación de C aumenta de 0 a +4; C se oxida. El número de oxidación de Fe disminuye de +2 a +0; Fe se reduce.

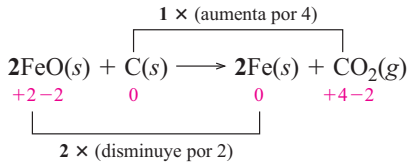


PASO 3 **Multiplica los cambios en los números de oxidación por números enteros pequeños para igualar el aumento y la disminución.** El hierro necesita un factor multiplicador de 2 para igualar el aumento y la disminución de los números de oxidación.

Igualación de cambios en los números de oxidación

	Números de oxidación	Cambio	Factor multiplicador	Total
Oxidación:	C(0) ⟶ C(+4)	4 (aumenta)	× **1**	= 4
Reducción:	Fe(+2) ⟶ Fe(0)	2 (disminuye)	× **2**	= 4

El factor multiplicador de 2 se usa como coeficiente para FeO y Fe. El coeficiente de 1 del factor multiplicador para C y CO_2 se sobrentiende.



PASO 4 **Balancea los elementos restantes por inspección.** Todos los átomos, incluidos los átomos O, se balancean. La ecuación completamente balanceada es

$$2FeO(s) + C(s) \longrightarrow 2Fe(s) + CO_2(g)$$

Comprobación de estudio

Usa números de oxidación para balancear la ecuación para la reacción de oxidación-reducción de

$$Al(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2(g)$$

Problema de muestra 15.7 Balanceo de ecuaciones con números de oxidación

Usa números de oxidación para balancear la ecuación para la reacción de oxidación-reducción de estaño y ácido nítrico.

$$Sn(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow SnO_2(s) + NO_2(g) + H_2O(g)$$

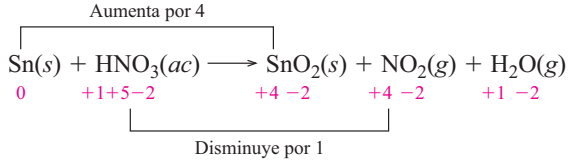
Solución

Con la guía para balancear con números de oxidación, podemos proceder del modo siguiente:

PASO 1 **Asigna números de oxidación a todos los elementos.**

$$\underset{0}{Sn(s)} + \underset{+1+5-2}{HNO_3(ac)} \longrightarrow \underset{+4-2}{SnO_2(s)} + \underset{+4-2}{NO_2(g)} + \underset{+1-2}{H_2O(g)}$$

PASO 2 **Identifica los elementos oxidados y reducidos a partir de los cambios en los números de oxidación.** El número de oxidación de Sn aumenta de 0 a +4; Sn se oxida. El número de oxidación de N disminuye de +5 a +4; N se reduce.



PASO 3 **Multiplica los cambios en números de oxidación por números enteros pequeños para igualar el aumento y la disminución.** El nitrógeno necesita un factor multiplicador de 4 para igualar el aumento y la disminución de los números de oxidación.

Igualación de cambios en número de oxidación

	Números de oxidación	Cambio	Factor multiplicador	Total
Oxidación:	$Sn(0) \longrightarrow Sn(+4)$	4 (aumenta)	$\times$ **1**	$= 4$
Reducción:	$N(+5) \longrightarrow N(+4)$	1 (disminuye)	$\times$ **4**	$= 4$

1 × (Aumenta por 4)

$$\underset{0}{Sn(s)} + \mathbf{4}\underset{+1+5-2}{HNO_3(ac)} \longrightarrow \underset{+4-2}{SnO_2(s)} + \mathbf{4}\underset{+4-2}{NO_2(g)} + \underset{+1-2}{H_2O(g)}$$

4 × (Disminuye por 1)

El factor multiplicador de 4 se usa como coeficiente para HNO_3 y NO_2. El coeficiente de 1 del factor multiplicador para Sn y SnO_2 se sobrentiende.

PASO 4 **Balancea los elementos restantes por inspección.** Los átomos H y O se balancean usando un coeficiente de 2 para H_2O. La ecuación completamente balanceada es

$$Sn(s) + \mathbf{4}HNO_3(ac) \longrightarrow SnO_2(s) + \mathbf{4}NO_2(g) + \mathbf{2}H_2O(g)$$

Comprobación de estudio

Usa números de oxidación para balancear la ecuación para la reacción de oxidación-reducción del óxido de hierro (III) y carbono para formar hierro y dióxido de carbono.

$$Fe_2O_3(s) + C(s) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

Uso de semi-reacciones para balancear ecuaciones de oxidación-reducción

En el **método de semi-reacción,** una reacción de oxidación-reducción se escribe como dos *semi-reacciones*. Conforme cada semi-reacción se balancea para átomos y carga, se vuelve evidente cuál es oxidación y cuál es reducción. Una vez que se igualan la pérdida y ganancia de electrones para las semi-reacciones, se combinan para obtener la ecuación balanceada global. El método de semi-reacción por lo general se usa para balancear ecuaciones que se escriben como ecuaciones iónicas. Considera la reacción entre el metal aluminio y una solución de Cu^{2+}, como se muestra en el problema de muestra 15.8.

Problema de muestra 15.8 **Uso de semi-reacciones para balancear ecuaciones**

Usa semi-reacciones para balancear la siguiente reacción:

$$Al(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Cu(s) + Al^{3+}(ac)$$

Solución

PASO 1 **Escribe las dos semi-reacciones para la ecuación.** La ecuación se divide en dos semi-reacciones, una que contiene Al y la otra que contiene Cu.

$$Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac)$$
$$Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Cu(s)$$

Guía para balancear ecuaciones redox usando semi-reacciones

PASO 1
Escribe dos semi-reacciones para la ecuación.

PASO 2
Balancea los elementos distintos a H y O en cada semi-reacción. Agrega H_2O al lado que necesita O y H^+ al lado que necesita H.

PASO 3
Balancea cada semi-reacción para carga al agregar electrones al lado con más carga positiva.

PASO 4
Multiplica cada semi-reacción por factores que igualan la pérdida y ganancia de electrones.

PASO 5
Suma las semi-reacciones, cancela electrones y combina H_2O y H^+. Comprueba el balance de átomos y carga.

PASO 2 **Balancea los elementos distintos a H y O en cada semi-reacción.** En ambas semi-reacciones, los átomos Al y Cu ya están balanceados.

$$Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac)$$
$$Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Cu(s)$$

PASO 3 **Balancea la carga en cada semi-reacción al agregar electrones al lado con más carga positiva.**

$$\underbrace{Al(s)}_{\text{carga 0}} \longrightarrow \underbrace{Al^{3+}(ac) + 3e^-}_{\text{carga 0}} \quad \text{Oxidación}$$

$$\underbrace{Cu^{2+}(ac) + 2e^-}_{\text{carga 0}} \longrightarrow \underbrace{Cu(s)}_{\text{carga 0}} \quad \text{Reducción}$$

PASO 4 **Multiplica cada semi-reacción por factores que igualen la pérdida y ganancia de electrones.** En la oxidación de Al se pierden 3 electrones, y en la reducción de Cu^{2+} se ganan 2 electrones. Para igualar la pérdida y ganancia de electrones, multiplica la semi-reacción de oxidación por 2 y la semi-reacción de reducción por 3.

$$\mathbf{2} \times [Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3e^-]$$
$$2Al(s) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 6e^- \quad 6e^- \text{ perdido}$$
$$\mathbf{3} \times [Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)]$$
$$3Cu^{2+}(ac) + 6e^- \longrightarrow 3Cu(s) \quad 6e^- \text{ ganado}$$

PASO 5 **Suma las semi-reacciones balanceadas y cancela electrones. Comprueba el balance de átomos y carga.**

$$2Al(s) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 6e^-$$
$$3Cu^{2+}(ac) + 6e^- \longrightarrow 3Cu(s)$$

$$2Al(s) + 3Cu^{2+}(ac) + \cancel{6e^-} \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + \cancel{6e^-} + 3Cu(s)$$

Ecuación balanceada final:

$$2Al(s) + 3Cu^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Cu(s)$$

Comprueba el balance de átomos y carga.

Átomos:	**2Al**	**=**	**2Al**
	3Cu	**=**	**3Cu**
Carga:	**6+**	**=**	**6+**

Comprobación de estudio

Usa el método de semi-reacción para balancear la reacción

$$Zn(s) + Fe^{3+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Fe^{2+}(ac)$$

Problema de muestra 15.9 **Uso de las semi-reacciones para balancear ecuaciones en soluciones ácidas**

Usa las semi-reacciones para balancear la siguiente reacción que tiene lugar en una solución ácida:

$$Fe^{2+}(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + Fe^{3+}(ac)$$

Solución

PASO 1 **Escribe las dos semi-reacciones para la ecuación.** Separamos la ecuación en dos semi-reacciones al escribir una semi-reacción para Fe y una para Mn.

$$Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{3+}(ac)$$
$$MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac)$$

PASO 2 **Balancea los elementos distintos a H y O en cada semi-reacción. En soluciones ácidas, balancea O al agregar H_2O y luego balancea H al agregar H^+.**

$$Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{3+}(ac)$$
$$MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + \mathbf{4H_2O}(l) \qquad H_2O \text{ balancea O}$$
$$\mathbf{8H^+}(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l) \qquad H^+ \text{ balancea H}$$

PASO 3 **Balancea la carga en cada semi-reacción al adicionar electrones al lado con más carga positiva.**

$$Fe^{2+}(ac) \longrightarrow \underbrace{Fe^{3+}(ac) + \mathbf{1}e^-}_{\text{carga } 2+}$$
$$\text{carga } 2+ \quad = \quad \text{carga } 2+$$
$$\underbrace{8H^+(ac) + MnO_4^-(ac) + \mathbf{5}e^-}_{\text{carga } 2+} \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$$
$$\text{carga } 2+ \quad = \quad \text{carga } 2+$$

PASO 4 **Multiplica cada semi-reacción por factores que igualen la pérdida y ganancia de electrones.** La semi-reacción con Fe se multiplica por 5 para igualar la ganancia de $5e^-$ por Mn.

$$\mathbf{5} \times [Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{3+}(ac) + 1e^-]$$
$$\mathbf{5}\,Fe^{2+}(ac) \longrightarrow \mathbf{5}Fe^{3+}(ac) + \mathbf{5}e^- \qquad 5e^- \text{ perdidos}$$
$$8H^+(ac) + MnO_4^-(ac) + \mathbf{5}e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l) \qquad 5e^- \text{ ganados}$$

PASO 5 **Suma las semi-reacciones balanceadas, cancela electrones y combina cualquier H_2O y H^+. Comprueba el balance de átomos y carga.**

$$5Fe^{2+}(ac) \longrightarrow 5Fe^{3+}(ac) + \mathbf{5}e^-$$
$$8H^+(ac) + MnO_4^-(ac) + \mathbf{5}e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$$
$$5Fe^{2+}(ac) + 8H^+(ac) + MnO_4^-(ac) + \cancel{5}e^- \longrightarrow 5Fe^{3+}(ac) + \cancel{5}e^- + Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$$

Ecuación final balanceada:

$$5Fe^{2+}(ac) + 8H^+(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow 5Fe^{3+}(ac) + Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$$

Comprueba el balance de átomos y carga.

Átomos:	**5Fe**	**=**	**5Fe**
	1Mn	**=**	**1Mn**
	8H	**=**	**8H**
	4O	**=**	**4O**
Carga:	**17+**	**=**	**17+**

Comprobación de estudio

Usa las semi-reacciones para balancear las siguientes ecuaciones en solución ácida:

$$NO(g) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow NO_3^-(ac) + MnO_2(s)$$

Problema de muestra 15.10 Uso de las semi-reacciones para balancear ecuaciones en soluciones ácidas

Usa las semi-reacciones para balancear la siguiente reacción que tiene lugar en solución ácida:

$$I^-(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow I_2(s) + Cr^{3+}(ac)$$

Solución

PASO 1 **Escribe las dos semi-reacciones para la ecuación.** Una de las semi-reacciones se escribe para I y la otra para Cr.

$$I^-(ac) \longrightarrow I_2(s)$$
$$Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac)$$

PASO 2 **Balancea los elementos distintos a H y O en cada semi-reacción. En soluciones ácidas, balancea O al adicionar H_2O y luego balancea H al agregar H^+.** Los dos átomos I en I_2 se balancean con un coeficiente de 2 para I^-.

$$2I^-(ac) \longrightarrow I_2(s)$$

Los dos átomos de Cr se balancean con un coeficiente de 2 para Cr^{3+}.

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac)$$
$$\mathbf{14H^+}(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + \mathbf{7H_2O}(l)$$

PASO 3 **Balancea la carga en cada semi-reacción al adicionar electrones al lado con más carga positiva.**

$$\underset{\text{carga } 2-}{2I^-(ac)} \longrightarrow \underbrace{I_2(ac) + \mathbf{2}e^-}_{\text{carga } 2-} \quad (=)$$

$$\underbrace{\mathbf{6}e^- + 14H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac)}_{\text{carga } 6+} \longrightarrow \underset{\text{carga } 6+}{2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)} \quad (=)$$

PASO 4 **Multiplica cada semi-reacción por factores que igualen la pérdida y ganancia de electrones.** La semi-reacción con I se multiplica por 3 para igualar la ganancia de $6e^-$ por Cr.

$$3 \times [2I^-(ac) \longrightarrow I_2(s) + 2e^-]$$
$$6I^-(ac) \longrightarrow 3I_2(s) + \mathbf{6}e^- \qquad 6e^- \text{ perdidos; oxidación}$$
$$\mathbf{6}e^- + 14H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + \mathbf{7H_2O}(l) \qquad 6e^- \text{ ganados; reducción}$$

PASO 5 **Suma las semi-reacciones balanceadas, cancela electrones y combina cualquier H_2O y H^+. Comprueba el balance de átomos y carga.**

$$6I^-(ac) \longrightarrow 3I_2(ac) + \mathbf{6}e^-$$
$$\mathbf{6}e^- + 14H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$$

$$\mathbf{6}e^- + 14H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) + 6I^-(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 3I_2(ac) + 7H_2O(l) + \mathbf{6}e^-$$

Ecuación final balanceada:

$$14H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) + 6I^-(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 3I_2(s) + 7H_2O(l)$$

Comprueba el balance de átomos y carga.

Átomos:	**6I**	**=**	**6I**
	2Cr	**=**	**2Cr**
	14H	**=**	**14H**
	7O	**=**	**7O**
Carga:	**6 +**	**=**	**6 +**

Comprobación de estudio

Usa las semi-reacciones para balancear la siguiente ecuación en solución ácida:

$$Cu^{2+}(ac) + SO_2(g) \longrightarrow Cu(s) + SO_4^{2-}(ac)$$

Preguntas y problemas — Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción

15.21 Usa números de oxidación para balancear las siguientes reacciones:

a) $PbS(s) + O_2(g) \longrightarrow PbO(s) + SO_2(g)$

b) $Fe(s) + Cl_2(g) \longrightarrow FeCl_3(s)$

c) $Al(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + H_2(g)$

15.22 Usa números de oxidación para balancear las siguientes reacciones:

a) $KClO_3(ac) + HBr(ac) \longrightarrow Br_2(l) + KCl(ac) + H_2O(l)$

b) $Cu(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + NO_2(g) + H_2O(l)$

c) $C_2H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

15.23 Balancea cada una de las siguientes semi-reacciones en solución ácida:

a) $Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac)$

b) $Mn^{2+}(ac) \longrightarrow MnO_4^-(ac)$

c) $Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac)$

d) $ClO_3^-(ac) \longrightarrow ClO_2(ac)$

15.24 Balancea cada una de las siguientes semi-reacciones en solución ácida:

a) $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac)$

b) $ClO^-(ac) \longrightarrow Cl^-(ac)$

c) $BrO_3^-(ac) \longrightarrow Br^-(ac)$

d) $MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s)$

15.25 Usa el método de semi-reacción para balancear lo siguiente en solución ácida:

a) $Ag(s) + NO_3^-(ac) \longrightarrow Ag^+(ac) + NO_2(g)$

b) $Fe^{2+}(ac) + ClO_3^-(ac) \longrightarrow Fe^{3+}(ac) + Cl^-(ac)$

c) $NO_3^-(ac) + S(s) \longrightarrow NO(g) + SO_2(g)$

d) $S_2O_3^{2-}(ac) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow S_4O_6^{2-}(ac) + Cu(s)$

e) $PbO_2(s) + Mn^{2+}(ac) \longrightarrow Pb^{2+}(ac) + MnO_4^-(ac)$

15.26 Usa el método de semi-reacción para balancear lo siguiente en solución ácida:

a) $Sn^{2+}(ac) + IO_4^-(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + I^-(ac)$

b) $Al(s) + ClO^-(ac) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + Cl^-(ac)$

c) $Mn(s) + NO_3^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + NO_2(g)$

d) $C_2O_4^{2-}(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow CO_2(g) + Mn^{2+}(ac)$

e) $ClO_3^-(ac) + SO_3^{2-}(ac) \longrightarrow Cl^-(ac) + SO_4^{2-}(ac)$

15.4 Energía eléctrica a partir de reacciones de oxidación-reducción

Meta de aprendizaje

Escribir las semi-reacciones que ocurren en el ánodo y el cátodo de una celda voltaica; escribir la notación de celda abreviada.

Hemos visto que las reacciones de oxidación-reducción implican una transferencia de electrones. Si físicamente separamos una semi-reacción de la otra en un aparato llamado **celda electroquímica,** las dos semi-reacciones todavía pueden ocurrir, pero ahora los electrones deben fluir a través de un circuito externo. Cuando la reacción de oxidación-reducción genera energía eléctrica, la celda se llama **celda voltaica.** En la sección 15.5 describiremos las celdas electroquímicas llamadas *celdas electrolíticas,* que requieren energía eléctrica para hacer que una reacción de oxidación-reducción tenga lugar.

Celdas voltaicas

Cuando un trozo de metal zinc se coloca en una solución de Cu^{2+}, el zinc plateado se recubre con una capa café rojizo de Cu, mientras el color azul (Cu^{2+}) de la solución se desvanece (figura 15.1). La oxidación del metal zinc proporciona electrones para la reducción de los iones Cu^{2+}. Podemos escribir las dos semi-reacciones como

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^- \qquad \text{Oxidación}$$
$$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s) \qquad \text{Reducción}$$

La reacción global es

$$Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(ac)$$

En tanto el metal Zn y los iones Cu^{2+} estén en el mismo contenedor, los electrones se transfieren directamente de Zn a Cu^{2+}. Sin embargo, los componentes de las dos semi-reacciones se pueden colocar en contenedores separados, llamados *semi-celdas*, conectadas mediante un circuito externo. Cuando los electrones fluyen de una semi-celda a la otra, se produce una corriente eléctrica. En cada semi-celda hay una tira de metal, llamada *electrodo,* en contacto con la solución iónica. El electrodo donde la oxidación tiene lugar se llama **ánodo;** el **cátodo** es donde tiene lugar la reducción. En este ejemplo, el ánodo es una tira de metal zinc colocada en una solución de $Zn^{2+}(ZnSO_4)$. El cátodo es una tira de metal cobre colocada en una solución de $Cu^{2+}(CuSO_4)$. En esta celda voltaica, el ánodo Zn y el cátodo Cu se conectan mediante un alambre que permite a los electrones moverse de la semi-celda de oxidación a la semi-celda de reducción (figura 15.2).

El circuito se completa mediante un *puente de salino* que contiene iones positivos y negativos que se colocan en las soluciones de las semi-celdas. El propósito del puente de salino es proporcionar iones, como iones Na^+ y SO_4^{2-}, para mantener un balance eléctrico en cada solución de la semi-celda. Conforme ocurre la oxidación en el ánodo Zn, hay un aumento en iones Zn^{2+}, que se balancea mediante aniones SO_4^{2-} del puente de salino. En el cátodo hay una pérdida de carga positiva conforme Cu^{2+} se reduce a Cu, que se balancea mediante SO_4^{2-} en la solución que se mueve hacia el puente de salino y el Na^+ sale hacia la solución. El circuito completo implica el flujo de electrones del ánodo al cátodo y el flujo de aniones de la solución cátodo a la solución ánodo.

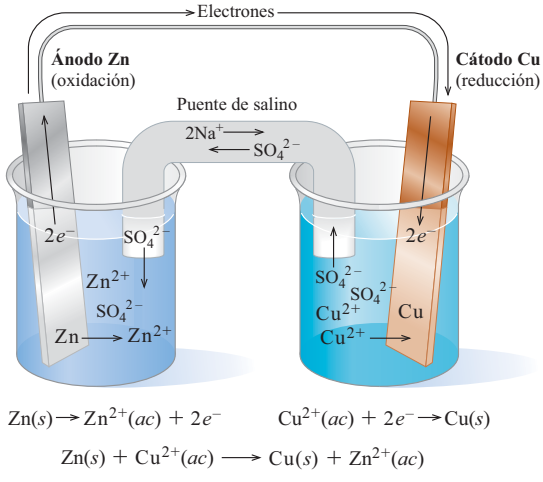


Figura 15.2 En esta celda voltaica, el ánodo Zn está en una solución de Zn^{2+}, y el cátodo Cu está en una solución de Cu^{2+}. Los electrones producidos por la oxidación de Zn se mueven fuera del ánodo Zn a través del alambre y hacia el cátodo Cu donde reducen Cu^{2+} a Cu. Conforme los electrones fluyen a través del alambre, el circuito se completa mediante el flujo de SO_4^{2-} a través del puente de salino.

P *¿Cuál electrodo será más pesado cuando termine la reacción?*

el lugar de la Química
TUTORIAL WEB
FEM en serie

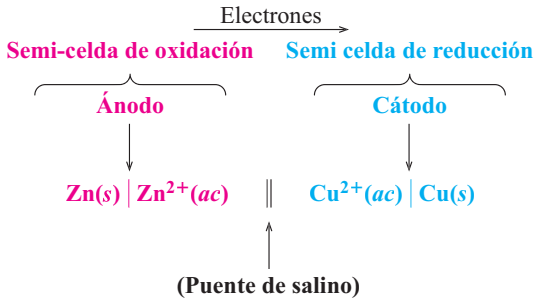
Ánodo es donde
tiene lugar la oxidación
se generan electrones
$\left.\right\}$ $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$

Cátodo es donde
tiene lugar la reducción
se consumen electrones
$\left.\right\}$ $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$

Mientras los electrones fluyen del ánodo, a través del alambre, al cátodo, se produce una corriente eléctrica. Con el tiempo, la pérdida de Zn reduce la masa del ánodo Zn, mientras la formación de Cu aumenta la masa del cátodo Cu. Puedes diagramar la celda usando una notación abreviada como la siguiente:

$$Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac) \parallel Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$$

Los componentes de la semi-celda de oxidación (ánodo) se escriben en el lado izquierdo en esta notación abreviada, y los componentes de la semi-celda de reducción (cátodo) se escriben a la derecha. Una sola línea vertical separa el ánodo Zn sólido de la solución iónica Zn^{2+} y la solución Cu^{2+} del cátodo Cu. Una doble línea vertical separa las dos semi-celdas. Leer la notación de izquierda a derecha indica que Zn se oxida a Zn^{2+} y Cu^{2+} se reduce a Cu conforme los electrones se mueven de izquierda a derecha a través del alambre.



En algunas celdas voltaicas no hay componentes en las semi-reacciones que pueda usarse como electrodo. Cuando es el caso, para la transferencia de electrones se usan electrodos de grafito o platino. Si en una celda hay dos componentes iónicos, sus símbolos se separan mediante una coma. Por ejemplo, supón que una celda voltaica consiste de un ánodo de platino colocado en una solución de Sn^{2+} como $Sn(NO_3)_2$ y un cátodo de plata colocado en una solución de Ag^+ como $AgNO_3$. La notación para la celda se escribiría como

$$Pt(s) \mid Sn^{2+}(ac), Sn^{4+}(ac) \parallel Ag^+(ac) \mid Ag(s)$$

La reacción de oxidación en el ánodo es

$$Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + 2e^-$$

La reacción de reducción en el cátodo es

$$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$$

Para balancear la reacción global de la celda, multiplicamos la reducción del cátodo por 2 y combinamos las dos semi-reacciones.

$$\begin{array}{ll} 2Ag^+(ac) + \mathbf{2}\boldsymbol{e}^- & \longrightarrow 2Ag(s) \\ Sn^{2+}(ac) & \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + \mathbf{2}\boldsymbol{e}^- \\ \hline Sn^{2+}(ac) + 2Ag^+(ac) & \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + 2Ag(s) \end{array}$$

Para operar la celda, un alambre conecta el ánodo Pt y el cátodo Ag, y un puente de salino se coloca en las soluciones de Sn^{2+} y Ag^{+}.

Problema de muestra 15.11 **Esquema de formación de una celda voltaica**

Una celda voltaica consiste de un ánodo de hierro (Fe) en una solución de Fe^{2+} [$Fe(NO_3)_2$] y un cátodo de estaño (Sn) que se coloca en una solución de Sn^{2+} [$Sn(NO_3)_2$]. Escribe la notación de celda, las semi-reacciones de oxidación y reducción y la reacción global de la celda.

Solución

La notación para la celda se escribiría como

$$Fe(s) \,|\, Fe^{2+}(ac) \,||\, Sn^{2+}(ac) \,|\, Sn(s)$$

La reacción de oxidación en el ánodo es

$$Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^{-}$$

La reacción de reducción en el cátodo es

$$Sn^{2+}(ac) + 2e^{-} \longrightarrow Sn(s)$$

Para escribir la reacción global de la celda, combinamos las dos semi-reacciones.

$$\begin{array}{ll} Fe(s) & \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^{-} \\ Sn^{2+}(ac) + 2e^{-} & \longrightarrow Sn(s) \\ \hline Fe(s) + Sn^{2+}(ac) & \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Sn(s) \end{array}$$

Para operar la celda, un alambre conecta el ánodo Fe y el cátodo Sn, y un puente de salino se coloca en las soluciones de Fe^{2+} y Sn^{2+}.

Comprobación de estudio

Escribe las semi-reacciones y la reacción global de la celda para la siguiente notación de una celda voltaica:

$$Co(s) \,|\, Co^{2+}(ac) \,||\, Cu^{2+}(ac) \,|\, Cu(s)$$

Prevención de corrosión

La corrosión de los metales ha sido uno de los principales problemas durante siglos. Puesto que muchos materiales de construcción utilizan hierro o hierro y carbono (acero), la corrosión del hierro deteriora la fortaleza de vigas, automóviles y barcos. Los edificios pueden colapsar, se pueden hacer hoyos en los cascos de los barcos y las tuberías subterráneas se desmoronan. Cada año se gastan muchos miles de millones de dólares para evitar la corrosión y reparar los materiales de construcción hechos de hierro. Una forma de evitar la corrosión es pintar los puentes, autos y barcos con pinturas que contengan materiales que sellen la superficie de hierro del H_2O y el O_2. Pero es necesario repintar con frecuencia y un raspón en la pintura expone el hierro, que luego comienza a oxidarse.

Una forma más efectiva de evitar la corrosión es colocar el hierro en contacto con un metal que sustituya la región de ánodo del hierro. Los metales como Zn, Mg o Al pierden electrones más fácilmente que el hierro. Cuando uno de dichos metales está en contacto con el hierro, el metal actúa como el ánodo en lugar del hierro. Por ejemplo, en un proceso llamado *galvanización,* un objeto hecho de hierro se recubre con zinc, el cual se convierte en el ánodo porque pierde electrones más fácilmente que el Fe. En tanto el Fe no actúe como ánodo, no se formará óxido.

NOTA QUÍMICA

CORROSIÓN: OXIDACIÓN DE METALES

Los metales utilizados en los materiales de construcción, como el hierro, con el tiempo se oxidan, lo que causa su deterioro. Conocido como *corrosión*, este proceso resulta en óxido y otra corrosión en autos, puentes, barcos y tuberías subterráneas.

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

Óxido

La formación de óxido requiere oxígeno y agua. El proceso de formación de óxido necesita un ánodo y un cátodo en diferentes lugares sobre la superficie de un trozo de hierro. En un área de la superficie del hierro, llamada región ánodo, tiene lugar la semi-reacción de oxidación (figura 15.3).

Ánodo (oxidación): $Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^-$

o $\quad 2Fe(s) \longrightarrow 2Fe^{2+}(ac) + 4e^-$

Los electrones se mueven a través del metal hierro del ánodo a un área llamada región cátodo, donde el oxígeno disuelto en agua se reduce a agua.

Cátodo (reducción):
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$

Al combinar las semi-reacciones que ocurren en las regiones ánodo y cátodo, podemos escribir el proceso global de oxidación-reducción.

$$2Fe(s) + O_2(g) + 4H^+(ac) \longrightarrow 2Fe^{2+}(ac) + 2H_2O(l)$$

La formación de óxido ocurre conforme los iones Fe^{2+} salen de la región ánodo y entran en contacto con oxígeno disuelto (O_2). El Fe^{2+} se oxida para dar Fe^{3+}, que reacciona con oxígeno para formar óxido.

$$4Fe^{2+}(ac) + O_2(g) + 4H_2O(l) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s) + 8H^+(ac)$$

Óxido

Podemos escribir la formación de óxido comenzando con Fe sólido que reacciona con O_2 del modo siguiente. No hay H^+ en la ecuación global porque H^+ se usó y se produjo en iguales cantidades.

Corrosión de hierro
$$4Fe(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2Fe_2O_3(s)$$
Óxido

Otros metales como aluminio, cobre y plata también experimentan corrosión, pero a una velocidad más lenta que el hierro. La oxidación de Al en la superficie de un objeto de aluminio produce Al^{3+}, que reacciona con oxígeno en el aire para formar un recubrimiento protector de Al_2O_3, el cual evita cualquier oxidación ulterior del aluminio, que está abajo de él.

$$Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3e^-$$

Cuando el cobre se usa en un domo o un capitel, se oxida a Cu^{2+}, que se convierte en una pátina verde de $Cu_2(OH)_2CO_3$.

$$Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2e^-$$

Cuando se usan platos y utensilios de plata, el ion Ag^+ de la oxidación reacciona con sulfuros en los alimentos para formar Ag_2S, lo que se conoce como "perder el lustre".

$$Ag(s) \longrightarrow Ag^+(ac) + e^-$$

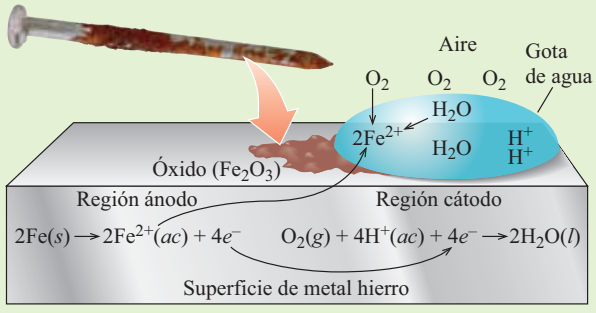
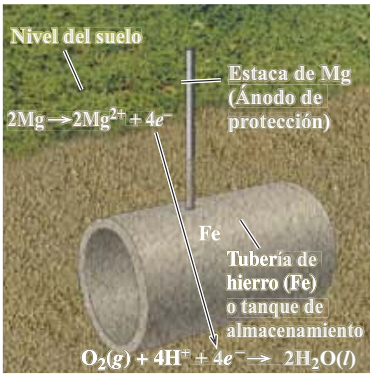


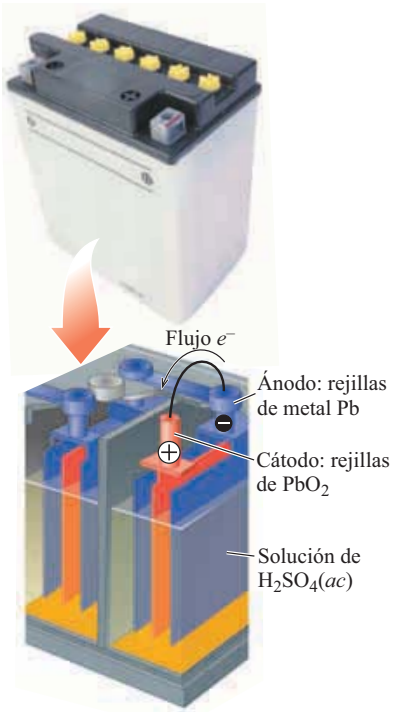
Figura 15.3 El óxido se forma cuando las regiones en la superficie del metal hierro establecen una celda electroquímica. Los electrones de la oxidación de Fe fluyen de la región del ánodo a la del cátodo, donde el oxígeno se reduce. Conforme los iones Fe^{2+} entran en contacto con O_2 y H_2O, se forma óxido.

P *¿Por qué deben estar presentes O_2 y H_2O para la corrosión del hierro?*



En un método llamado protección catódica, estructuras tales como tuberías de hierro y contenedores de almacenamiento subterráneos se ponen en contacto con un trozo de metal como Mg, Al o Zn. De nuevo, dado que estos metales pierden electrones más fácilmente que el Fe, se convierten en el ánodo, y por tanto evitan la oxidación del hierro. En tanto el hierro actúa sólo como un cátodo para la reducción de $O_2(g)$, el hierro no se corroerá. Por ejemplo, una placa de magnesio soldada o atornillada al casco de un barco pierde electrones más fácilmente que el hierro o el acero y protege el casco de la oxidación. Ocasionalmente, una nueva placa de magnesio se adhiere para reemplazar el magnesio conforme se agota. Las estacas de magnesio colocadas en el suelo se conectan a tuberías y contenedores subterráneos para evitar el daño por corrosión.

$$Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^-$$



Baterías

Las baterías son necesarias para activar un teléfono celular, un reloj o una calculadora. También para arrancar automóviles y hacer que las linternas produzcan luz. Dentro de cada una de estas baterías hay celdas voltaicas que producen energía eléctrica. Observa algunos ejemplos de baterías usadas comúnmente.

1. Una *batería de almacenamiento de plomo* se usa para operar el sistema eléctrico de un automóvil. Necesitamos una batería de automóvil para arrancar el motor, encender las luces y operar la radio. Si la batería se agota, el automóvil no arrancará y las luces no encenderán. Una batería de auto o una batería de almacenamiento de plomo es un tipo de celda voltaica. En una batería común de 12 V hay seis celdas voltaicas unidas. Cada una consiste de una placa de plomo (Pb), que actúa como el ánodo, y una placa de óxido de plomo (IV) (PbO_2), que actúa como cátodo. Ambas semi-celdas contienen una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Cuando la batería del automóvil produce energía eléctrica (descarga), tiene lugar la siguiente semi-reacción:

Ánodo (oxidación):

$$Pb(s) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow PbSO_4(s) + \mathbf{2}e^-$$

Cátodo (reducción)

$$PbO_2(s) + 4H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$$

Reacción global de la celda:

$$Pb(s) + PbO_2(s) + 4H^+(ac) + 2SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow 2PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$$

En ambas semi-reacciones se produce Pb^{2+} y se combina con SO_4^{2-} para formar una sal insoluble, $PbSO_4(s)$. Conforme se usa la batería de un auto, hay una acumulación de $PbSO_4$ en los electrodos. Al mismo tiempo, hay una disminución en las concentraciones de los componentes del ácido sulfúrico, H^+ y SO_4^{2-}. Conforme avanza el auto, la batería se recarga continuamente mediante un alternador, que es activado por el motor. Las reacciones de recarga restauran los electrodos de Pb y PbO_2, así como el H_2SO_4. Sin recarga, la batería del auto no puede continuar produciendo energía eléctrica.

2. Las *pilas secas* se usan en calculadoras, relojes, linternas y juguetes operados con baterías. El término *seca* describe una batería que usa una pasta en lugar de una solución acuosa. Las pilas secas pueden ser *ácidas* o *alcalinas*. En una pila seca ácida, el ánodo es una envoltura de metal zinc que contiene una pasta de MnO_2, NH_4Cl, $ZnCl_2$, H_2O y almidón. Dentro de esta mezcla de electrolito MnO_2 hay un cátodo de grafito.



Ánodo (oxidación): $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + \mathbf{2}e^-$

Cátodo (reducción): $2MnO_2(s) + 2NH_4^+(ac) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow Mn_2O_3(s) + 2NH_3(ac) + H_2O(l)$

Reacción global de la celda: $Zn(s) + 2MnO_2(s) + 2NH_4^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Mn_2O_3(s) + 2NH_3(ac) + H_2O(l)$

Una batería alcalina tiene componentes similares, excepto que NaOH o KOH sustituyen el electrolito NH_4Cl. Bajo condiciones básicas, el producto de oxidación es óxido de zinc (ZnO). Las baterías alcalinas tienden a ser más costosas, pero duran más tiempo y producen más potencia que las baterías secas ácidas.

Ánodo (oxidación): $Zn(s) + 2OH^-(ac) \longrightarrow ZnO(s) + H_2O(l) + \mathbf{2}e^-$

Cátodo (reducción): $2MnO_2(s) + H_2O(l) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow Mn_2O_3(s) + 2OH^-(ac)$

Reacción global de la celda: $Zn(s) + 2MnO_2(s) \longrightarrow ZnO(s) + Mn_2O_3(s)$

3. Las *baterías de mercurio y litio* son similares a las baterías secas alcalinas. Por ejemplo, una batería de mercurio tiene un ánodo de zinc, pero el cátodo es acero en una mezcla de HgO, KOH y $Zn(OH)_2$. El producto reducido Hg es tóxico y un peligro ambiental. Las baterías de mercurio vienen con advertencias en la etiqueta y se deben desechar de manera adecuada.

Ánodo (oxidación): $Zn(s) + 2OH^-(ac) \longrightarrow ZnO(s) + H_2O(l) + \mathbf{2}e^-$

Cátodo (reducción): $HgO(s) + H_2O(l) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow Hg(l) + 2OH^-(ac)$

Reacción global de la celda: $Zn(s) + HgO(s) \longrightarrow ZnO(s) + Hg(l)$

En una batería de litio, el ánodo es litio y no zinc. El litio es menos denso que el zinc y una batería de litio se puede hacer más pequeña.

4. Las *baterías de níquel-cadmio (NiCad)* se pueden recargar. Usan un ánodo de cadmio y un cátodo de óxido de níquel sólido NiO(OH)(*s*).

Ánodo (oxidación): $Cd(s) + 2OH^-(ac) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + \mathbf{2}e^-$

Cátodo (reducción): $2NiO(OH)(s) + 2H_2O(l) + \mathbf{2}e^- \longrightarrow 2Ni(OH)_2(s) + 2OH^-(ac)$

Reacción global de la celda: $Cd(s) + 2NiO(OH)(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + 2Ni(OH)_2(s)$

Las baterías NiCd son costosas, pero se pueden recargar muchas veces. Un cargador proporciona una corriente eléctrica que convierte otra vez el $Cd(OH)_2$ sólido y los productos de $Ni(OH)_2$ en los reactivos necesarios para la oxidación y reducción.



Problema de muestra 15.12 **Baterías**

La siguiente semi-reacción tiene lugar en una batería seca utilizada en los radios portátiles y linternas:

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$$

a) ¿esta semi-reacción es una oxidación o una reducción? ¿Por qué?
b) ¿qué sustancia se oxida o reduce? ¿Por qué?
c) ¿en cuál electrodo ocurre esta semi-reacción?

Solución

a) esta semi-reacción es una oxidación porque se pierden electrones
b) Zn(*s*) se oxida porque pierde electrones
c) la oxidación tiene lugar en el ánodo

Comprobación de estudio

En la semi-reacción descrita en el problema de muestra 15.12, ¿el electrodo donde tiene lugar la semi-reacción pierde o gana masa? ¿Por qué?

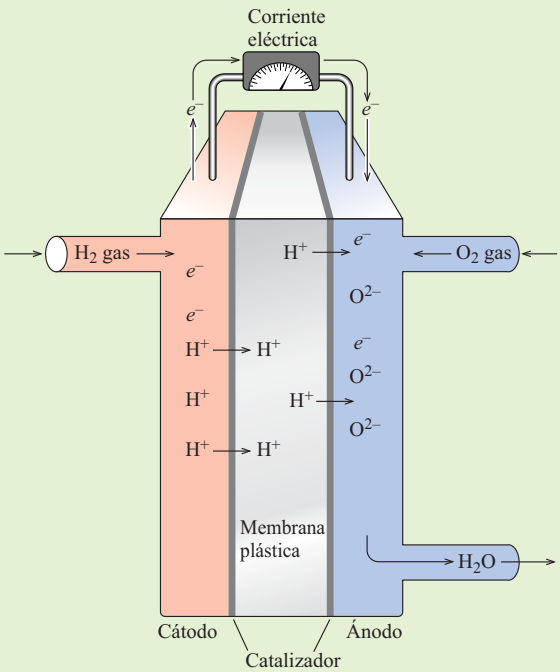
NOTA QUÍMICA

CELDAS DE COMBUSTIBLE: ENERGÍA LIMPIA PARA EL FUTURO

Las celdas de combustible son de interés para los científicos porque proporcionan una fuente alternativa de energía eléctrica que es más eficiente, no agotan las reservas de petróleo y genera productos que no contaminan la atmósfera. Las celdas de combustible se consideran como una forma limpia de producir energía.

Como otras celdas, una celda de combustible consiste de un ánodo y un cátodo conectados mediante un alambre. Pero, a diferencia de otras celdas, los reactivos entran continuamente en la celda de combustible para producir energía, y ésta proporciona corriente eléctrica siempre que se suministren los combustibles. En automóviles prototipo se ha usado un tipo de celda de combustible hidrógeno-oxígeno. En esta celda de hidrógeno, el gas entra a la celda de combustible y se pone en contacto con un catalizador de platino incrustado en una membrana plástica. El catalizador auxilia en la oxidación de los átomos de hidrógeno a protones y electrones (figura 15.4).

$$2H_2(g) \longrightarrow 4H^+(ac) + 4e^- \qquad \text{Oxidación}$$



Oxidación
$H_2(g) \longrightarrow 4H^+(ac) + 4e^-$

Reducción
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$

Figura 15.4 Con un suministro de hidrógeno y oxígeno, una celda de combustible puede generar electricidad de manera continua.

P *En la mayoría de las celdas electroquímicas, los electrodos finalmente se agotan. ¿Esto es verdadero para una celda de combustible? ¿Por qué sí o por qué no?*

Los electrones producen una corriente eléctrica conforme viajan a través del alambre del ánodo al cátodo. Los protones fluyen a través de la membrana plástica hacia el cátodo. En el cátodo, las moléculas de oxígeno se reducen a iones óxido que se combinan con los protones para formar agua.

$$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l) \qquad \text{Reducción}$$

La reacción global de la celda de combustible hidrógeno-oxígeno se escribe como

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$$

Las celdas de combustible ya se han utilizado para impulsar el transbordador espacial y pronto podrían estar disponibles para producir energía para automóviles y autobuses. Uno de los principales inconvenientes al uso práctico de las celdas de combustible es el impacto económico de convertir los automóviles para que funcionen con celda de combustible. El almacenamiento y costo de producir hidrógeno también son problemas. Algunos fabricantes experimentan con sistemas que convierten gasolina o metanol a hidrógeno para uso inmediato en celdas de combustible.



En los hogares, las celdas de combustible algún día sustituirán a las baterías actuales para proporcionar potencia eléctrica para teléfonos celulares, reproductores de CD y DVD, así como computadoras laptop. El diseño de la celda de combustible todavía está en fase de prototipo, aunque hay mucho interés en su desarrollo. Ya sabemos que pueden funcionar, pero todavía se deben hacer modificaciones antes de que tengan un precio razonable y sean parte de nuestras vidas cotidianas.

Preguntas y problemas **Energía eléctrica a partir de reacciones de oxidación-reducción**

15.27 Escribe las semi-reacciones y la reacción global de la celda a partir de los siguientes diagramas de celda voltaica:
a) $Pb(s) \mid Pb^{2+}(ac) \,||\, Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$
b) $Cr(s) \mid Cr^{2+}(ac) \,||\, Ag^{+}(ac) \mid Ag(s)$

15.28 Escribe las semi-reacciones y la reacción global de la celda a partir de los siguientes diagramas de celda voltaica:
a) $Al(s) \mid Al^{3+}(ac) \,||\, Cd^{2+}(ac) \mid Cd(s)$
b) $Sn(s) \mid Sn^{2+}(ac) \,||\, Fe^{3+}(ac), Fe^{2+}(ac) \mid C$ (grafito)

15.29 Describe la celda voltaica y los componentes de las semi-celdas y escribe la notación abreviada para las siguientes reacciones de oxidación-reducción:
a) $Cd(s) + Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Cd^{2+}(ac) + Sn(s)$
b) $Zn(s) + Cl_2(g) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2Cl^{-}(ac)$
(cátodo de grafito C)

15.30 Describe la celda voltaica y los componentes de las semi-celdas y escribe la notación abreviada para las siguientes reacciones de oxidación-reducción:
a) $Mn(s) + Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + Sn(s)$
b) $Ni(s) + 2Ag^{+}(ac) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2Ag(s)$

15.31 La siguiente semi-reacción tiene lugar en una batería níquel-cadmio utilizada en un taladro inalámbrico:

$$Cd(s) + 2OH^{-}(ac) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + 2e^{-}$$

a) la semi-reacción, ¿es una oxidación o una reducción?
b) ¿qué sustancia se oxida o reduce?
c) ¿en cuál electrodo ocurriría esta semi-reacción?

15.32 La siguiente semi-reacción tiene lugar en una batería de mercurio utilizada en los auxiliares auditivos:

$$HgO(s) + H_2O(l) + 2e^{-} \longrightarrow Hg(l) + 2OH^{-}(ac)$$

a) la semi-reacción, ¿es una oxidación o una reducción?
b) ¿qué sustancia se oxida o reduce?
c) ¿en cuál electrodo ocurriría esta semi-reacción?

15.33 La siguiente semi-reacción tiene lugar en una batería de mercurio utilizada en los marcapasos y relojes:

$$Zn(s) + 2OH^{-}(ac) \longrightarrow ZnO(s) + H_2O(l) + 2e^{-}$$

a) la semi-reacción, ¿es una oxidación o una reducción?
b) ¿qué sustancia se oxida o reduce?
c) ¿en cuál electrodo ocurriría esta semi-reacción?

15.34 La siguiente semi-reacción tiene lugar en una batería de almacenamiento de plomo que se utiliza en automóviles:

$$Pb(s) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2e^{-}$$

a) la semi-reacción, ¿es una oxidación o una reducción?
b) ¿qué sustancia se oxida o reduce?
c) ¿en cuál electrodo ocurriría esta semi-reacción?

15.5 Reacciones de oxidación-reducción que requieren energía eléctrica

Meta de aprendizaje

Describir las semi-reacciones y las reacciones globales que ocurren en las celdas electrolíticas.



En la sección anterior observamos reacciones de oxidación-reducción espontáneas. En cada ejemplo, el reactivo que pierde electrones más fácilmente se oxida. Por ejemplo, en la celda $Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac) \,||\, Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$, la reacción fue espontánea porque Zn se oxida más fácilmente que Cu. Cuando colocamos una tira de metal zinc en una solución de Cu^{2+}, el metal Cu café rojizo se acumula en la tira de Zn de acuerdo con la siguiente reacción espontánea:

$$Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(ac) \qquad \text{Espontánea}$$

Supón que queremos que ocurra la reacción inversa. Si colocamos una tira de metal Cu en una solución de Zn^{2+}, nada ocurrirá. La reacción no corre espontáneamente en la dirección inversa porque el Cu no pierde electrones tan fácilmente como Zn. Podemos determinar la dirección de una reacción espontánea a partir de la serie de actividad para los metales y $H_2(g)$, que clasifica los metales, y H_2 en términos de cuán fácilmente pierden electrones. Los metales que pierden electrones más fácilmente se colocan en la parte superior, y los metales que no pierden electrones fácilmente están en la parte baja. También encontraríamos que los metales cuyos iones ganan electrones con facilidad están en la parte baja. Por tanto, los metales que se oxidan más fácil están sobre los metales cuyos iones se reducen más fácil. El metal que pierde electrones más fácilmente se llama metal *más activo*; el metal que pierde electrones con dificultad se considera *menos activo* (tabla 15.2). Los metales que se mencionan debajo de $H_2(g)$ no reaccionarán con el H^+ de los ácidos.

Tabla 15.2 Serie de actividad para algunos metales

	Metal		Ion
Más activo	$Li(s)$	$\longrightarrow$	$Li^+(ac) + e^-$
	$K(s)$	$\longrightarrow$	$K^+(ac) + e^-$
	$Ca(s)$	$\longrightarrow$	$Ca^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Na(s)$	$\longrightarrow$	$Na^+(ac) + e^-$
	$Mg(s)$	$\longrightarrow$	$Mg^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Al(s)$	$\longrightarrow$	$Al^{3+}(ac) + 3e^-$
	$Zn(s)$	$\longrightarrow$	$Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Cr(s)$	$\longrightarrow$	$Cr^{3+}(ac) + 3e^-$
	$Fe(s)$	$\longrightarrow$	$Fe^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Ni(s)$	$\longrightarrow$	$Ni^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Sn(s)$	$\longrightarrow$	$Sn^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Pb(s)$	$\longrightarrow$	$Pb^{2+}(ac) + 2e^-$
	$H_2(g)$	$\longrightarrow$	$2H^+(ac) + 2e^-$
	$Cu(s)$	$\longrightarrow$	$Cu^{2+}(ac) + 2e^-$
	$Ag(s)$	$\longrightarrow$	$Ag^+(ac) + e^-$
Menos activo	$Au(s)$	$\longrightarrow$	$Au^{3+}(ac) + 3e^-$

De acuerdo con la serie de actividad, un metal se oxidará espontáneamente cuando se combine con los iones de cualquier metal por debajo de él en la lista. Para la celda voltaica de $Zn(s) \mid Zn^{2+}(ac) \parallel Cu^{2+}(ac) \mid Cu(s)$, Zn está arriba de Cu en la serie de actividad. Esto significa que la dirección espontánea de la reacción de oxidación-reducción es que el Zn más activo pierda electrones y que el Cu^{2+} los gane para formar el metal menos activo Cu. Nada ocurre cuando una tira de Cu se coloca en Zn^{2+} porque Cu no es tan activo como Zn.

$$Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s) \quad \text{Espontánea}$$

Más activo $\Longrightarrow$ Menos activo

Podemos usar la serie de actividad para ayudarnos a predecir la dirección de la reacción espontánea. Supón que tenemos dos matraces. En uno colocamos una tira de Zn en una solución con iones Al^{3+}. En el otro colocamos una tira de Al en una solución con iones Zn^{2+}. ¿Cómo podemos predecir si ocurrirá o no una reacción? Al observar la serie de actividad vemos que Al se menciona arriba de Zn, lo que significa que Al es el metal más activo y pierde electrones más fácilmente que Zn. Por tanto, predecimos las siguientes semi-reacciones y ocurrirá la reacción global:

$$\begin{array}{lll} \text{Metal más activo:} & Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3e^- & \text{Espontánea} \\ \text{Metal menos activo:} & Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s) & \text{Espontánea} \\ \hline & 2Al(s) + 3Zn^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Zn(s) & \text{Espontánea} \end{array}$$

Más activo $\Longrightarrow$ Menos activo

Por tanto, habrá un recubrimiento de Zn en la tira de Al conforme tenga lugar la reacción de oxidación-reducción. En el matraz que contiene la tira de Zn y los iones Al^{3+} no ocurrirá reacción espontáneamente.

Podemos ver la actividad de los metales cuando varios tipos de metales se colocan en ácido clorhídrico (HCl). Supón que colocamos una tira de Zn, una de Mg y una de Cu en tres matraces, cada uno con HCl. En la serie de actividad, Zn

y Mg están arriba de H_2, y Cu está abajo. Las tiras de Mg y Zn desaparecen conforme se oxidan, mientras que la reacción de H^+ produce muchas burbujas de H_2. La tira de Cu no reacciona con HCl, lo que significa que el metal Cu permanece intacto en la solución de HCl y no se forman burbujas de H_2.

Problema de muestra 15.13 **Predicción de reacciones espontáneas**

Una tira de Cr se coloca en un matraz que contiene una solución de iones Ag^+. En otro matraz se coloca una tira de Ag en una solución con iones Cr^{3+}. Escribe las semi-reacciones y la ecuación global para la reacción espontánea que tiene lugar.

Solución

Al observar la serie de actividad en la tabla 15.2, vemos que Cr se menciona arriba de Ag, lo que significa que Cr es el metal más activo y pierde electrones más fácilmente que Ag. Por tanto, predecimos las siguientes semi-reacciones y la reacción global que ocurrirá:

Metal más activo: $Cr(s) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + 3e^-$ Espontánea

Metal menos activo: $Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$ Espontánea

$Cr(s) + 3Ag^+(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + 3Ag(s)$ Espontánea

Más activo ⟹ Menos activo

Comprobación de estudio

Predice si cada una de las siguientes reacciones ocurrirá espontáneamente:

a) $Sn(s) + Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Fe(s) + Sn^{2+}(ac)$

b) $3Mg(s) + 2Cr^{3+}(ac) \longrightarrow 2Cr(s) + 3Mg^{2+}(ac)$

Celdas electrolíticas

Supón que intentamos reducir Zn^{2+} a Zn en la presencia de Cu y Cu^{2+}. Cuando observamos la serie de actividad, vemos que Cu está abajo de Zn. Esto significa que la reacción de oxidación-reducción en esta dirección no es espontánea.

$Cu(s) + Zn^{2+}(ac) \longrightarrow Zn(s) + Cu^{2}(ac)$ No espontánea

Menos activo Más activo

Para hacer que tenga lugar una reacción no espontánea, necesitamos utilizar una corriente eléctrica, que es un proceso conocido como **electrólisis**. Una **celda electrolítica** es una celda electroquímica en la que la energía eléctrica se usa para impulsar una reacción de oxidación-reducción no espontánea. Podemos pensar en los reactivos en las reacciones de oxidación-reducción espontáneas (celdas voltaicas) como elementos rodando por una colina desde la energía más alta a la más baja, lo que produce energía eléctrica. En las celdas electrolíticas, la energía se debe proporcionar por una fuente de energía externa para empujar los reactivos hacia arriba de la colina, de menor a mayor energía (figura 15.5).

Potencia eléctrica ⟹

$Cu(s) + Zn^{2+}(ac) \longrightarrow Zn(s) + Cu^{2+}(ac)$ No espontánea como se escribe

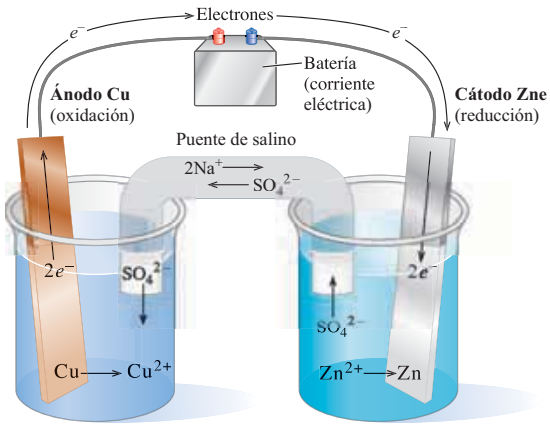


Figura 15.5 En una celda electrolítica, el ánodo Cu está en una solución de Cu^{2+}, y el cátodo Zn está en una solución de Zn^{2+}. Los electrones proporcionados por una batería reducen Zn^{2+} a Zn e impulsan la oxidación de Cu a Cu^{2+} en el ánodo Cu.

P *¿Por qué se necesita una corriente eléctrica para hacer que ocurra la reacción de Cu(s) y Zn^{2+}?*

$$Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2e^- \qquad Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$$

$$Cu(s) + Zn^{2+}(ac) \longrightarrow Zn(s) + Cu^{2+}(ac)$$

Electrólisis de cloruro de sodio

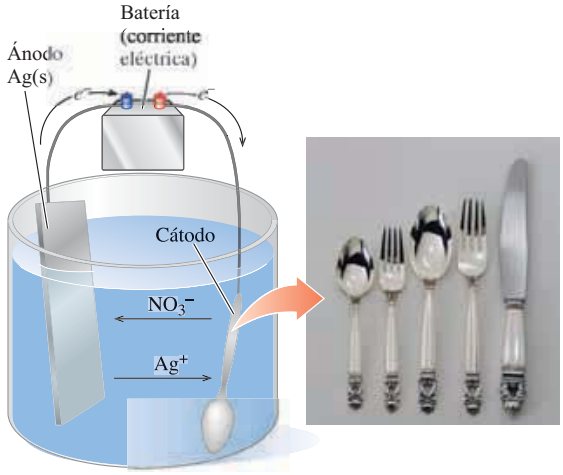
Cuando el cloruro de sodio fundido se electroliza, los productos son metal sodio y gas cloro. En esta celda electrolítica, los electrodos se colocan en la mezcla de Na^+ y Cl^- y se conectan a una batería. En esta celda, los productos se separan para evitar que reaccionen espontáneamente uno con otro. Conforme los electrones fluyen hacia el cátodo, Na^+ se reduce a metal sodio. Al mismo tiempo, los electrones dejan el ánodo conforme Cl^- se oxida a Cl_2. Las semi-reacciones y la reacción global son:

$$\begin{array}{lll} \text{Ánodo (oxidación):} & 2Cl^-(l) & \longrightarrow Cl_2(g) + 2e^- \\ \text{Cátodo (reducción):} & 2Na^+(l) + 2e^- & \longrightarrow 2Na(l) \\ \hline & 2Na^+(l) + 2Cl^-(l) & \longrightarrow Cl_2(g) + 2Na(l) \end{array}$$

Potencia eléctrica

Galvanoplastia

En la industria, el proceso de galvanoplastia usa celdas electrolíticas para recubrir un metal con una delgada capa de plata, platino u oro. Las defensas de los autos están galvanizadas con cromo para evitar su oxidación. Los utensilios, tazones y bandejas plateados se elaboran al galvanizar los objetos con una capa de plata.



Problema de muestra 15.14 **Celdas electrolíticas**

la electrólisis se usa para cromar rines de hierro al colocarlos en una solución de Cr^{3+}.

a) ¿cuál semi-reacción tiene lugar para chapar los rines con cromo metálico?

b) el rin de hierro, ¿es el ánodo o el cátodo?

Solución

a) el ion Cr^{3+} en solución ganaría electrones (reducción).

$$Cr^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$$

b) el rin de hierro es el cátodo donde tiene lugar la reducción.

Comprobación de estudio

¿Por qué es necesaria la electrólisis para cromar el hierro del problema de muestra 15.14?

Preguntas y problemas Reacciones de oxidación-reducción que requieren energía eléctrica

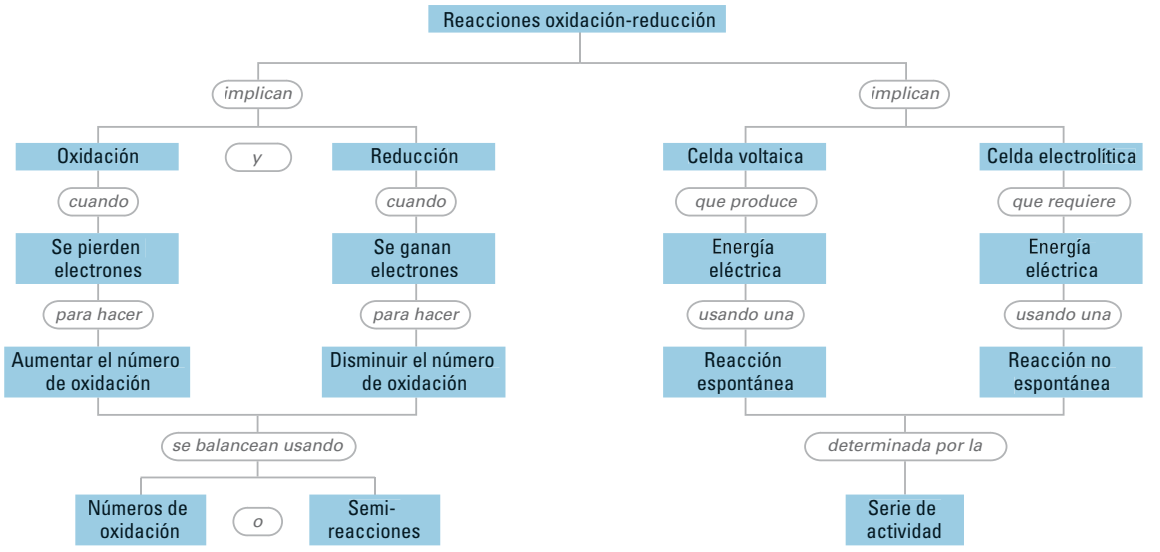
15.35 Lo que llamamos "latas de estaño" en realidad son una lata de hierro recubierta con una delgada capa de estaño.
a) ¿qué semi-reacción tiene lugar para estañar una lata de hierro con estaño?
b) ¿el hierro es el ánodo o el cátodo?
c) ¿por qué se necesita electrólisis para estañar el hierro?

15.36 La electrólisis se usa para chapar con oro la joyería hecha de acero inoxidable.
a) ¿qué semi-reacción tiene lugar para galvanizar Au^{3+} sobre un arete de acero inoxidable?
b) ¿el arete es el ánodo o el cátodo?
c) ¿por qué se necesita electrólisis para chapar con oro el arete?

15.37 Cuando el recubrimiento de estaño de una lata de hierro se raya, se forma óxido. Usa la serie de actividad para explicar por qué ocurre esto.

15.38 Cuando el recubrimiento de zinc de una lata de hierro se raya no se forma óxido. Usa la serie de actividad para explicar por qué ocurre esto.

Mapa conceptual Oxidación-reducción: transferencia de electrones



Repaso del capítulo

15.1 Oxidación y reducción

En las reacciones de oxidación-reducción los electrones se transfieren de un reactivo a otro. El reactivo que pierde electrones se oxida, y el reactivo que los gana se reduce. La oxidación siempre debe ocurrir con reducción. El agente reductor es la sustancia que proporciona electrones para la reducción. El agente oxidante es la sustancia que acepta los electrones de la oxidación.

15.2 Números de oxidación

Los números de oxidación se asignan a los átomos para seguir la pista de los cambios en números de oxidación y la pérdida y ganancia de electrones. La oxidación es un aumento en el número de oxidación; la reducción es una disminución en el número de oxidación. En los compuestos covalentes y los iones poliatómicos, los números de oxidación se asignan usando un conjunto de reglas. El número de oxidación de un elemento es cero, y el número de oxidación de un ion monoatómico es el mismo que su carga iónica. La suma de los números de oxidación para un compuesto es igual a cero y para un ion poliatómico es igual a la carga global.

15.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción

El balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción usando números de oxidación implica lo siguiente: **1.** asignación de números de oxidación; **2.** determinación de la pérdida y ganancia de electrones; **3.** igualación de la pérdida y ganancia de electrones; y **4.** balanceo de las sustancias restantes mediante inspección. El balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción usando semi-reacciones implica lo siguiente: **1.** separación de la ecuación en semi-reacciones; **2.** balanceo de elementos no H y no O, luego O con H_2O y H con H^+; **3.** balanceo de carga con electrones; **4.** multiplicar las semi-reacciones por factores que igualen los electrones; **5.** combinación de semi-reacciones, cancelación de electrones y combinación de H_2O y H^+.

15.4 Energía eléctrica a partir de reacciones de oxidación-reducción

En una celda voltaica, los componentes de las dos semi-reacciones de una reacción de oxidación-reducción espontánea se colocan en contenedores separados llamados semi-celdas. Con un alambre que conecta las semi-celdas se genera una corriente eléctrica conforme los electrones se mueven del ánodo, donde tiene lugar la oxidación, al cátodo, donde ocurre la reducción.

15.5 Reacciones de oxidación-reducción que requieren energía eléctrica

En una celda electrolítica, la energía de una fuente de electricidad externa se usa para hacer que tengan lugar reacciones que no son espontáneas. Para galvanizar con cromo los rines, con estaño o zinc el hierro, o con oro la joyería de acero inoxidable, se usa un método llamado electrólisis. Para predecir la dirección de una reacción espontánea, se usa la serie de actividad, donde los metales que se oxidan con mayor facilidad se enlistan en la parte superior.

Términos clave

agente reductor Reactivo que pierde electrones y se oxida.
ánodo Electrodo donde ocurre la oxidación.
cátodo Electrodo donde ocurre la reducción.
celda electrolítica Celda en la que se usa energía eléctrica para hacer que ocurra una reacción de oxidación-reducción no espontánea.
celda electroquímica Aparato que produce energía eléctrica a partir de una reacción de oxidación-reducción espontánea o usa energía eléctrica para hacer que ocurra una reacción de oxidación-reducción no espontánea.
celda voltaica Tipo de celda electroquímica que usa reacciones de oxidación-reducción espontáneas para producir energía eléctrica.
electrólisis Uso de energía eléctrica para correr una reacción de oxidación-reducción no espontánea en una celda electrolítica.
método de semi-reacción Método de balanceo de reacciones de oxidación-reducción en la que las semi-reacciones se balancean por separado y luego se combinan para dar la reacción completa.
número de oxidación Número igual a cero en un elemento o la carga de un ion monoatómico; en los compuestos covalentes y en los iones poliatómicos, los números de oxidación se asignan usando un conjunto de reglas.
oxidación Pérdida de electrones por una sustancia.
reacción de oxidación-reducción Reacción en la que los electrones se transfieren de un reactivo a otro.
reducción Ganancia de electrones por una sustancia.

Comprensión de conceptos

15.39 Clasifica cada uno de los siguientes casos como oxidación o reducción:
a) pérdida de electrones
b) requiere un agente oxidante
c) $O_2(g) \longrightarrow OH^-(ac)$
d) $2Br^-(ac) \longrightarrow Br_2(l)$
e) $Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac)$

15.40 Clasifica cada uno de los siguientes casos como oxidación o reducción:
a) ganancia de electrones
b) requiere un agente reductor
c) $Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac)$
d) $MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s)$
e) $Fe^{3+}(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$

15.41 Asigna números de oxidación a los átomos en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) VO_2
b) Ag_2CrO_4
c) $S_2O_8^{2-}$
d) $FeSO_4$

15.42 Asigna números de oxidación a los átomos en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $NbCl_3$
b) NbO
c) NbO_2
d) Nb_2O_5

15.43 Considera la siguiente reacción:

$$Cr_2O_3(s) + Si(s) \longrightarrow Cr(s) + SiO_2(s)$$

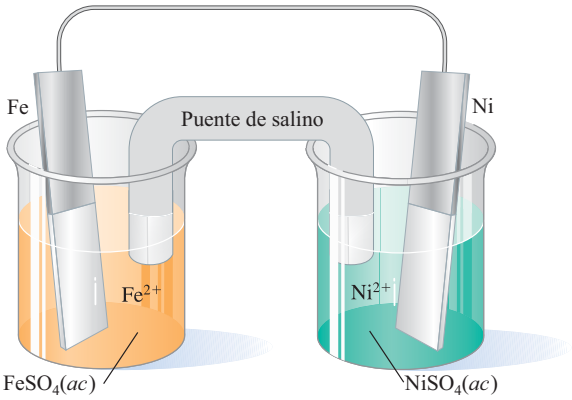
a) identifica la sustancia que se reduce
b) identifica la sustancia que se oxida
c) identifica el agente oxidante
d) identifica el agente reductor
e) escribe la ecuación balanceada para la reacción global

15.44 Considera la siguiente reacción en ácido:

$$MnO_4^-(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + Cl_2(g)$$

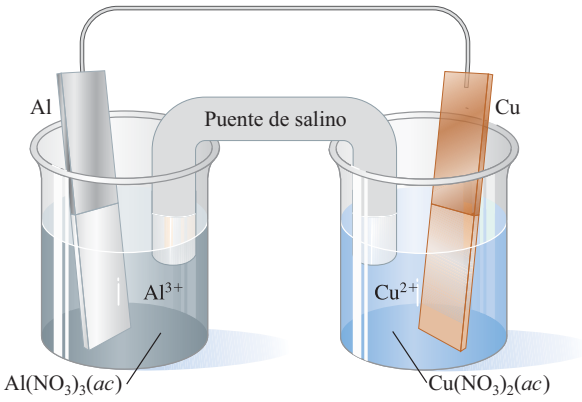
a) identifica la sustancia que se reduce
b) identifica la sustancia que se oxida
c) identifica el agente oxidante
d) identifica el agente reductor
e) escribe la ecuación balanceada para la reacción global en ácido

15.45 Considera la siguiente celda voltaica:



a) ¿cuál es la semi-reacción de oxidación?
b) ¿cuál es la semi-reacción de reducción?
c) ¿cuál metal es el ánodo?
d) ¿cuál metal es el cátodo?
e) ¿cuál es la dirección del flujo de electrones?
f) ¿cuál es la reacción global que tiene lugar?
g) escribe la notación de celda abreviada

15.46 Considera la siguiente celda voltaica:



a) ¿cuál es la semi-reacción de oxidación?
b) ¿cuál es la semi-reacción de reducción?
c) ¿cuál metal es el ánodo?
d) ¿cuál metal es el cátodo?
e) ¿cuál es la dirección del flujo de electrones?
f) ¿cuál es la reacción global que tiene lugar?
g) escribe la notación de celda abreviada

Preguntas y problemas adicionales

15.47 ¿Cuáles de las siguientes son reacciones de oxidación-reducción?
a) $AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(ac)$
b) $6Li(s) + N_2(g) \longrightarrow 2Li_3N(s)$
c) $Ni(s) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Ni(NO_3)_2(ac) + Pb(s)$
d) $2K(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2KOH(ac) + H_2(g)$

15.48 ¿Cuáles de las siguientes son reacciones de oxidación-reducción?
a) $Ca(s) + F_2(g) \longrightarrow CaF_2(s)$
b) $Fe(s) + 2HCl(ac) \longrightarrow FeCl_2(ac) + H_2(g)$
c) $2NaCl(ac) + Pb(NO_3)_2(ac) \longrightarrow PbCl_2(s) + 2NaNO_3(ac)$
d) $2CuCl(ac) \longrightarrow Cu(s) + CuCl_2(ac)$

15.49 En la mitocondria de las células humanas, la energía se proporciona mediante la oxidación y reducción de los iones hierro en los citocromos. Identifica cada una de las siguientes reacciones como oxidación o como reducción:
a) $Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$
b) $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

15.50 El cloro (Cl_2) se usa como germicida para matar microbios en las albercas. Si el producto es Cl^-, ¿el cloro elemental se oxidó o se redujo?

15.51 Establece los números de oxidación para cada elemento en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Co_2O_3 *b*) $KMnO_4$ *c*) SF_6
d) ClO_3^- *e*) PO_4^{3-}

15.52 Asigna números de oxidación a cada elemento en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) CO_3^{2-} *b*) $SbCl_5$ *c*) $Fe(OH)_2$
d) HNO_3 *e*) $Cr_2O_7^{2-}$

15.53 Asigna números de oxidación a todos los elementos en las siguientes reacciones e identifica la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce. Balancea la ecuación.
a) $FeCl_2(ac) + Cl_2(g) \longrightarrow FeCl_3(ac)$
b) $Si(s) + Cr_2O_3(s) \longrightarrow Cr(s) + SiO_2(s)$
c) $Cr_2O_3(s) + Al(s) \longrightarrow Cr(s) + Al_2O_3(s)$
d) $P_2O_5(s) + C(s) \longrightarrow P(s) + CO(g)$

15.54 Asigna números de oxidación a todos los átomos en las siguientes reacciones e identifica la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce. Balancea la ecuación.
a) $Al(s) + O_2(g) \longrightarrow Al_2O_3(s)$
b) $I_2O_5(s) + CO(g) \longrightarrow I_2(g) + CO_2(g)$
c) $Fe_2O_3(s) + C(s) \longrightarrow Fe(l) + CO_2(g)$
d) $H_2S(g) + HNO_3(ac) \longrightarrow S(s) + NO(g) + H_2O(l)$

15.55 Balancea las siguientes semi-reacciones en solución ácida:
a) $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac)$
b) $SnO_2^{2-}(ac) \longrightarrow SnO_3^{2-}(ac)$
c) $Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac)$
d) $NO_3^-(ac) \longrightarrow NO(g)$

15.56 Balancea las siguientes semi-reacciones en solución ácida:
a) $I_2(s) \longrightarrow I^-(ac)$
b) $MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac)$
c) $Br_2(l) \longrightarrow BrO_3^-(ac)$
d) $ClO_3^-(ac) \longrightarrow ClO_4^-(ac)$

15.57 Escribe una ecuación iónica balanceada para las siguientes reacciones en solución ácida:
a) $Zn(s) + NO_3^-(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + NO_2(g)$
b) $MnO_4^-(ac) + SO_3^{2-}(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$
c) $ClO_3^-(ac) + I^-(ac) \longrightarrow I_2(s) + Cl^-(ac)$
d) $Cr_2O_7^{2-}(ac) + C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + CO_2(g)$

15.58 Escribe una ecuación iónica balanceada para las siguientes reacciones en solución ácida:
a) $Sn^{2+}(ac) + IO_4^-(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + I^-(ac)$
b) $S_2O_3^{2-}(ac) + I_2(s) \longrightarrow I^-(ac) + S_4O_6^{2-}(ac)$
c) $Mg(s) + VO_4^{3-}(ac) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + V^{2+}(ac)$
d) $Al(s) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + Cr^{3+}(ac)$

15.59 Usa la serie de actividad para predecir si cada una de las siguientes reacciones ocurrirá espontáneamente:
a) $Cu(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + H_2(g)$
b) $Ni^{2+}(ac) + Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Ni(s)$
c) $2Ag(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow 2Ag^+(ac) + Cu(s)$
d) $3Ni^{2+}(ac) + 2Cr(s) \longrightarrow 3Ni(s) + 2Cr^{3+}(ac)$
e) $Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$
f) $Pb^{2+}(ac) + Zn(s) \longrightarrow Pb(s) + Zn^{2+}(ac)$

15.60 Usa la serie de actividad para predecir si cada una de las siguientes reacciones ocurrirá espontáneamente:
a) $2Ag(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow 2Ag^+(ac) + H_2(g)$
b) $Mg(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + Cu(s)$
c) $2Al(s) + 3Cu^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Cu(s)$
d) $Mg^{2+}(ac) + Zn(s) \longrightarrow Mg(s) + Zn^{2+}(ac)$
e) $Al^{3+}(ac) + 3Na(s) \longrightarrow Al(s) + 3Na^+(ac)$
f) $Ni^{2+}(ac) + Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + Ni(s)$

15.61 En una celda voltaica, una semi-celda consiste de metal níquel en una solución de Ni^{2+} de $Ni(NO_3)_2$ y la otra semi-celda consiste de metal hierro en una solución de Fe^{2+} de $Fe(NO_3)_2$. Indica lo siguiente:
a) el ánodo
b) el cátodo
c) la semi-reacción en el ánodo

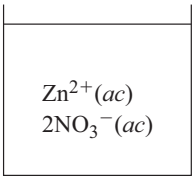
d) la semi-reacción en el cátodo
e) la reacción global
f) la notación de celda

15.62 En una celda voltaica, una semi-celda consiste de un ánodo de metal zinc en una solución de Zn^{2+} de $Zn(NO_3)_2$ y la otra semi-celda consiste de un cátodo de metal cobre en una solución de Cu^{2+} de $Cu(NO_3)_2$. Indica lo siguiente:
a) el ánodo
b) el cátodo
c) la semi-reacción en el ánodo
d) la semi-reacción en el cátodo
e) la reacción global
f) la notación de celda

15.63 Usa la serie de actividad para determinar cuál de los siguientes iones se reducirá cuando una tira de hierro se coloque en una solución acuosa de dicho ion:
a) $Ca^{2+}(ac)$ *b*) $Ag^{+}(ac)$ *c*) $Ni^{2+}(ac)$
d) $Al^{3+}(ac)$ *e*) $Pb^{2+}(ac)$

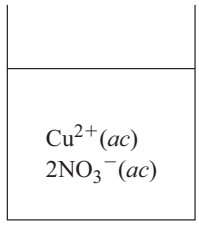
15.64 Usa la serie de actividad para determinar cuál de los siguientes iones se reducirá cuando una tira de aluminio se coloque en una solución acuosa de dicho ion:
a) $Fe^{2+}(ac)$ *b*) $Au^{3+}(ac)$ *c*) $Zn^{2+}(ac)$
d) $H^{+}(ac)$ *e*) $Pb^{2+}(ac)$

15.65 Los tornillos de acero para los barcos se recubren con zinc. Agrega los componentes necesarios (electrodos, alambres, baterías) a este diagrama de una celda electrolítica de solución de nitrato de zinc para mostrar cómo se podría usar para galvanizar con zinc un tornillo de acero.



a) ¿cuál es el ánodo?
b) ¿cuál es el cátodo?
c) ¿cuál es la semi-reacción que tiene lugar en el ánodo?
d) ¿cuál es la semi-reacción que tiene lugar en el cátodo?
e) si el acero es principalmente hierro, ¿cuál es el propósito del recubrimiento de zinc?

15.66 Las sartenes de cobre son de acero inoxidable galvanizado con una capa de cobre. Agrega los componentes necesarios (electrodos, alambres, baterías) a este diagrama de una celda electrolítica de solución de nitrato de cobre para mostrar cómo se podría usar para galvanizar con cobre una sartén de acero inoxidable (hierro).
a) ¿cuál es el ánodo?
b) ¿cuál es el cátodo?
c) ¿cuál es la semi-reacción que tiene lugar en el ánodo?
d) ¿cuál es la semi-reacción que tiene lugar en el cátodo?



15.67 En la batería de almacenamiento de plomo tiene lugar la siguiente semi-reacción desbalanceada:

$$Pb(s) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow PbSO_4(s)$$

a) balancea la semi-reacción
b) ¿cuál reactivo se oxida o reduce?
c) indica si la semi-reacción tiene lugar en el ánodo o el cátodo

15.68 En una batería de celda seca ácida tiene lugar la siguiente semi-reacción desbalanceada en solución ácida:

$$MnO_2(s) \longrightarrow Mn_2O_3(s)$$

a) balancea la semi-reacción
b) ¿$MnO_2(s)$ se oxida o reduce?
c) indica si la semi-reacción tiene lugar en el ánodo o el cátodo

15.69 La siguiente reacción desbalanceada tiene lugar en solución ácida:

$$Ag(s) + NO_3^{-}(ac) \longrightarrow Ag^{+}(ac) + NO(g)$$

a) escribe la ecuación balanceada
b) ¿cuántos litros de NO(g) se producen a TPE cuando 15.0 g de plata reaccionan con ácido nítrico en exceso?

15.70 La siguiente reacción desbalanceada tiene lugar en solución ácida:

$$MnO_4^{-}(ac) + Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + Fe^{3+}(ac)$$

a) escribe la ecuación balanceada
b) ¿cuántos mililitros de una solución de 0.150 M de $KMnO_4$ se necesitan para reaccionar con 25.0 mL de una solución de 0.400 M de $FeSO_4$?

15.71 Una solución concentrada de ácido nítrico se usa para disolver sulfuro de cobre (II).

$$CuS(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow CuSO_4(ac) + NO(g) + H_2O(l)$$

a) escribe la ecuación balanceada
b) ¿cuántos mililitros de una solución de 16.0 M de HNO_3 se necesitan para disolver 24.8 g de CuS?

15.72 La siguiente reacción desbalanceada tiene lugar en solución ácida:

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + Fe^{3+}(ac)$$

a) escribe la ecuación balanceada
b) ¿cuántos mililitros de una solución de 0.211 M de $K_2Cr_2O_7$ se necesitan para reaccionar con 5.00 g de $FeSO_4$?

Preguntas de desafío

15.73 ¿Cuáles de las siguientes son reacciones de oxidación-reducción?
a) $Ca(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) + H_2(g)$
b) $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
c) $Cl_2(g) + 2NaBr(ac) \longrightarrow Br_2(l) + 2NaCl(ac)$
d) $BaCl_2(ac) + Na_2SO_4(ac) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2NaCl(ac)$

15.74 Asigna números de oxidación a todos los átomos en la siguiente ecuación y balancea:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

a) ¿cuál sustancia se oxida?
b) ¿cuál sustancia se reduce?
c) ¿cuál sustancia es el agente oxidante?
d) ¿cuál sustancia es el agente reductor?

15.75 Determina el número de oxidación de Br en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) Br_2
b) $HBrO_2$
c) BrO_3^-
d) $NaBrO_4$

15.76 Usa el método de semi-reacciones para balancear la siguiente reacción en solución ácida:

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + NO_2^-(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + NO_3^-(ac)$$

15.77 Dibuja una imagen de una celda voltaica para $Ni(s) \mid Ni^{2+}(ac) \parallel Ag^+(ac) \mid Ag(s)$.
a) ¿cuál es el ánodo?
b) ¿cuál es el cátodo?
c) ¿cuál es la semi-reacción que tiene lugar en el ánodo?
d) ¿cuál es la semi-reacción que tiene lugar en el cátodo?
e) ¿cuál es la reacción global para la celda?

15.78 Usa la serie de actividad para metales e indica si cada uno de los siguientes casos se puede usar para generar una corriente eléctrica o si requerirá una batería:
a) $Ca^{2+}(ac) + Zn(s) \longrightarrow Ca(s) + Zn^{2+}(ac)$
b) $2Al(s) + 3Sn^{2+}(ac) \longrightarrow 2Al^{3+}(ac) + 3Sn(s)$
c) $Mg(s) + 2H^+(ac) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + H_2(g)$
d) $Cu(s) + Ni^{2+}(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + Ni(s)$
e) $2Cr(s) + 3Fe^{2+}(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 3Fe(s)$

15.79 En un proceso llamado anodizado, vasos de aluminio de colores plateados se recubren con brillantes colores. El ánodo de aluminio se oxida para formar un recubrimiento óxido. Cuando se agregan tinturas, se unen al recubrimiento para producir vasos coloridos. En el cátodo se produce gas hidrógeno.



a) balancea la semi-reacción en solución ácida en el ánodo:

$$Al(s) \longrightarrow Al_2O_3(s)$$

b) balancea la semi-reacción en solución ácida en el cátodo:

$$H^+(ac) \longrightarrow H_2(g)$$

c) escribe la reacción global para la formación del recubrimiento de óxido de aluminio

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

15.1 *a*) esta es una reacción de oxidación-reducción. Fe pierde electrones, se oxida

$$Fe \longrightarrow Fe^{3+} + 3e^-$$

Br_2 gana electrones; se reduce.

$$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$$

b) esta no es una reacción de oxidación-reducción porque no hay cambio en las cargas de los iones en los reactivos y productos

15.2 Al pierde 3 electrones y se oxida. Sn^{2+} gana 2 electrones y se reduce.

15.3 Al pierde electrones y se oxida. Es el agente reductor. Sn^{2+} gana electrones y se reduce. Es el agente oxidante.

15.4 *a*) O tiene un número de oxidación de −2, que da a cada Cl en Cl_2 un número de oxidación de +1

$$\underset{+1\ -2}{Cl_2O}$$

Comprobación: $2(+1) + 1(-2) = +2 - 2 = 0$

b) A H se le asigna un número de oxidación de +1 y a O un −2. Para mantener una carga global neutra, P tendrá un número de oxidación de +5

$$\underset{+1+5-2}{H_3PO_4}$$

Comprobación: $3(+1) + 1(+5) + 4(-2) =$
$+ 3 + 5 - 8 = 0$

c) O tiene asignado un número de oxidación de −2, Mn debe ser +7 para dar una carga global de −1

$\underset{+7-2}{MnO_4^-}$

Comprobación: $1(+7) + 4(-2) = +7 - 8 = -1$

15.5 $\underset{0}{Zn} + \underset{+2-1}{CuCl_2} \longrightarrow \underset{+2-1}{ZnCl_2} + \underset{0}{Cu}$ Números de oxidación

Zn se oxida; Zn es el agente reductor. Cu^{2+} (en $CuCl_2$) se reduce; $CuCl_2$ es el agente oxidante.

15.6 $\underset{0}{2Al(s)} + \underset{+1-1}{6HCl(ac)} \longrightarrow \underset{+3-1}{2AlCl_3(ac)} + \underset{0}{3H_2(g)}$
Números de oxidación

15.7 $\underset{+3-2}{2Fe_2O_3(s)} + \underset{0}{3C(s)} \longrightarrow \underset{0}{4Fe(s)} + \underset{+4-2}{3CO_2(g)}$
Números de oxidación

15.8 Semi-reacciones balanceadas: $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$

$2Fe^{3+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2Fe^{2+}(ac)$

Ecuación global: $Zn(s) + 2Fe^{3+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2Fe^{2+}(ac)$

15.9 Semi-reacciones balanceadas: $NO(g) + 2H_2O(l) \longrightarrow NO_3^-(ac) + 4H^+ + 3e^-$

$MnO_4^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 2H_2O(l)$

Ecuación global: $NO(g) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s) + NO_3^-(ac)$

15.10 Semi-reacciones balanceadas: $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$

$SO_2(g) + 2H_2O(l) \longrightarrow SO_4^{2-}(ac) + 4H^+(ac) + 2e^-$

Ecuación global: $Cu^{2+}(ac) + SO_2(g) + 2H_2O(l) \longrightarrow Cu(s) + SO_4^{2-}(ac) + 4H^+(ac)$

15.11 Reacción de ánodo: $Co(s) \longrightarrow Co^{2+}(ac) + 2e^-$

Reacción de cátodo: $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$

Reacción global: $Co(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Co^{2+}(ac) + Cu(s)$

15.12 El ánodo Zn perderá masa conforme el metal Zn se oxide a iones Zn^{+2}.

15.13 *a*) Sn está por abajo de Fe en la serie de actividad; la reacción no es espontánea
b) Mg está por arriba de Cr en la serie de actividad; la reacción es espontánea

15.14 Dado que Fe está por abajo de Cr en la serie de actividad, la galvanización de Cr^{3+} sobre Fe no es espontánea. La energía de la electrólisis se necesita para hacer que la reacción proceda.

Respuestas a problemas y preguntas seleccionados

15.1 *a*) Na^+ gana electrones; esta es una reducción
b) Ni pierde electrones; esta es una oxidación
c) Cr^{3+} gana electrones; esta es una reducción
d) H^+ gana electrones; esta es una reducción

15.3 *a*) Zn pierde electrones y se oxida. Cl_2 gana electrones y se reduce
b) Br^- (en NaBr) pierde electrones y se oxida. Cl_2 gana electrones y se reduce
c) Pb pierde electrones y se oxida. O_2 gana electrones y se reduce
d) Sn^{2+} pierde electrones y se oxida. Fe^{3+} gana electrones y se reduce

15.5 *a*) la sustancia que se oxida es el agente reductor
b) la sustancia que gana electrones se reduce y es el agente oxidante

15.7 *a*) Zn es el agente reductor. Cl_2 es el agente oxidante
b) Br^- (en NaBr) es el agente reductor. Cl_2 es el agente oxidante
c) Pb es el agente reductor. O_2 es el agente oxidante.
d) Sn^{2+} es el agente reductor. Fe^{3+} es el agente oxidante

15.9 *a*) 0 *b*) 0
c) +2 *d*) 0

15.11 *a*) K es +1, Cl es −1 *b*) Mn es +4, O es −2
c) C es +2, O es −2 *d*) Mn es +3, O es −2

15.13 *a*) Al es +3, P es +5, y O es −2
b) S es +4, O es −2
c) Cr es +3, O es −2
d) N es +5, O es −2

15.15 *a*) H es +1, S es +6, y O es −2
b) H es +1, P es +3, y O es −2
c) Cr es +6, O es −2
d) Na es +1, C es +4, y O es −2

15.17 *a*) +5 *b*) −2
c) +5 *d*) +6

15.19 *a*) S^{2-} (en NiS) se oxida; O_2 se reduce. NiS es el agente reductor y O_2 es el agente oxidante
b) Sn^{2+} se oxida; Fe^{3+} se reduce. Sn^{2+} es el agente reductor y Fe^{3+} es el agente oxidante
c) C (en CH_4) se oxida; O_2 se reduce. CH_4 es el agente reductor y O_2 es el agente oxidante
d) Si se oxida; Cr^{3+} (en Cr_2O_3) se reduce. Si es el agente reductor y Cr_2O_3 es el agente oxidante

15.21 *a*) $2PbS(s) + 3O_2(g) \longrightarrow 2PbO(s) + 2SO_2(g)$
b) $2Fe(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2FeCl_3(s)$
c) $2Al(s) + 3H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + 3H_2(g)$

15.23 *a*) $Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + 2e^-$
b) $Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l) \longrightarrow MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^-$
c) $14H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$
d) $ClO_3^-(ac) + 2H^+(ac) + e^- \longrightarrow ClO_2(ac) + H_2O(l)$

15.25 *a*) $Ag(s) \longrightarrow Ag^+(ac) + e^-$
$2H^+(ac) + NO_3^-(ac) + e^- \longrightarrow NO_2(g) + H_2O(l)$
Global: $2H^+(ac) + Ag(s) + NO_3^-(ac) \longrightarrow NO_2(g) + Ag^+(ac) + H_2O(l)$
b) $Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{3+}(ac) + e^-$
$6H^+(ac) + ClO_3^-(ac) + 6e^- \longrightarrow Cl^-(ac) + 3H_2O(l)$
Global:
$6H^+(ac) + 6Fe^{2+}(ac) + ClO_3^-(ac) \longrightarrow 6Fe^{3+}(ac) + Cl^-(ac) + 3H_2O(l)$
c) $4H^+(ac) + NO_3^-(ac) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$
$2H_2O(l) + S(s) \longrightarrow SO_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^-$
Global: $4H^+(ac) + 4NO_3^-(ac) + 3S(s) \longrightarrow 4NO(g) + 2H_2O(l) + 3SO_2(g)$
d) $2S_2O_3^{2-}(ac) \longrightarrow S_4O_6^{2-}(ac) + 2e^-$;
$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$
Global: $2S_2O_3^{2-}(ac) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow S_4O_6^{2-}(ac) + Cu(s)$
e) $PbO_2(s) + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow Pb^{2+}(ac) + 2H_2O(l)$
$Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l) \longrightarrow MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^-$
Global: $4H^+(ac) + 5PbO_2(s) + 2Mn^{2+}(ac) \longrightarrow 5Pb^{2+}(ac) + 2MnO_4^-(ac) + 2H_2O(l)$

15.27 *a*) reacción ánodo: $Pb(s) \longrightarrow Pb^{2+}(ac) + 2e^-$
reacción cátodo: $Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$
reacción global: $Cu^{2+}(ac) + Pb(s) \longrightarrow Cu(s) + Pb^{2+}(ac)$
b) reacción ánodo: $Cr(s) \longrightarrow Cr^{2+}(ac) + 2e^-$
reacción cátodo: $Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$
reacción global: $2Ag^+(ac) + Cr(s) \longrightarrow 2Ag(s) + Cr^{2+}(ac)$

15.29 *a*) el ánodo es un electrodo de metal Cd en una solución de Cd^{2+}. La reacción ánodo es

$$Cd(s) \longrightarrow Cd^{2+}(ac) + 2e^-$$

el cátodo es un electrodo de metal Sn en una solución de Sn^{2+}. La reacción cátodo es

$$Sn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn(s)$$

La notación abreviada para esta celda es

$$Cd(s) \,|\, Cd^{2+}(ac) \,||\, Sn^{2+}(ac) \,|\, Sn(s)$$

b) el ánodo es un electrodo de metal Zn en una solución de Zn^{2+}. La reacción ánodo es

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$$

El cátodo es un electrodo C (grafito), donde gas Cl_2 se reduce a Cl^-. La reacción cátodo es

$$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(ac)$$

La notación de celda es

$$Zn(s) \,|\, Zn^{2+}(ac) \,||\, Cl_2(g), Cl^-(ac) \,|\, C \text{ (grafito)}$$

15.31 *a*) la semi-reacción es una oxidación
b) el metal Cd se oxida
c) la oxidación tiene lugar en el ánodo

15.33 *a*) la semi-reacción es una oxidación
b) el metal Zn se oxida
c) la oxidación tiene lugar en el ánodo

15.35 *a*) la semi-reacción para galvanizar estaño es

$$Sn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn(s)$$

b) el hierro es el cátodo
c) puesto que Fe está por arriba de Sn en la serie de actividad, la galvanización de Sn^{2+} en el Fe no es espontánea. Se necesita energía de la electrólisis para hacer que proceda la reacción

15.37 Puesto que Fe está arriba de Sn en la serie de actividad, si el Fe se expone a aire y agua se oxidará y se formará óxido. Para proteger el hierro, Sn tendría que ser *más* activo que Fe y no lo es.

15.39 *a*) oxidación *b*) reducción
c) reducción *d*) oxidación
e) oxidación

15.41 *a*) VO_2 V = +4, O = −2
b) Ag_2CrO_4 Ag = +1, Cr = +6, O = −2
c) $S_2O_8^{2-}$ S = +7, O = −2
d) $FeSO_4$ Fe = +2, S = +6, O = −2

15.43 *a*) Cr^{3+} en Cr_2O_3 se reduce
b) Si se oxida
c) Cr_2O_3 es el agente oxidante
d) Si es el agente reductor
e) $2Cr_2O_3(s) + 3Si(s) \longrightarrow 4Cr(s) + 3SiO_2(s)$

15.45 *a*) $Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^-$
b) $Ni^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$
c) Fe es el ánodo
d) Ni es el cátodo
e) los electrones fluyen de Fe a Ni
f) $Fe(s) + Ni^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Ni(s)$
g) $Fe(s) \,|\, Fe^{2+}(ac) \,||\, Ni^{2+}(ac) \,|\, Ni(s)$

15.47 Las reacciones b, c y d implican pérdida y ganancia de electrones; b, c y d son reacciones de oxidación-reducción.

15.49 *a*) Fe^{3+} gana electrones; es una reducción
b) Fe^{2+} pierde electrones; es una oxidación

15.51 *a*) Co_2O_3 Co +3; O −2
b) $KMnO_4$ K +1, Mn +7, O −2
c) SF_6 S +6, F −1
d) ClO_3^- Cl +5, O −2
e) PO_4^{3-} P +5, O −2

15.53 *a*) $\underset{+2\ -1}{FeCl_2(ac)} + \underset{0}{Cl_2(g)} \longrightarrow \underset{+3\ -1}{FeCl_3(ac)}$
Fe^{2+} se oxida y Cl_2 se reduce
$2FeCl_2(ac) + Cl_2(g) \longrightarrow 2FeCl_3(ac)$
b) $\underset{0}{Si(s)} + \underset{+3\ -2}{Cr_2O_3(s)} \longrightarrow \underset{0}{Cr(s)} + \underset{+4-2}{SiO_2(s)}$
Si se oxida y Cr^{3+} se reduce
$3Si(s) + 2Cr_2O_3(s) \longrightarrow 4Cr(s) + 3SiO_2(s)$
c) $\underset{+3\ -2}{Cr_2O_3(s)} + \underset{0}{Al(s)} \longrightarrow \underset{0}{Cr(s)} + \underset{+3\ -2}{Al_2O_3(s)}$
Al se oxida y Cr^{3+} se reduce
$Cr_2O_3(s) + 2Al(s) \longrightarrow 2Cr(s) + Al_2O_3(s)$
d) $\underset{+5-2}{P_2O_5(s)} + \underset{0}{C(s)} \longrightarrow \underset{0}{P(s)} + \underset{+2-2}{CO(g)}$
C se oxida y P^{5+} se reduce
$P_2O_5(s) + 5C(s) \longrightarrow 2P(s) + 5CO(g)$

15.55 *a*) $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
b) $SnO_2^{2-}(ac) + H_2O(l) \longrightarrow SnO_3^{2-}(ac) + 2H^+(ac) + 2e^-$
c) $Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$
d) $NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$

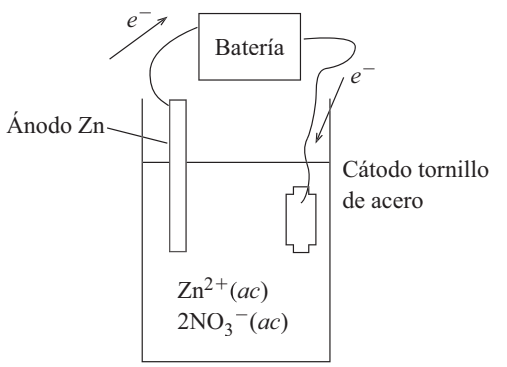
15.57 *a*) $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$;
$NO_3^-(ac) + 2H^+(ac) + e^- \longrightarrow NO_2(g) + H_2O(l)$
Global:
$Zn(s) + 2NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2NO_2(g) + 2H_2O(l)$
b) $MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$
$SO_3^{2-}(ac) + H_2O(l) \longrightarrow SO_4^{2-}(ac) + 2H^+(ac) + 2e^-$
Global:
$2MnO_4^-(ac) + 5SO_3^{2-}(ac) + 6H^+(ac) \longrightarrow 2Mn^{2+}(ac) + 5SO_4^{2-}(ac) + 3H_2O(l)$
c) $2I^-(ac) \longrightarrow I_2(s) + 2e^-$;
$ClO_3^-(ac) + 6H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow Cl^-(ac) + 3H_2O(l)$
Global:
$ClO_3^-(ac) + 6I^-(ac) + 6H^+(ac) \longrightarrow Cl^-(ac) + 3I_2(s) + 3H_2O(l)$
d) $C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 2CO_2(g) + 2e^-$
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O(l)$
Global:
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 3C_2O_4^{2-}(ac) + 14H^+(ac) \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 6CO_2(g) + 7H_2O(l)$

15.59 *a*) puesto que Cu está abajo de H_2 en la serie de actividad, la reacción no será espontánea
b) puesto que Fe está arriba de Ni en la serie de actividad, la reacción será espontánea
c) puesto que Ag está abajo de Cu en la serie de actividad, la reacción no será espontánea
d) puesto que Cr está arriba de Ni en la serie de actividad, la reacción será espontánea
e) dado que Zn está arriba de Cu en la serie de actividad, la reacción será espontánea
f) dado que Zn está arriba de Pb en la serie de actividad, la reacción será espontánea

15.61 *a*) el ánodo es Fe
b) el cátodo es Ni
c) la semi-reacción en el ánodo es
$Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^-$
d) la semi-reacción en el cátodo es
$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$
e) la reacción global es
$Fe(s) + Ni^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Ni(s)$
f) la notación de celda es
$Fe(s) \,|\, Fe^{2+}(ac) \,||\, Ni^{2+}(ac) \,|\, Ni(s)$

15.63 *a*) $Ca^{2+}(ac)$ no se reducirá por una tira de hierro
b) $Ag^+(ac)$ se reducirá por una tira de hierro
c) $Ni^{2+}(ac)$ se reducirá por una tira de hierro
d) $Al^{3+}(ac)$ no se reducirá por una tira de hierro
e) $Pb^{2+}(ac)$ se reducirá por una tira de hierro

15.65



a) el ánodo es una barra de zinc
b) el cátodo es el tornillo de acero
c) $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
d) $Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$
e) el propósito del recubrimiento de zinc es evitar la oxidación del tornillo por H_2O y O_2

15.67 *a*) $Pb(s) + SO_4^{2-}(ac) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2e^-$
b) Pb(*s*) se oxida.
c) la semi-reacción tiene lugar en el ánodo

15.69 *a*) $3Ag(s) + NO_3(ac) + 4H^+(ac) \longrightarrow 3Ag^+(ac) + NO(g) + 2H_2O(l)$
b) 1.04 L NO(*g*) se producen a TPE

15.71 *a*) $3CuS(s) + 8HNO_3(ac) \longrightarrow 3CuSO_4(ac) + 8NO(g) + 4H_2O(l)$

b) $24.8 \text{ g CuS} \times \dfrac{1 \text{ mol CuS}}{95.62 \text{ g CuS}} \times \dfrac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol CuS}} \times \dfrac{1000 \text{ mL}}{16.0 \text{ mol HNO}_3} = 43.2 \text{ mL}$

15.73 *a*) sí. $\overset{0}{Ca} \longrightarrow \overset{+2}{Ca}(ac)$ Oxidación

$\overset{+1}{H}\ (H_2O) \longrightarrow \overset{0}{H}\ (H_2)$ Reducción

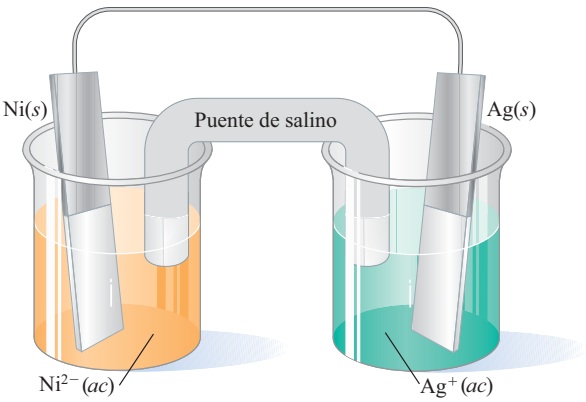
b) no. No ocurren cambios en los números de oxidación de
$\overset{+2}{Ca},\ \overset{+4}{C},\ \overset{-2}{O}$

c) sí. Cl 0 ⟶ Cl −1 Reducción
Br −1 ⟶ Br 0 Oxidación

d) no. No ocurren cambios en los números de oxidación de
$\overset{+2}{Ba},\ \overset{-1}{Cl},\ \overset{+1}{Na},$ o $\overset{+6}{S}$

15.75 *a*) Br en $Br_2 = 0$
b) $HBrO_2$: H = +1. O = −2. Entonces +1 + Br +2(−2) = 0 Br = −1 + 4 = +3
c) BrO_3^-: O = −2. Entonces Br + 3(−2) = −1 Br = −1 + 6 = +5
d) $NaBrO_4$: $Na^+ = +1$ O = −2. Entonces +1 + Br +4(−2) = 0 Br = −1 + 8 = +7

15.77



a) Ni(*s*) es el ánodo
b) Ag(*s*) es el cátodo
c) $Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2e^-$
d) $Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$
e) $Ni(s) + 2Ag^+(ac) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2Ag(s)$

15.79 *a*) $2Al(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 6H^+(ac) + 6e^-$
b) $2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$
c) $2Al(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 3H_2(g)$

16

Radiación nuclear



"Todo lo que hacemos en este departamento requiere de materiales radiactivos", dice Julie Goudak, técnica en medicina nuclear en el Kaiser Hospital. "Los radioisótopos se dan de varias maneras. El paciente puede ingerir un isótopo, respirarlo o recibirlo mediante una inyección intravenosa. Hacemos muchas pruebas diagnósticas, en particular de la función cardiaca, para determinar si un paciente necesita una exploración cardiaca mediante TAC."

Un técnico en medicina nuclear administra isótopos que emiten radiación para determinar el nivel de función de un órgano como la tiroides o el corazón, para detectar la presencia y el tamaño de un tumor o tratar enfermedades. Un radioisótopo se aloja en un órgano específico y su radiación se usa mediante una computadora para crear una imagen de dicho órgano. A partir de estos datos, el médico hace un diagnóstico y diseña un programa de tratamiento.

AVANCES

16.1 Radiactividad natural
16.2 Ecuaciones nucleares
16.3 Medición de radiación
16.4 Vida media de un radioisótopo
16.5 Aplicaciones médicas usando radiactividad
16.6 Fisión y fusión nucleares

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

Con la producción de sustancias radiactivas en 1934, se estableció el campo de la medicina nuclear. En 1937 se usó el primer isótopo radiactivo para tratar a un paciente con leucemia en la Universidad de California en Berkeley. Los principales avances en el uso de la radiactividad en la medicina ocurrieron en 1946, cuando un isótopo de yodo radiactivo se usó exitosamente para diagnosticar la función tiroidea y tratar hipertiroidismo y cáncer de tiroides. En las décadas de 1970 y 1980 se utilizaron muchas sustancias radiactivas para producir imágenes de los órganos, como el hígado, el bazo, la glándula tiroides, los riñones y el cerebro, y para detectar enfermedades cardiacas. En la actualidad, los procedimientos en medicina nuclear proporcionan información acerca de la función y estructura de cada órgano en el cuerpo, lo que permite al médico nuclear diagnosticar y tratar enfermedades de manera temprana.

Meta de aprendizaje

Describir las radiaciones alfa, beta y gamma.

16.1 Radiactividad natural

La mayoría de los isótopos de elementos hasta el número atómico 19, que se encuentran de forma natural, tienen núcleos estables. Los elementos con números atómicos mayores (20 a 83) por lo general tienen uno o más isótopos, que tienen núcleos inestables. Cuando un núcleo es inestable, es **radiactivo,** lo que significa que espontáneamente emitirá energía para volverse más estable. Esta energía, llamada **radiación,** puede tomar la forma de partículas como las alfa (α) o beta (β), o energía pura como los rayos gamma (γ). Los elementos con números atómicos de 84 y más consisten sólo de isótopos radiactivos. En sus núcleos están amontonados con tantos protones y neutrones, que las fuertes repulsiones entre los protones los hacen inestables.

En el capítulo 4 escribimos símbolos para distinguir los diferentes isótopos de un elemento. Recuerda que el número de masa de un átomo es igual a la suma de los protones y neutrones en el núcleo, y su número atómico es igual al número de protones. En el símbolo para un isótopo, el número de masa se escribe en la esquina superior izquierda, y el número atómico, en la esquina inferior izquierda. Por ejemplo, un isótopo radiactivo de yodo empleado en el diagnóstico y tratamiento de enfermedades tiroideas tiene un número de masa de 131 y un número atómico de 53.

Número de masa (protones y neutrones) → 131
Elemento → I
Número atómico (protones) → 53

Este isótopo también se llama yodo 131 o I-131. Los isótopos radiactivos se nombran al escribir el número de masa después del nombre o símbolo del elemento. Cuando es necesario, podemos obtener el número atómico de la tabla periódica. La tabla 16.1 compara algunos isótopos estables no radiactivos con algunos isótopos radiactivos.

Tabla 16.1 Isótopos estables y radiactivos de algunos elementos

Magnesio	Yodo	Uranio
Isótopos estables		
$^{24}_{12}$Mg	$^{127}_{53}$I	Ninguno
magnesio 24	yodo 127	
Isótopos radiactivos		
$^{23}_{12}$Mg	$^{125}_{53}$I	$^{235}_{92}$U
magnesio 23	yodo 125	uranio 235
$^{27}_{12}$Mg	$^{131}_{53}$I	$^{238}_{92}$U
magnesio 27	yodo 131	uranio 238

Tipos de radiación

Diferentes formas de radiación se emiten de un núcleo inestable cuando ocurre un cambio entre sus protones y neutrones. Los símbolos para diferentes formas de radiación pueden incluir la carga y el número de masa, escritos en las esquinas inferior y superior izquierda. La liberación de radiación de cualquier tipo produce un núcleo más estable de energía más baja. Un tipo de radiación consiste de partículas alfa. Una **partícula alfa** contiene 2 protones y 2 neutrones, lo que le da un número de masa 4 y un número atómico de 2. Puesto que tiene 2 protones, una partícula alfa tiene una carga de 2+. Esto la hace idéntica a un núcleo de helio. En las ecuaciones se escribe como la letra griega alfa (α) o como el símbolo para el helio.



α o $^{4}_{2}\mathrm{He}$

Partícula alfa

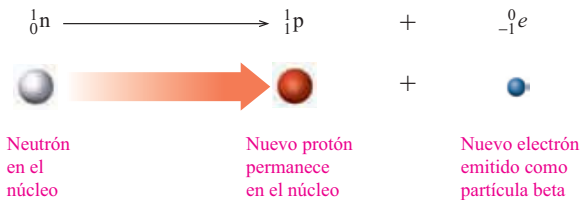
Otro tipo de radiación ocurre cuando un radioisótopo emite **partículas beta.** Una partícula beta, que es un electrón de alta energía, tiene una carga de 1− y, dado que su masa es mucho menor que la masa de un protón, se le asigna un número de masa 0. Se representa mediante la letra griega beta (β) o por el símbolo del electrón, con la carga, −1, escrita abajo a la izquierda.



β o $^{0}_{-1}e$

Partícula beta

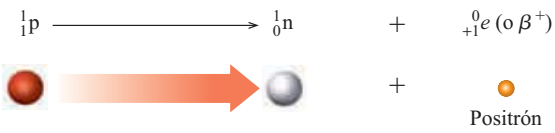
Las partículas beta se producen a partir de núcleos inestables cuando un neutrón se transforma en un protón y un electrón. El electrón de alta energía se emite del núcleo como radiación beta. Este electrón o partícula beta no existe en el núcleo hasta que ocurre el siguiente cambio:



Un **positrón** es similar a un electrón, excepto que un positrón tiene una carga positiva (+1). El electrón y el positrón tienen cada uno un número de masa 0. En lugar del número atómico, la carga se muestra cuando escribimos los símbolos de un electrón y un positrón del modo siguiente:

	Electrón	**Positrón**
Número de masa Carga	$^{0}_{-1}e$	$^{0}_{+1}e$

Un núcleo inestable produce un positrón cuando un protón se transforma en un neutrón y un positrón.



NOTA QUÍMICA
EFECTOS BIOLÓGICOS DE LA RADIACIÓN

Cuando la radiación de alta energía golpea moléculas en su trayectoria, puede provocar la emisión de electrones. El resultado de esta *radiación ionizante* es la formación de iones inestables o radicales. Un radical libre es una partícula que tiene un electrón no pareado. Por ejemplo, cuando la radiación pasa a través del cuerpo humano, puede interactuar con las moléculas de agua, quitar electrones y producir iones H_2O^+ o radicales libres.

Cuando la radiación ionizante golpea las células del cuerpo, los iones inestables o radicales libres que forma pueden causar reacciones químicas indeseables. Las células en el cuerpo más sensibles a la radiación son aquellas que experimentan rápida división: las de la médula ósea, piel, órganos reproductivos y recubrimiento intestinal, así como todas las células de los niños en crecimiento. Las células dañadas pierden su habilidad para producir materiales necesarios. Por ejemplo, si la radiación daña las células de la médula ósea, ya no producirían glóbulos rojos. Si los espermatozoides u óvulos, o las células de un feto se dañan, producirían defectos de nacimiento. En contraste, las células de los nervios, músculos, hígado y huesos adultos son mucho menos sensibles a la radiación porque experimentan poca o ninguna división celular.

Las células cancerosas son otro ejemplo de células que se dividen rápidamente. Puesto que son enormemente sensibles a la radiación, se usan grandes dosis de ésta para destruirlas. El tejido normal circundante, que se divide a una velocidad más lenta, muestra una mayor resistencia a la radiación y sufre menos daño. Además, el tejido normal es capaz de repararse a sí mismo más fácilmente que el tejido canceroso. Sin embargo, esta reparación no siempre es completa. Los posibles efectos de la radiación ionizante a largo plazo incluyen una vida más corta, tumores malignos, leucemia, anemia y mutaciones genéticas.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Radiación y sus efectos biológicos

Tabla 16.2 Algunas formas comunes de radiación

Tipo de radiación	Símbolo		Número de masa	Carga
Partícula alfa	α	${}^{4}_{2}\mathrm{He}$	4	2+
Partícula beta	β	${}^{0}_{-1}e$	0	1−
Positrón	β^+	${}^{0}_{+1}e$	0	1+
Rayo gamma	γ	${}^{0}_{0}\gamma$	0	0
Protón	${}^{1}_{1}\mathrm{H}$	${}^{1}_{1}\mathrm{p}$	1	1+
Neutrón	${}^{1}_{0}\mathrm{n}$	n	1	0

Un positrón es un ejemplo de antimateria, un término que los físicos usan para describir una partícula que es el opuesto exacto de otra partícula, en este caso, un electrón. Cuando un electrón y un positrón chocan, sus minúsculas masas se convierten por completo en energía en forma de rayos gamma.

$$ {}^{0}_{-1}e + {}^{0}_{+1}e \longrightarrow 2\,{}^{0}_{0}\gamma $$

Cuando el símbolo β se usa sin carga, toma el significado de una partícula beta en lugar de un positrón.

Los **rayos gamma** son radiación de alta energía, liberada como un núcleo inestable que experimenta una redistribución de sus partículas para dar un núcleo más estable de menor energía. Un rayo gamma se muestra como la letra griega gamma (γ). Puesto que los rayos gamma sólo son energía, no hay masa o carga asociada con su símbolo.

γ
Rayo gamma

La tabla 16.2 resume los tipos de radiación que usaremos en las ecuaciones nucleares.

Protección contra la radiación

La radiación nuclear es dañina porque las partículas se emiten con tremenda energía. Por tanto, es importante que el radiólogo, el médico y la enfermera que trabajan con isótopos radiactivos usen protección adecuada contra la radiación. Es necesario el *blindaje* adecuado para evitar la exposición. Las partículas alfa son las más pesadas de las partículas de radiación; viajan sólo algunos centímetros en el aire antes de que choquen con las moléculas del aire, adquieran electrones y se conviertan en átomos de helio. Un trozo de papel, ropa y nuestra piel son protección suficiente contra ellas. Las batas de laboratorio y los guantes también proporcionarán el blindaje necesario. Sin embargo, si se ingieren o inhalan, los emisores alfa pueden producir serios daños internos, porque la masa y alta carga de las partículas alfa provocan mucha ionización en una corta distancia.

Las partículas beta tienen masa muy pequeña y se mueven mucho más rápido y más lejos que las alfa, y viajan muchos metros a través del aire. Pueden pasar a través del papel y penetrar hasta 4 o 5 mm en el tejido corporal. La exposición externa a las partículas beta puede quemar la superficie de la piel, pero se detienen antes de llegar a los órganos internos. Para proteger la piel se requieren ropas gruesas como chaquetones de laboratorio y guantes.

Los rayos gamma viajan grandes distancias a través del aire y pasan a través de muchos materiales, incluidos tejidos corporales. Sólo un blindaje muy denso,



Figura 16.1 Una persona que trabaja con radioisótopos viste ropas protectoras y guantes, y se coloca detrás de un blindaje de plomo.

P *¿Qué tipos de radiación bloquea el blindaje de plomo?*

como plomo o el concreto, los detendrán. Puesto que penetran profundamente, la exposición a los rayos gamma puede ser extremadamente peligrosa. Incluso la jeringa utilizada para inyectar un isótopo radiactivo emisor de partículas gamma se coloca dentro de una cubierta especial de plomo-vidrio (figura 16.1). La tabla 16.3 resume los materiales de blindaje requeridos para los diversos tipos de radiación.

Minimiza el tiempo que pases en un área radiactiva. Cada minuto se emite cierta cantidad de radiación. Permanecer en un área radiactiva el doble de tiempo expone a una persona al doble de radiación.

¡Conserva tu distancia! Mientras mayor sea la distancia desde la fuente radiactiva, menor será la intensidad de la radiación recibida. Si duplicas tu distancia de la fuente de radiación, la intensidad de la radiación cae a $\left(\frac{1}{2}\right)^2$, o un cuarto de su valor previo.

Problema de muestra 16.1 **Protección contra la radiación**

¿Cómo difiere el tipo de blindaje para la radiación alfa del que se usa para la radiación gamma?

Solución

La radiación alfa se detiene con el papel y la ropa. Sin embargo, para la protección contra la radiación gamma se necesita plomo o concreto.

Comprobación de estudio

Además del blindaje, ¿qué otros métodos ayudan a reducir la exposición a la radiación?

Tabla 16.3 **Propiedades de la radiación ionizante y el blindaje requerido**

Propiedad	Alfa	Beta	Gamma
Características	Núcleo de helio	Electrón	Rayos de alta energía
Símbolos	α, ^4_2He	β, $^0_{-1}e$	γ, $^0_0\gamma$
Distancia recorrida en aire	2–4 cm	200–300 cm	500 m
Profundidad en tejido	0.05 mm	4–5 mm	50 cm o más
Blindaje	Papel, ropa	Ropa gruesa, chaquetón de laboratorio, guantes	Plomo, concreto grueso
Fuente típica	radio 226	carbono 14	tecnecio-99m

Preguntas y problemas — Radiactividad natural

16.1 *a*) ¿en qué se parecen una partícula alfa y un núcleo de helio? ¿En qué son diferentes?
b) ¿qué símbolos se usan para las partículas alfa?

16.2 *a*) ¿en qué se parecen una partícula beta y un electrón? ¿en qué son diferentes?
b) ¿qué símbolos se usan para las partículas beta?

16.3 El potasio que se encuentra en forma natural consiste de tres isótopos: potasio 39, potasio 40 y potasio 41 radiactivo.
a) escribe los símbolos atómicos para cada uno
b) ¿en qué formas son similares los isótopos y en cuáles difieren?

16.4 El yodo que se encuentra en forma natural es yodo 127. El yodo 125 y el yodo 130 son isótopos radiactivos del yodo.
a) escribe los símbolos atómicos para cada uno
b) ¿en qué formas son similares los isótopos y en cuáles difieren?

16.5 Proporciona la información faltante en la siguiente tabla:

Uso médico	Símbolo atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones
Imagen cardiaca	$^{201}_{81}\mathrm{Tl}$			
Terapia de radiación		60	27	
Exploración abdominal			31	36
Hipertiroidismo	$^{131}_{53}\mathrm{I}$			
Tratamiento de leucemia		32		17

16.6 Proporciona la información faltante en la tabla siguiente:

Uso médico	Símbolo atómico	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones
Tratamiento de cáncer	$^{60}_{27}\mathrm{Co}$			
Exploración cerebral		99	43	
Flujo sanguíneo		141	58	
Exploración ósea		85		47
Función pulmonar	$^{133}_{54}\mathrm{Xe}$			

16.7 Escribe un símbolo para cada uno de los siguientes casos:
a) partícula alfa *b*) neutrón
c) partícula beta *d*) nitrógeno 15
e) yodo 125

16.8 Escribe un símbolo para cada uno de los siguientes casos:
a) protón *b*) rayo gamma
c) positrón *d*) bario 131
e) cobalto 60

16.9 Identifica el símbolo para X en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $^{0}_{-1}\mathrm{X}$ *b*) $^{4}_{2}\mathrm{X}$
c) $^{1}_{0}\mathrm{X}$ *d*) $^{24}_{11}\mathrm{X}$
e) $^{14}_{6}\mathrm{X}$

16.10 Identifica el símbolo para X en cada uno de los siguientes ejemplos:
a) $^{1}_{1}\mathrm{X}$ *b*) $^{32}_{15}\mathrm{X}$
c) $^{0}_{0}\mathrm{X}$ *d*) $^{59}_{26}\mathrm{X}$
e) $^{85}_{38}\mathrm{X}$

16.11 *a*) ¿por qué la radiación beta penetra más en materiales sólidos que la radiación alfa?
b) ¿cómo la radiación ionizante causa daño a las células del cuerpo?
c) ¿por qué el técnico radiólogo sale de la habitación cuando te toman una radiografía?
d) ¿cuál es el propósito de vestir guantes cuando se manejan radioisótopos?

16.12 *a*) como científico, a veces trabajas con radioisótopos. ¿Cuáles son tres formas en las que minimizas tu exposición a la radiación?
b) ¿por qué las células cancerosas son más sensibles a la radiación que las células nerviosas?
c) ¿cuál es el propósito de colocar un delantal de plomo sobre una persona que recibe rayos X dentales rutinarios?
d) ¿por qué las paredes de un laboratorio de radiación se construyen con gruesos bloques de concreto?

Meta de aprendizaje

Escribir una ecuación que muestre los números de masa y números atómicos para decaimiento radiactivo.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Radiación y sus efectos biológicos

16.2 Ecuaciones nucleares

Cuando un núcleo se descompone espontáneamente por emisión de radiación, el proceso se llama *decaimiento radiactivo*. Se muestran como una ecuación nuclear usando los símbolos para el núcleo radiactivo original, el nuevo núcleo y la radiación emitida.

$$\text{Núcleo radiactivo} \longrightarrow \text{Nuevo núcleo} + \text{radiación } (\alpha, \beta, \gamma, \beta^{+})$$

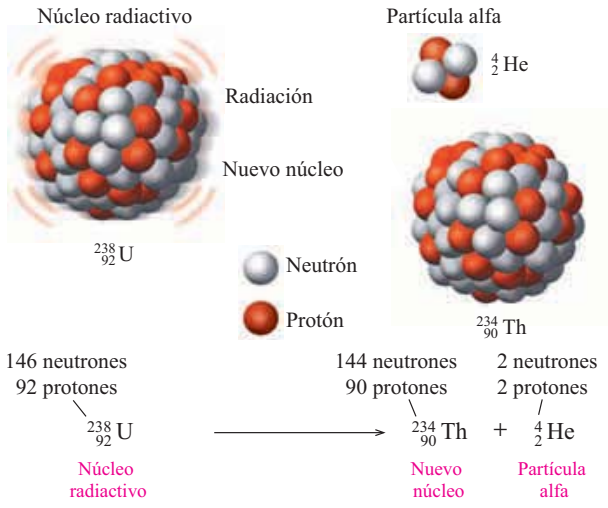
Una ecuación nuclear se balancea cuando la suma de los números de masa y la suma de los números atómicos de las partículas y átomos en un lado de la ecuación son iguales a sus contrapartes en el otro lado. En la tabla 16.4 se muestran los cambios en número de masa y número atómico de un átomo que emite una partícula radiactiva.

Tabla 16.4 Cambios en números de masa y atómico debidos a radiación

Proceso de decaimiento	Símbolo de radiación	Cambio en número de masa	Cambio en número atómico	Cambio en número de neutrones
Emisión alfa	${}^{4}_{2}\text{He}$ o α	−4	−2	−2
Emisión beta	${}^{0}_{-1}e$ o β	0	+1	−1
Emisión de positrón	${}^{0}_{+1}e$ o β^{+}	0	−1	+1
Emisión gamma	${}^{0}_{0}\gamma$	0	0	0

Emisores alfa

Los emisores alfa son radioisótopos que decaen mediante emisión de partículas alfa. Por ejemplo, el uranio 238 decae a torio 234 mediante la emisión de una partícula alfa. La partícula alfa emitida contiene 2 protones, lo que significa que el nuevo núcleo tiene 2 protones menos, o 90 protones. Esto significa que el nuevo núcleo tiene un número atómico de 90 y por tanto es torio (Th). Puesto que la partícula alfa tiene un número de masa 4, el número de masa del isótopo torio es 234, 4 menos que el del núcleo de uranio original.



Guía para completar una ecuación nuclear
PASO 1 Escribe la ecuación nuclear incompleta.
PASO 2 Determina el número de masa faltante.
PASO 3 Determina el número atómico faltante.
PASO 4 Determina el símbolo del nuevo núcleo.
PASO 5 Completa la ecuación nuclear.

Guía para completar una ecuación nuclear

En otro ejemplo de decaimiento radiactivo, el radio 226 emite una partícula alfa para formar un nuevo isótopo cuyo número de masa, número atómico e identidad debemos determinar.

PASO 1 **Escribe la ecuación nuclear incompleta.**

$${}^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow \ ? \ + \ {}^{4}_{2}\text{He}$$

PASO 2 **Determina el número de masa faltante.** En la ecuación, el número de masa, 226, del radio es igual a los números de masa combinados de la partícula alfa y el nuevo núcleo.

$$226 \quad = \ ? + 4$$
$$226 - 4 = \ ?$$
$$222 \quad = \ ? \text{ (número de masa del nuevo núcleo)}$$

NOTA QUÍMICA
RADÓN EN NUESTROS HOGARES



La presencia de radón se ha convertido en un problema ambiental y de salud muy publicitado, debido a radiación peligrosa. Los isótopos radiactivos que produce el radón, como el radio 226 y el uranio 238, están naturalmente en muchos tipos de rocas y suelos. El radio 226 emite una partícula alfa y se convierte en gas radón, que se difunde de las rocas y el suelo.

$$^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

Conforme decae el uranio 238, también forma radio 226, que a su vez produce radón. El uranio 238 se ha encontrado en niveles particularmente altos en un área entre Pennsylvania y Nueva Inglaterra.

En los exteriores, el gas radón es poco peligroso porque se disipa en el aire. Sin embargo, si la fuente de radón está bajo una casa o edificio, el gas entra a la casa a través de las grietas en los cimientos u otras aberturas, donde el radón puede ser inhalado por quienes viven o trabajan ahí. Dentro de los pulmones, el radón emite partícula alfa para formar polonio 218, que se sabe causa cáncer cuando está en los pulmones.

$$^{222}_{86}\text{Rn} \longrightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

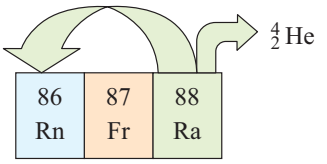
Algunos investigadores han estimado que 10% de todas las muertes por cáncer pulmonar en Estados Unidos se deben al radón. La Agencia de Protección Ambiental estadounidense (EPA, por sus siglas en inglés) recomienda que el máximo nivel de radón no supere 4 picocuries (pCi) por litro de aire en un hogar. Un (1) picocurie (pCi) es igual a 10^{-12} curies (Ci); los curies se describen en la sección 16.3. En California, 1% de todos los hogares encuestados superaron el máximo nivel de radón recomendado por la EPA.

PASO 3 **Determina el número atómico faltante.** El número atómico del radio, 88, debe ser igual a la suma del número atómico de la partícula alfa y el nuevo núcleo.

$$88 = ? + 2$$
$$88 - 2 = ?$$
$$86 = ? \text{ (número atómico del nuevo núcleo)}$$

PASO 4 **Determina el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento que tiene número atómico 86 es radón, Rn. El núcleo de este isótopo de Rn se escribe como

$$^{222}_{86}\text{Rn}$$



PASO 5 **Completa la ecuación nuclear.**

$$^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

En esta reacción nuclear, un núcleo de radio 226 decae al liberar una partícula alfa y produce un núcleo de radón 222.

Problema de muestra 16.2 Escritura de una ecuación para decaimiento alfa

Los detectores de humo, requeridos en hogares y departamentos, contienen un emisor alfa como americio 241. Las partículas alfa ionizan moléculas de aire, lo que produce un flujo constante de corriente eléctrica. Sin embargo, cuando las partículas de humo entran al detector, interfieren con la formación de iones en el aire y se interrumpe la corriente eléctrica. Esto hace que la alarma suene y advierta a los ocupantes del peligro de fuego. Completa la siguiente ecuación nuclear para el decaimiento del americio 241:

$$^{241}_{95}\text{Am} \longrightarrow ? + {}^{4}_{2}\text{He}$$

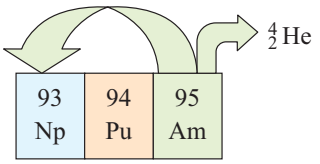
Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{241}_{95}\text{Am} \longrightarrow ? + {}^{4}_{2}\text{He}$$

PASO 2 **Determina el número de masa faltante.** En la ecuación, el número de masa, 241, del americio es igual a la suma de los números de masa de la partícula alfa y el nuevo núcleo.

$$241 = ? + 4$$
$$241 - 4 = ?$$
$$237 = ? \text{ (número de masa del nuevo núcleo)}$$



PASO 3 **Determina el número atómico faltante.** El número atómico del americio 95 debe igualar la suma del número atómico de la partícula alfa y el nuevo núcleo.

$$95 = ? + 2$$
$$95 - 2 = ?$$
$$93 = ? \text{ (número atómico del nuevo núcleo)}$$

PASO 4 **Determina el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento que tiene número atómico 93 es neptunio, Np. El símbolo de este isótopo de Np se escribe como

$$^{237}_{93}\text{Np}$$

PASO 5 **Completa la ecuación nuclear.**

$$^{241}_{95}\text{Am} \longrightarrow {}^{237}_{93}\text{Np} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

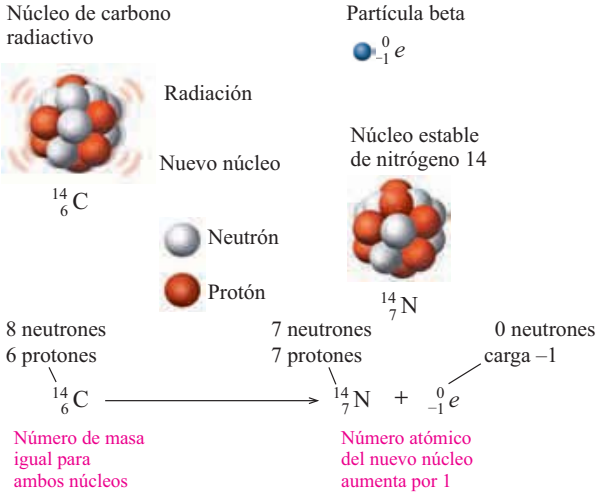
En esta reacción nuclear, un núcleo de americio 241 decae por liberación de una partícula alfa y produce un núcleo de neptunio 237.

Comprobación de estudio

Escribe una ecuación nuclear balanceada para el emisor alfa polonio 214.

Emisores beta

En la emisión beta, el núcleo inestable convierte un neutrón en un protón y una partícula beta, que se emite del núcleo. El protón recientemente formado se suma al número de protones que ya hay en el núcleo y aumenta el número atómico por 1. Sin embargo, el número de masa del núcleo recientemente formado permanece igual. Por ejemplo, el carbono 14 decae por emisión de una partícula beta y forma un núcleo de nitrógeno.



En la ecuación nuclear de un emisor beta, el número de masa del núcleo radiactivo y el número de masa del nuevo núcleo son el mismo, y el número atómico del nuevo núcleo aumenta por 1, lo que indica un cambio de un elemento en otro.

Problema de muestra 16.3 **Escritura de una ecuación para decaimiento beta**

El cobalto 60 decae mediante emisión de una partícula beta. Escribe la ecuación nuclear para su decaimiento.

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{60}_{27}\text{Co} \longrightarrow \ ? \ + \ ^{0}_{-1}e$$

PASO 2 **Determina el número de masa faltante.** En la ecuación, el número de masa del cobalto 60 es igual a la suma del número de masa de la partícula beta y el nuevo núcleo.

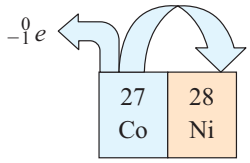
$$60 = ? + 0$$
$$60 - 0 = ?$$
$$60 = ? \text{ (número de masa del nuevo núcleo)}$$

PASO 3 **Determina el número atómico faltante.** El número atómico del cobalto 60 debe ser igual a la suma del número atómico de la partícula beta y el nuevo núcleo.

$$27 = ? - 1$$
$$27 + 1 = ?$$
$$28 = ? \text{ (número atómico del nuevo núcleo)}$$

PASO 4 **Determina el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento que tiene número atómico 28 es níquel (Ni). El núcleo de este isótopo de Ni se escribe como

$$^{60}_{28}\text{Ni}$$



PASO 5 **Completa la ecuación nuclear.**

$$^{60}_{27}\text{Co} \longrightarrow \ ^{60}_{28}\text{Ni} \ + \ ^{0}_{-1}e$$

En esta reacción nuclear, un núcleo de cobalto 60 decae mediante liberación de una partícula beta y produce un núcleo de níquel 60.

Comprobación de estudio

Escribe la ecuación nuclear para yodo 131, un emisor beta.

Emisores de positrones

En la emisión de positrón, un protón en el núcleo se convierte en un neutrón y un positrón, que deja el núcleo.

Problema de muestra 16.4 **Escritura de una ecuación para emisión de positrón**

Escribe la ecuación nuclear para manganeso 49, que decae mediante emisión de un positrón.

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{49}_{25}\text{Mn} \longrightarrow \text{?} + {}^{0}_{+1}e$$

PASO 2 **Determina el número de masa faltante.** En la ecuación, el número de masa 49 del manganeso es igual a los números de masa combinados de un positrón y el nuevo núcleo.

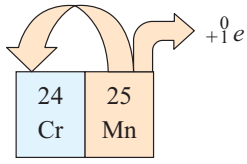
$$49 = \text{?} + 0$$
$$49 - 0 = \text{?}$$
$$49 = \text{? (número de masa del nuevo núcleo)}$$

PASO 3 **Determina el número atómico faltante.** El número atómico del manganeso 49 debe igualar la suma del número atómico de la partícula beta y el nuevo núcleo.

$$25 = \text{?} + 1$$
$$25 - 1 = \text{?}$$
$$24 = \text{? (número atómico del nuevo núcleo)}$$

PASO 4 **Determina el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento que tiene número atómico 24 es cromo, Cr. El núcleo de este isótopo de Cr se escribe como

$$^{49}_{24}\text{Cr}$$



PASO 5 **Completa la ecuación nuclear.**

$$^{49}_{25}\text{Mn} \longrightarrow {}^{49}_{24}\text{Cr} + {}^{0}_{+1}e$$

En esta reacción nuclear, un núcleo de manganeso 49 decae mediante liberación de un positrón y produce un núcleo de cromo 49.

Comprobación de estudio

Escribe la ecuación nuclear para xenón 118, que decae mediante emisión de un positrón.

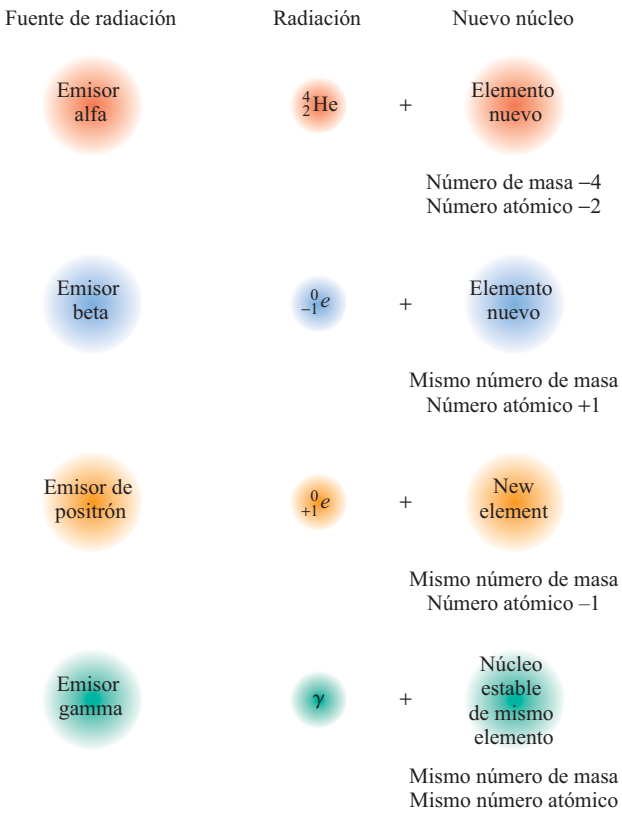


Figura 16.2 Cuando los núcleos de emisores alfa, beta, positrón y gamma emiten radiación, se producen nuevos núcleos más estables.

P *¿Qué cambios ocurren en el número de protones y neutrones cuando un emisor alfa cede radiación?*

Emisores gamma

Hay muy pocos emisores gamma puros, aunque la radiación gamma acompaña la mayoría de la radiación alfa y beta. En radiología, uno de los emisores gamma más comúnmente usados es el tecnecio (Tc). El estado excitado llamado tecnecio metaestable se escribe como tecnecio-99m, Tc-99m o ^{99m}Tc. Al emitir energía en la forma de rayos gamma, el núcleo excitado se vuelve más estable.

$$^{99m}_{43}\text{Tc} \longrightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + \gamma$$

La figura 16.2 resume los cambios en el núcleo para radiación alfa, beta, positrón y gamma.

Producción de isótopos radiactivos

En la actualidad, más de 1500 radioisótopos se producen mediante la conversión de isótopos no radiactivos estables en radiactivos. Para hacer esto, un átomo estable se bombardea con partículas alfa, protones o neutrones de rápido movimiento. Cuando a una de estas partículas la absorbe un núcleo estable, el núcleo se vuelve inestable y el átomo ahora es un isótopo radiactivo o **radioisótopo**. El proceso de cambiar un elemento en otro se llama **transmutación.**

Cuando el boro 10, un isótopo radiactivo, se bombardea con una partícula alfa, se convierte a nitrógeno 13, un radioisótopo. En esta reacción de bombardeo se emite un neutrón.



$^{4}_{2}\text{He}$ + $^{10}_{5}\text{B}$ ⟶ $^{13}_{7}\text{N}$ + $^{1}_{0}\text{n}$

Partícula que bombardea — Núcleo estable — Nuevo núcleo radiactivo — Neutrón

Todos los elementos conocidos con números atómicos mayores que 92 se producen mediante bombardeo; ninguno de estos elementos ocurre de manera natural. La mayoría se han producido sólo en pequeñas cantidades y existen por un tiempo tan corto que es difícil estudiar sus propiedades. Un ejemplo es el elemento 105, dubnio, que se produce cuando el californio 249 se bombardea con nitrógeno 15.

$$^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{15}_{7}\text{N} \longrightarrow {}^{260}_{105}\text{Db} + 4\,{}^{1}_{0}\text{n}$$

El tecnecio-99m es un radioisótopo utilizado en medicina nuclear para muchos procedimientos diagnósticos, incluida la detección de tumores cerebrales y exámenes del hígado y el bazo. La fuente del tecnecio-99m es molibdeno 99, que se produce en un reactor nuclear mediante bombardeo de neutrones de molibdeno 98.



$$^{98}_{42}\text{Mo} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{99}_{42}\text{Mo}$$

Muchos laboratorios de radiología tienen un pequeño generador que contiene el molibdeno 99 radiactivo, que decae para dar el radioisótopo tecnecio-99m.

$$^{99}_{42}\text{Mo} \longrightarrow {}^{99m}_{43}\text{Tc} + {}^{0}_{-1}e$$

El radioisótopo tecnecio-99m decae mediante emisión de rayos gamma. La emisión gamma es deseable para trabajo diagnóstico porque los rayos gamma pasan a través del cuerpo hacia el equipo de detección.

$$^{99m}_{43}\text{Tc} \longrightarrow {}^{99}_{43}\text{Tc} + \gamma$$

Problema de muestra 16.5 **Completar una ecuación nuclear para una reacción de bombardeo**

Cuando un protón bombardea níquel 58, los productos son un nuevo núcleo y una partícula alfa. Escribe la ecuación nuclear balanceada para la reacción de bombardeo.

Solución

PASO 1 **Escribe la ecuación nuclear incompleta.**

$$^{58}_{28}\text{Ni} + {}^{1}_{1}\text{H} \longrightarrow ? + {}^{4}_{2}\text{He}$$

PASO 2 **Determina el número de masa faltante.** En la ecuación, la suma de los números de masa de níquel (58) e hidrógeno (1) debe ser igual a la suma de los números de masa de la partícula alfa (4) y el nuevo núcleo.

$$58 + 1 = ? + 4$$

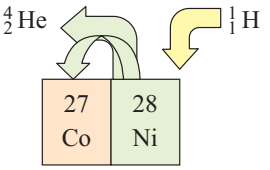
$$59 - 4 = ?$$

$$55 = ? \text{ (número de masa del nuevo núcleo)}$$

PASO 3 **Determina el número atómico faltante.** Los números atómicos de níquel (28) e hidrógeno (1) deben ser igual a la suma de los números atómicos de la partícula alfa (2) y el nuevo núcleo.

$$28 + 1 = ? + 2$$
$$29 - 2 = ?$$
$$27 = ? \text{ (número atómico del nuevo núcleo)}$$

PASO 4 **Determina el símbolo del nuevo núcleo.** En la tabla periódica, el elemento que tiene número atómico 27 es cobalto, Co. El símbolo de este isótopo de Co se escribe como $^{55}_{27}\text{Co}$.



PASO 5 **Completa la ecuación nuclear.**

$$^{58}_{28}\text{Ni} + {}^{1}_{1}\text{H} \longrightarrow {}^{55}_{27}\text{Co} + {}^{4}_{2}\text{He}$$

Protón — Nuevo isótopo

Comprobación de estudio

Completa la siguiente ecuación de bombardeo:

$$? + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow {}^{17}_{8}\text{O} + {}^{1}_{1}\text{H}$$

Preguntas y problemas — Ecuaciones nucleares

16.13 Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento alfa de cada uno de los siguientes isótopos radiactivos:
a) $^{208}_{84}\text{Po}$ *b)* $^{232}_{90}\text{Th}$
c) $^{251}_{102}\text{No}$ *d)* $^{220}_{86}\text{Rn}$

16.14 Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento alfa de cada uno de los siguientes isótopos radiactivos:
a) $^{243}_{96}\text{Cm}$ *b)* $^{252}_{99}\text{Es}$
c) $^{251}_{98}\text{Cf}$ *d)* $^{261}_{107}\text{Bh}$

16.15 Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento beta de cada uno de los siguientes isótopos radiactivos:
a) $^{25}_{11}\text{Na}$ *b)* $^{20}_{8}\text{O}$
c) $^{92}_{38}\text{Sr}$ *d)* $^{42}_{19}\text{K}$

16.16 Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento beta de cada uno de los siguientes isótopos radiactivos:
a) potasio 42 *b)* hierro 59
c) hierro 60 *d)* bario 141

16.17 Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento de positrón de cada uno de los siguientes isótopos radiactivos:
a) $^{26}_{14}\text{Si}$ *b)* $^{54}_{27}\text{Co}$
c) $^{77}_{37}\text{Rb}$ *d)* $^{93}_{45}\text{Rh}$

16.18 Escribe una ecuación nuclear balanceada para el decaimiento de positrón de cada uno de los siguientes isótopos radiactivos:
a) $^{8}_{5}\text{B}$ *b)* $^{13}_{7}\text{N}$
c) $^{40}_{19}\text{K}$ *d)* $^{118}_{54}\text{Xe}$

16.19 Completa cada una de las siguientes ecuaciones nucleares:
a) $^{28}_{13}\text{Al} \longrightarrow ? + {}^{0}_{-1}e$
b) $? \longrightarrow {}^{86}_{36}\text{Kr} + {}^{1}_{0}\text{n}$
c) $^{66}_{29}\text{Cu} \longrightarrow {}^{66}_{30}\text{Zn} + ?$
d) $? \longrightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{234}_{90}\text{Th}$
e) $^{188}_{80}\text{Hg} \longrightarrow ? + {}^{0}_{+1}e$

16.20 Completa cada una de las siguientes ecuaciones nucleares:
a) $^{11}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{7}_{4}\text{Be} + ?$
b) $^{35}_{16}\text{S} \longrightarrow ? + {}^{0}_{-1}e$
c) $? \longrightarrow {}^{90}_{39}\text{Y} + {}^{0}_{-1}e$
d) $^{210}_{83}\text{Bi} \longrightarrow ? + {}^{4}_{2}\text{He}$
e) $? \longrightarrow {}^{135}_{59}\text{Pr} + {}^{0}_{+1}e$

16.21 Completa cada una de las siguientes reacciones de bombardeo:
a) $^{9}_{4}\text{Be} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow ?$
b) $^{32}_{16}\text{S} + ? \longrightarrow {}^{32}_{15}\text{P}$
c) $? + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{24}_{11}\text{Na} + {}^{4}_{2}\text{He}$
d) cuando Al-27 se bombardea con una partícula alfa, forma Si-30. ¿Cuál otra partícula se produce?

16.22 Completa cada una de las siguientes reacciones de bombardeo:
a) $^{40}_{18}\text{Ar} + ? \longrightarrow {}^{43}_{19}\text{K} + {}^{1}_{1}\text{H}$
b) $^{238}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow ?$
c) $? + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{14}_{6}\text{C} + {}^{1}_{1}\text{H}$
d) cuando una partícula alfa bombardea N-14, forma un radioisótopo y un protón. ¿Cuál es el radioisótopo que se produce?

Meta de aprendizaje

Describir la detección y medición de la radiación.

16.3 Medición de radiación

Uno de los instrumentos más comunes para detectar radiaciones beta y gamma es el contador Geiger. Consiste de un tubo de metal lleno con un gas como argón. Cuando la radiación entra a una ventana en el extremo del tubo, produce iones en el gas; los iones producen una corriente eléctrica. Cada chispa de corriente se amplifica para dar un clic y una lectura en un medidor.

$$\text{Ar} + \text{radiación} \longrightarrow \text{Ar}^{+} + e^{-}$$

La radiación se mide de muchas formas. Podemos medir la actividad de una muestra radiactiva o determinar el impacto de la radiación sobre tejido biológico.

Actividad

Cuando un laboratorio de radiología obtiene un radioisótopo, la actividad de la muestra se mide en términos del número de desintegraciones nucleares por segundo. El **curie** (**Ci**), la unidad original de actividad, se definió como el número de desintegraciones que ocurren en 1 segundo para 1 g de radio, que es igual a 3.7×10^{10} desintegraciones por segundo. El curie recibió su nombre de Marie Curie, científica polaca, que junto con su esposo Pierre descubrió los elementos radiactivos radio y polonio. La unidad SI de la actividad de radiación es el **becquerel** (**Bq**), que es una desintegración por segundo.

Efectos biológicos

Después de medir la actividad de un radioisótopo, con frecuencia queremos saber cuánta radiación absorben los tejidos del cuerpo. El **rad** (**dosis de radiación**



Tabla 16.5 Algunas unidades de medición de radiación

Medición	Unidad común	Unidad SI	Relación
Actividad	curie (Ci) = 3.7×10^{10} desintegraciones/s	becquerel (Bq) = 1 desintegración/s	1 Ci = 3.7×10^{10} Bq
Dosis absorbida	rad	gray (Gy) = 1 J/kg tejido	1 Gy = 100 rad
Daño biológico	rem = rad × factor	1 sievert (Sv)	1 Sv = 100 rem

absorbida, en inglés) es una unidad que mide la cantidad de radiación absorbida por un gramo de masa, como el tejido corporal. La unidad SI para dosis absorbida es el **gray** (**Gy**), que se define como los joules de energía absorbidos por 1 kg de tejido. El gray es igual a 100 rads.

La **rem** (**radiación equivalente en humanos**) mide los efectos biológicos de diferentes tipos de radiación. Las partículas alfa no penetran la piel. Pero si entran al cuerpo por alguna otra ruta, causan mucho daño aun cuando las partículas viajen una corta distancia en el tejido. La radiación de alta energía, como las partículas beta y los protones y neutrones de alta energía, que penetran la piel y viajan por los tejidos, causan más daño. Los rayos gamma son dañinos porque viajan una gran distancia a través del tejido y crean una gran cantidad de ionización.

Para determinar la **dosis equivalente** o dosis rem, la dosis absorbida (rad) se multiplica por un factor que se ajusta para el daño biológico causado por una forma particular de radiación. Para las radiaciones beta y gamma, el factor es 1, de modo que el daño biológico en rems es el mismo que la radiación absorbida (rads). Para protones y neutrones de alta energía, el factor es aproximadamente 1, y para partículas alfa es 20.

$$\text{Daño biológico (rem)} = \text{Dosis absorbida (rad)} \times \text{Factor}$$

Con frecuencia, la medición para una dosis equivalente estará en unidades de milirems (mrem). Un rem es igual a 1000 mrem. La unidad SI es el **sievert** (**Sv**). Un sievert es igual a 100 rems. La tabla 16.5 resume las unidades usadas para medir radiación.

Problema de muestra 16.6 **Medición de actividad**

Una muestra de fósforo 32, un emisor beta, tiene una actividad de 2 milicuries (mCi). ¿Cuántas partículas beta se emiten por esta muestra de P-32 en 1 s?

Solución

PASO 1 **Dado** actividad = 2 mCi; tiempo = 1 s

Deseado número de partículas beta

PASO 2 **Plan**

mCi | Factor métrico | Ci | Factor curie | partículas β/s | Tiempo | partículas β

PASO 3 **Equivalencias/factores de conversión**

$$1\text{ Ci} = 1000\text{ mCi} \qquad \frac{3.7 \times 10^{10}\text{ partículas }\beta}{1\text{ s}} = 1\text{ Ci}$$

$$\frac{1\text{ Ci} = 1000\text{ mCi}}{\dfrac{1000\text{ mCi}}{1\text{ Ci}} \quad \text{y} \quad \dfrac{1\text{ Ci}}{1000\text{ mCi}}} \qquad \frac{3.7 \times 10^{10}\text{ partículas }\beta/\text{s} = 1\text{ Ci}}{\dfrac{3.7 \times 10^{10}\text{ partículas }\beta/\text{s}}{1\text{ Ci}} \quad \text{y} \quad \dfrac{1\text{ Ci}}{3.7 \times 10^{10}\text{ partículas }\beta/\text{s}}}$$

PASO 4 **Planteamiento del problema** Calculamos el número de partículas beta emitidas en 1 segundo a partir de la actividad del radioisótopo.

$$2\ \cancel{\text{mCi}} \times \frac{1\ \cancel{\text{Ci}}}{1000\ \cancel{\text{mCi}}} \times \frac{3.7 \times 10^{10}\text{ partículas }\beta\ /\cancel{\text{s}}}{\cancel{\text{Ci}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{s}}}{} = 7 \times 10^{7}\text{ partículas }\beta$$

Comprobación de estudio

Una fuente de yodo 131 tiene una actividad de 0.25 Ci. ¿Cuántos átomos radiactivos se desintegrarán en 1.0 min?

NOTA QUÍMICA

RADIACIÓN Y ALIMENTOS

Las enfermedades causadas por bacterias patógenas en los alimentos, como *Salmonella, Listeria* y *Escherichia coli,* se han convertido en un gran problema de salud en Estados Unidos. Los Centros para Control y Prevención de Enfermedades estiman que, cada año, la *E. coli* en los alimentos contaminados infecta a 20 000 personas en Estados Unidos y 500 de ellas mueren. La *E. coli* ha sido responsable de epidemias a partir de carne molida contaminada, jugos de fruta, lechuga y germen de alfalfa.

La Administración de Alimentos y Medicamentos (FDA, por sus siglas en inglés) aprobó el uso de 0.3 kilogray (0.3 kGy) a 1 kGy de radiación ionizante, producida por cobalto 60 o cesio 137, para el tratamiento de alimentos. La tecnología de irradiación es muy parecida a la que se usa para esterilizar material médico. Píldoras de cobalto se colocan en tubos de acero inoxidable, que se ordenan en anaqueles. Cuando el alimento se mueve a través de la serie de anaqueles, los rayos gamma pasan mediante el alimento y matan la bacteria.

Es importante que los consumidores entiendan que, cuando el alimento se irradia, nunca entra en contacto con la fuente radiactiva. Los rayos gamma pasan a través del alimento y matan las bacterias, pero eso no vuelve radiactiva la comida. La radiación mata las bacterias porque detiene su capacidad de dividirse y crecer. Por la misma razón, cocinamos o calentamos mucho los alimentos. La radiación, así como el calor, tienen poco efecto sobre el alimento en sí, porque sus células ya no se dividen o crecen. Por tanto, el alimento irradiado no es dañino, aunque se pueda perder una pequeña cantidad de vitaminas B_1 y C.

En la actualidad, jitomates, moras, fresas y hongos se irradian para permitir su cosecha cuando están completamente maduros y extender su vida en el aparador (figura 16.3). La FDA también aprobó la irradiación de la carne de cerdo, pollo y



(a)



(b)

Figura 16.3 **(a)** La FDA requiere que este símbolo aparezca en los alimentos irradiados. **(b)** Después de dos semanas, las fresas irradiadas (derecha) no muestran putrefacción. El hongo comienza a crecer en las no irradiadas (izquierda).

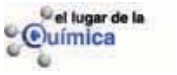
P *¿Por qué se usan alimentos irradiados en las naves espaciales y en los centros asistenciales?*

res con la finalidad de reducir infecciones potenciales y extender la vida en aparador. Actualmente, vegetales y productos cárnicos irradiados están a disposición en mercados al menudeo en Sudáfrica. Los astronautas del Apolo 17 comieron alimentos irradiados en la luna, y algunos hospitales y centros asistenciales estadounidenses ahora usan carne de pollo irradiada para reducir la posibilidad de infecciones entre los pacientes. La vida extendida de la comida irradiada en el aparador también es útil para campistas y personal militar. Pronto los consumidores preocupados por la seguridad de los alimentos tendrán una opción de carnes, frutas y vegetales irradiados en el mercado.

Tabla 16.6 Radiación anual promedio recibida por una persona en Estados Unidos

Fuente	Dosis (mrem/año)
Natural	
Suelo	15
Aire, agua, alimentos	30
Rayos cósmicos	40
Madera, concreto, ladrillo	50
Médica	
Rayos X tórax	50
Rayos X dentales	20
Rayos X tracto gastrointestinal superior	200
Otros	
Televisión	2
Viaje aéreo	1
Radón	200[a]
Fumar cigarrillos	35

[a] Varía ampliamente.



ESTUDIO DE CASO
Irradiación de alimentos

Radiación de fondo

Todos estamos expuestos a bajos niveles de radiación todos los días. Los isótopos radiactivos que se encuentran en forma natural son parte de los átomos de madera, ladrillo y concreto en nuestros hogares y los edificios donde trabajamos y vamos a la escuela. Esta radiactividad, llamada radiación de fondo, está en el suelo, en los alimentos que comemos, en el agua que bebemos y en el aire que respiramos. Por ejemplo, uno de los isótopos del potasio, que ocurre naturalmente, el potasio 40, es radiactivo. Se encuentra en el cuerpo porque está en cualquier alimento que contenga potasio. Otros radioisótopos que se encuentran en forma natural en el aire y los alimentos son el carbono 14, el radón 222, el estroncio 90 y el yodo 131. La tabla 16.6 menciona algunas fuentes comunes de radiación.

También estamos expuestos a la radiación (rayos cósmicos) producida en el espacio por el sol. A mayores alturas, la cantidad de radiación cósmica es mayor porque hay menos moléculas de aire para absorberla. Las personas que viven a grandes alturas o vuelvan en avión reciben más radiación de los rayos cósmicos que quienes viven a nivel del mar. Por ejemplo, una persona que vive en Denver recibe aproximadamente el doble de radiación cósmica que quien vive en Los Ángeles.

Una persona que vive cerca de una planta nuclear por lo general no recibe mucha radiación adicional, acaso 0.1 milirem (mrem) en 1 año (1 rem es igual a 1000 mrem). Sin embargo, en el accidente en la planta nuclear de Chernobyl en 1986, se estimó que las personas de una ciudad cercana recibieron hasta 1 rem/h.

Además de la radiación que ocurre naturalmente en los materiales de nuestros hogares, recibimos radiación de la televisión. En la clínica médica, los rayos X dentales y de tórax también se suman a nuestra exposición a la radiación. Una persona promedio en Estados Unidos recibe aproximadamente 0.17 rem o 170 mrem de radiación al año.

Enfermedad por radiación

Mientras mayor sea la dosis de radiación recibida en cada ocasión, mayor será el efecto sobre el cuerpo. La exposición a la radiación bajo 25 rem por lo general no se puede detectar. La exposición de todo el cuerpo a 100 rem produce una reducción temporal en el número de glóbulos blancos. Si la exposición a la radiación es 100 rem o mayor, la persona sufre los síntomas de enfermedad por radiación: náusea, vómito, fatiga y una reducción en el conteo de glóbulos blancos. Una dosis en todo el cuerpo mayor a 300 rem puede bajar el conteo de glóbulos blancos a cero. La víctima sufre diarrea, pérdida de cabello e infección. La exposición a radiación de aproximadamente 500 rem se espera cause la muerte en 50% de las personas que reciben dicha dosis. Esta cantidad de radiación se llama dosis letal que resulta mortal para la mitad de la población o LD_{50}. La LD_{50} varía para diferentes formas de vida, como muestra la tabla 16.7. Las dosis de radiación de aproximadamente 600 rem serían fatales para todos los humanos en pocas semanas.

Tabla 16.7 Dosis letales de radiación para algunas formas de vida

Forma de vida	LD_{50} (rem)
Insecto	100,000
Bacterias	50,000
Rata	800
Humano	500
Perro	300

Preguntas y problemas **Medición de la radiación**

16.23 *a*) ¿cómo detecta la radiación un contador Geiger?
b) ¿cuáles son la unidad SI y la unidad más antigua que describen la actividad de una muestra radiactiva?
c) ¿cuáles son la unidad SI y la unidad más antigua que describen la dosis de radiación absorbida por tejido?
d) ¿qué significa el término *kilogray*?

16.24 *a*) ¿qué es la radiación de fondo?
b) ¿cuáles son la unidad SI y la unidad más antigua que describen el efecto biológico de la radiación?
c) ¿qué significan los términos *mCi* y *mrem*?
d) ¿por qué es un factor que se usa para determinar la dosis equivalente?

16.25 *a*) Una muestra de yodo 131 tiene una actividad de 3.0 Ci. ¿Cuántas desintegraciones ocurren en la muestra de yodo 131 en 20 s?
b) la dosis recomendada de yodo 131 es 4.20 μCi/kg de masa corporal. ¿Cuántos microcuries de yodo 131 se necesitan para una persona de 70.0 kg con hipertiroidismo (1 mCi = 1000 μCi)?

16.26 *a*) la dosis de tecnecio 99m para una exploración pulmonar es 20 μCi/kg de masa corporal. ¿Cuántos milicuries se deben dar a una persona de 50.0 kg? (1 mCi = 1000 μCi)?
b) una persona recibe 50 mrads en unos rayos X de tórax. ¿Cuánto es esta cantidad en grays? ¿Cuál sería la dosis equivalente en mrems?
c) supón que una persona absorbió 50 mrads de radiación alfa. ¿Cuál sería la dosis equivalente en mrems? ¿Cómo se compara con los mrems del inciso b?

16.27 ¿Por qué un piloto de avión estaría más expuesto a radiación de fondo que la persona que trabaja en la venta de boletos?

16.28 En terapia de radiación, una persona recibe altas dosis de radiación. ¿Qué síntomas de enfermedad por radiación puede mostrar el paciente?

Meta de aprendizaje

Dar la vida media de un radioisótopo, calcular la cantidad de radioisótopo restante después de una o más vidas medias.

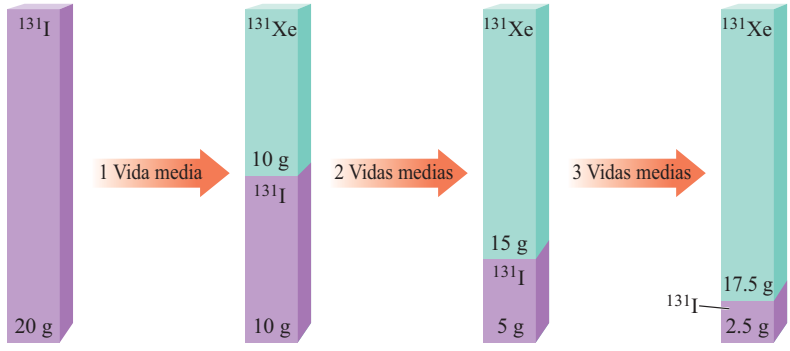
16.4 Vida media de un radioisótopo

La **vida media** de un radioisótopo es la cantidad de tiempo que tarda en decaer la mitad de una muestra. Por ejemplo, ^{131}I tiene una vida media de 8.0 días. Conforme el ^{131}I decae, produce una partícula beta y el isótopo no radiactivo ^{131}Xe.

$$^{131}_{53}\text{I} \longrightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + {}^{0}_{-1}\beta$$

Supón que tenemos una muestra que contiene 20.0 gramos de ^{131}I. No sabemos cuál núcleo específico emitirá radiación, pero sabemos que en 8.0 días, la mitad de todos los núcleos en la muestra decaerá para dar ^{131}Xe. Esto significa que, después de 8.0 días, en la muestra quedará la mitad del número de átomos de ^{131}I, o 10.0 g de ^{131}I. El proceso de decaimiento también produjo 10.0 g del producto ^{131}Xe. Después de que pasa otra vida media, u 8.0 días, 5.00 g de los 10.0 g de ^{131}I decaerán a ^{131}Xe. Ahora hay 5.00 g de ^{131}I, mientras que hay un total de 15.0 g de ^{131}Xe.

$$20\text{ g } {}^{131}\text{I} \xrightarrow{1\text{ vida media}} 10\text{ g } {}^{131}\text{I} \xrightarrow{2\text{ vidas medias}} 5\text{ g } {}^{131}\text{I}$$



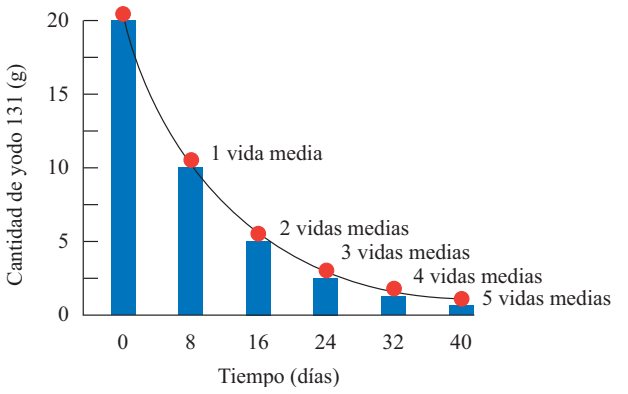


Figura 16.4 La curva de decaimiento para el yodo 131 muestra que la mitad de la muestra radiactiva decae y la mitad permanece radiactiva después de cada vida media de 8 días.

P *¿Cuántos gramos de la muestra de 20 g siguen radiactivos después de 2 vidas medias?*

Tabla 16.8 **Actividad de una muestra de ^{131}I con tiempo**

Tiempo transcurrido	0 días	8.0 días	16.0 días	24.0 días
Vidas medias	0	1	2	3
^{131}I restante	20.0 g	10.0 g	5.00 g	2.50 g
^{131}Xe producido	0 g	10.0 g	15.0 g	17.5 g

Una tercera vida media, u otros 8.0 días, resultan en 2.50 g del ^{131}I que decae para dar ^{131}Xe, lo que deja 2.50 g de ^{131}I todavía capaces de producir radiación. Esta información se resume en la tabla 16.8.

Una **curva de decaimiento** es un diagrama del decaimiento de un isótopo radiactivo. La figura 16.4 muestra tal curva para el ^{131}I que estudiamos.

Guía para usar vidas medias

PASO 1 Establece las cantidades dada y deseada de radioisótopo.

PASO 2 Escribe un plan para calcular la cantidad de radioisótopo activo.

PASO 3 Escribe la equivalencia de vida media y factores de conversión.

PASO 4 Plantea el problema para calcular la cantidad de radioisótopo activo.

Problema de muestra 16.7 Uso de vidas medias de un radioisótopo

El fósforo 32, un radioisótopo usado en el tratamiento de la leucemia, tiene una vida media de 14 días. Si una muestra contiene 8.0 g de fósforo 32, ¿cuántos gramos de fósforo 32 permanecen después de 42 días?

Solución

PASO 1 **Dado** 8.0 g ^{32}P; 42 días; 14 días/vida media
Deseado g ^{32}P restante

PASO 2 **Plan**

42 días → Vida media → Número de vidas medias

8.0 g ^{32}P → Número de vidas medias → g ^{32}P restante

PASO 3 **Equivalencia/factores de conversión**

$$1 \text{ vida media} = 14 \text{ d}$$

$$\frac{14 \text{ d}}{1 \text{ vida media}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ vida media}}{14 \text{ d}}$$

Tabla 16.9 Vidas medias de algunos radioisótopos

Elemento	Radioisótopo	Vida media
Radioisótopos que ocurren naturalmente		
carbono	^{14}C	5730 años
potasio	^{40}K	1.3×10^9 años
radio	^{226}Ra	1600 años
uranio	^{238}U	4.5×10^9 años
Algunos radioisótopos médicos		
cromo	^{51}Cr	28 días
yodo	^{131}I	8 días
hierro	^{59}Fe	46 días
tecnecio	^{99m}Tc	6.0 horas

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Química nuclear

PASO 4 **Planteamiento del problema** Podemos hacer este problema con dos cálculos. Primero determinamos el número de vidas medias en la cantidad de tiempo transcurrido.

$$\text{Número de vidas medias} = 42 \cancel{\text{d}} \times \frac{1 \text{ vida media}}{14 \cancel{\text{d}}} = 3 \text{ vidas medias}$$

Ahora determinamos cuánto de la muestra decae en 3 vidas medias y cuántos gramos del fósforo permanecen.

$$8.0 \text{ g } ^{32}P \xrightarrow{14 \text{ d}} 4.0 \text{ g } ^{32}P \xrightarrow{14 \text{ d}} 2.0 \text{ g } ^{32}P \xrightarrow{14 \text{ d}} 1.0 \text{ g } ^{32}P$$

Comprobación de estudio

El hierro 59 tiene una vida media de 46 días. Si el laboratorio recibió una muestra de 8.0 g de hierro 59, ¿cuántos gramos están activos todavía después de 184 días?

Los isótopos de los elementos que ocurren naturalmente por lo general tienen vidas medias largas, como se muestra en la tabla 16.9. Se desintegran lentamente y producen radiación durante un largo periodo, incluso miles o millones de años. En contraste, muchos de los radioisótopos utilizados en la medicina nuclear tienen vidas medias más cortas. Se desintegran rápidamente y producen casi toda su radiación en un corto periodo. Por ejemplo, el tecnecio-99m emite la mitad de su radiación en las primeras 6 horas. Esto significa que una pequeña cantidad del radioisótopo que se da a un paciente desaparece en dos días. Los productos de decaimiento del tecnecio-99m son totalmente eliminados del cuerpo.

Problema de muestra 16.8 Datación con vidas medias

En los pozos de alquitrán de La Brea, en Los Ángeles, se han desenterrado restos de animales antiguos. Supón que una muestra de hueso de estos pozos se somete al método de datación con carbono 14. Si la muestra exhibe que han transcurrido dos vidas medias, ¿cuándo vivió el animal?

Solución

Podemos calcular la edad de la muestra de hueso con el uso de la vida media del carbono 14 (5730 años).

$$\cancel{2 \text{ vidas medias}} \times \frac{5730 \text{ años}}{\cancel{1 \text{ vida media}}} = 11\,500 \text{ años}$$

Estimaríamos que el animal vivió hace 11 500 años, o aproximadamente en 9500 a.e.a.

Comprobación de estudio

Supón que un trozo de madera encontrado en una tumba tiene $\frac{1}{8}$ (3 vidas medias) de su actividad original de C-14. ¿Aproximadamente hace cuántos años la madera fue parte de un árbol vivo?

NOTA QUÍMICA

DATACIÓN DE OBJETOS ANTIGUOS

Los geólogos, arqueólogos e historiadores usan una técnica conocida como datación radiológica para determinar la edad de objetos antiguos. La edad de un objeto derivado de plantas o animales (como madera, fibra, pigmentos naturales, hueso y ropa de algodón o lana) se determina al medir la cantidad de carbono 14, una forma radiactiva del carbono que ocurre naturalmente. En 1960, Willard Libby recibió el Premio Nobel por el trabajo que realizó para desarrollar las técnicas de datación con carbono 14 durante la década de 1940.

El carbono 14 se produce en la atmósfera superior mediante el bombardeo de $^{14}_{7}\text{N}$ por neutrones de alta energía provenientes de los rayos cósmicos.

$$^{1}_{0}\text{n} + {}^{14}_{7}\text{N} \longrightarrow {}^{14}_{6}\text{C} + {}^{1}_{1}\text{H}$$

Neutrón de rayos cósmicos | Nitrógeno en la atmósfera | Carbono 14 radiactivo | Protón

El carbono 14 reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono radiactivo, $^{14}CO_2$. Puesto que las plantas vivientes absorben continuamente el dióxido de carbono durante el proceso de fotosíntesis, parte de éste se tomará en la planta. Después de que la planta muere, ya no toma más carbono 14 y la cantidad contenida en la planta disminuye de manera estable conforme experimenta decaimiento β radiactivo.

$$^{14}_{6}\text{C} \longrightarrow {}^{14}_{7}\text{N} + {}^{0}_{-1}e$$

Los científicos usan la vida media del carbono 14 (5730 años) para calcular el tiempo transcurrido desde que la planta murió, un proceso llamado *datación con carbono.* Mientras menor sea la cantidad de carbono 14 restante en la muestra, mayor será el número de vidas medias transcurridas. Por tanto, se puede determinar la edad aproximada de la muestra. Por ejemplo, una viga de madera que se encontró en una antigua morada india puede tener la mitad del carbono 14 que se encuentra en las plantas vivas de la actualidad. Por tanto, la morada probablemente se construyó hace aproximadamente 5730 años, una vida media de carbono 14. La datación con carbono 14 se usó para determinar que los rollos del mar Muerto tenían aproximadamente 2000 años de antigüedad.



Un método de datación radiológica, usado para determinar la edad de las rocas, se basó en el radioisótopo uranio 238, que decae a plomo 206 a través de una serie de reacciones. El isótopo uranio 238 tiene una vida media muy larga, aproximadamente 4×10^9 (4 mil millones) años. Las mediciones de las cantidades de uranio 238 y plomo 206 permiten a los geólogos determinar la edad de muestras de roca. Las rocas más antiguas tendrán un mayor porcentaje de plomo 206 porque ha decaído más uranio 238. La edad de las rocas traídas de la Luna por las misiones *Apolo* se determinó usando uranio 238. Se encontró que tenían aproximadamente 4×10^9 años de antigüedad, más o menos la misma edad calculada para la Tierra.

Preguntas y problemas

Vida media de un radioisótopo

16.29 ¿Qué se entiende por el término vida media?

16.30 ¿Por qué los radioisótopos con vidas medias cortas se usan para diagnóstico en medicina nuclear?

16.31 El tecnecio-99m es un radioisótopo ideal para explorar órganos, porque tiene una vida media de 6.0 hr y es un emisor gamma puro. Supón que esta mañana se prepararon 80.0 mg en el generador de tecnecio. ¿Cuántos miligramos permanecerán después de los siguientes intervalos?

a) 1 vida media *b*) 2 vidas medias
c) 18 hr *d*) 24 hr

16.32 Una muestra de sodio 24 tiene una actividad de 12 mCi. Si el sodio 24 tiene una vida media de 15 hr, ¿cuál es la actividad del sodio después de $2\frac{1}{2}$ días?

16.33 El estroncio 85, usado para exploraciones óseas, tiene una vida media de 64 días. ¿Cuánto tiempo transcurrirá para que el nivel de radiación del estroncio 85 caiga a un cuarto de su nivel original? ¿A un octavo?

16.34 El flúor 18, que tiene una vida media de 110 min, se usa en exploraciones TEP. Si 100 mg de flúor 18 se embarcan a las 8:00 A.M., ¿cuántos miligramos del radioisótopo estarán activos si la muestra llega al laboratorio de radiología a la 1:30 P.M.?

Tabla 16.10 Aplicaciones médicas de los radioisótopos

Isótopo	Vida media	Aplicación médica
Ce-141	32.5 días	Diagnóstico de tracto gastrointestinal; medición de flujo sanguíneo al corazón
Ga-67	78 horas	Visualización abdominal; detección de tumores
Ga-68	68 min	Detección de cáncer pancreático
P-32	4.3 días	Tratamiento de leucemia, exceso de glóbulos rojos, cáncer pancreático
I-125	60 días	Tratamiento de cáncer cerebral; detección de osteoporosis
I-131	8 días	Visualización de tiroides; tratamiento de enfermedad de Graves, gota e hipertiroidismo; tratamiento de tiroides y cáncer de próstata
Sr-85	65 días	Detección de lesiones óseas; exploración cerebral
Tc-99m	6 horas	Visualización de esqueleto y músculo cardiaco, cerebro, hígado, corazón, pulmones, huesos, bazo, riñones y tiroides; *radioisótopo más ampliamente usado en medicina nuclear*

16.5 Aplicaciones médicas usando radiactividad

Meta de aprendizaje

Describir el uso de los radioisótopos en medicina.

Cuando un radiólogo quiere determinar la condición de un órgano en el cuerpo, al paciente se le da un radioisótopo que se sabe se concentra en dicho órgano. Las células del cuerpo no diferencian entre un átomo no radiactivo y uno radiactivo. Sin embargo, los átomos radiactivos se pueden detectar, pues emiten radiación, y los no radiactivos no. En la tabla 16.10 se mencionan algunos radioisótopos utilizados en medicina nuclear.

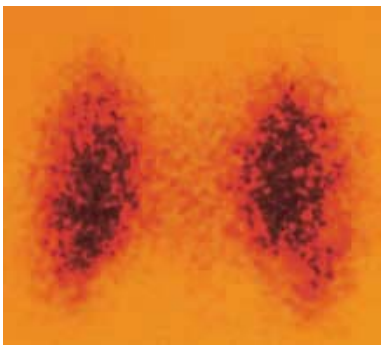
Después de que un paciente recibe un radioisótopo, un aparato llamado escáner produce una imagen del órgano. El escáner se mueve lentamente a través de la región del cuerpo donde se localiza el órgano que contiene el radioisótopo. Los rayos gamma emitidos del radioisótopo en el órgano se usan para exponer una placa fotográfica, lo que produce un *barrido* (scan) del órgano.

Un método común para determinar la función tiroidea es el uso de la captación de yodo radiactivo (RAIU, por sus siglas en inglés). Al tomarse oralmente, el radioisótopo yodo 131 se mezcla con el yodo ya presente en el cuerpo. Veinticuatro horas después, se determina la cantidad de yodo captado por la tiroides. Un tubo de detección registra la radiación proveniente del yodo 131 que se localizó en la tiroides (figura 16.5). El yodo captado es directamente proporcional a la actividad de la tiroides. Un paciente con una tiroides hiperactiva tendrá un nivel mayor que lo normal de yodo radiactivo, mientras que un paciente con una tiroides hipoactiva registrará valores más bajos.

Si el paciente tiene hipertiroidismo, el tratamiento comienza a reducir la actividad de la tiroides. Un tratamiento implica dar al paciente una dosis terapéutica de yodo radiactivo, que tiene un nivel de radiación mayor que la dosis de diagnóstico. El yodo radiactivo va a la tiroides, donde su radiación destruye algunas de las células tiroideas. La tiroides produce menos hormona tiroidea, lo que pone bajo control la patología tiroidea.



(a)



(b)

Figura 16.5 **(a)** Para detectar la radiación de un radioisótopo que se acumuló en un órgano se usa un escáner. **(b)** Un barrido de la tiroides muestra la acumulación de yodo 131 radiactivo en la tiroides.

P *¿Qué tipo de radiación se movería a través de los tejidos corporales para crear un barrido?*

Tomografía por emisión de positrones (TEP)

Los radioisótopos que emiten un positrón se usan en un método de visualización llamado tomografía por emisión de positrones (TEP). Médicamente, los emisores de positrones como carbono 11, oxígeno 15 y nitrógeno 13 se usan para diagnosticar condiciones que involucran flujo sanguíneo, metabolismo y particularmente función cerebral. La glucosa que contiene el carbono 11 se usa para detectar daño por epilepsia en el cerebro, ictus isquémico (accidente cerebrovacular) y enfermedad de Parkinson.

El carbono 11 emite un positrón cuando decae

$$^{11}_{6}\mathrm{C} \longrightarrow {}^{11}_{5}\mathrm{B} + {}^{0}_{+1}e$$

Positrón

El positrón existe sólo por un momento antes de chocar con un electrón, lo que produce rayos gamma que se pueden detectar.

$$^{0}_{+1}e + {}^{0}_{-1}e \longrightarrow 2\gamma$$

Positrón — Electrón en un átomo — Rayos gamma producidos

Los rayos gamma de los positrones emitidos se detectan mediante equipo computarizado para crear una imagen tridimensional del órgano (figura 16.6).

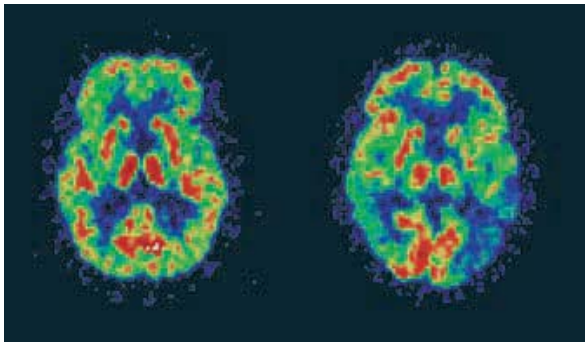


Figura 16.6 Estas imágenes TEP del cerebro muestran un cerebro normal a la izquierda y uno afectado por enfermedad de Alzheimer a la derecha.

P *Cuando los positrones chocan con los electrones, ¿qué tipo de radiación se produce para dar una imagen de un órgano?*

Problema de muestra 16.9 **Aplicación médica de la radiactividad**

En el hipertiroidismo, la tiroides produce un exceso de hormona tiroidea. ¿Por qué usarías un radioisótopo, como yodo 131, con una actividad de 10 μCi, para formar una imagen de la tiroides?

Solución

La tiroides capta el yodo 131 porque usa la mayoría del yodo en el cuerpo. Un nivel de actividad de 10 μCi es suficientemente elevado para determinar el rango de función tiroidea, pero suficientemente baja como para mantener al mínimo el daño a las células.

Comprobación de estudio

La evaluación de la imagen de tiroides determinó que el paciente tiene una tiroides agrandada. Algunas semanas después, al mismo paciente se le dan 100 mCi de yodo 131 por vía intravenosa. ¿Por qué la actividad de la muestra de yodo 131 usada para el tratamiento es mucho mayor que la actividad del yodo 131 usado en el procedimiento de diagnóstico?

Preguntas y problemas **Aplicaciones médicas usando radiactividad**

16.35 Los huesos y las estructuras óseas contienen calcio y fósforo.
a) ¿por qué usarías radioisótopos de calcio 47 y fósforo 32 en el diagnóstico y tratamiento de enfermedades óseas?
b) durante las pruebas nucleares, los científicos estaban preocupados por que el estroncio 85, un producto radiactivo, fuera dañino para el crecimiento de los huesos en los niños. Explica

16.36 *a*) el tecnecio-99m sólo emite radiación gamma. ¿Por qué usarías este tipo de radiación en la formación de imágenes de diagnóstico en lugar de un isótopo que también emita radiación beta o alfa?
b) un paciente con una producción excesiva de glóbulos rojos recibe fósforo 32 radiactivo. ¿Por qué este tratamiento reduciría la producción de glóbulos rojos en la médula ósea?

16.37 En una prueba de diagnóstico para leucemia, una persona recibe 4.0 mL de una solución que contiene selenio 75. Si la actividad del selenio 75 es 45 μCi/mL, ¿cuál es la dosis recibida por el paciente?

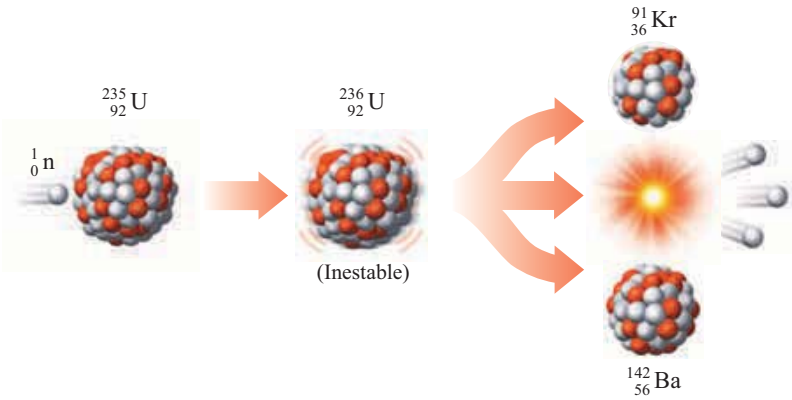
16.38 Un frasco contiene yodo 131 radiactivo con una actividad de 2.0 mCi por mililitro. Si la prueba de tiroides requiere 3.0 mCi, ¿cuántos mililitros se usan para preparar la solución de yodo 131?

Meta de aprendizaje

Describir el proceso de fisión y fusión nucleares.

16.6 Fisión y fusión nucleares

En la década de 1930, los científicos que bombardearon uranio 235 con neutrones descubrieron que el núcleo de U-235 se divide en núcleos de peso medio y produce una gran cantidad de energía. Este fue el descubrimiento de un nuevo tipo de reacción nuclear llamado **fisión** nuclear. La energía requerida por la fisión nuclear, que divide al átomo, se llamó energía atómica. Cuando el uranio 235 absorbe un neutrón, se rompe para formar dos núcleos más pequeños, muchos neutrones y una gran cantidad de energía. Una ecuación típica para la fisión nuclear es



Si pudiéramos pesar con gran precisión los materiales iniciales y los productos, encontraríamos que la masa total de los productos es ligeramente menor que la masa de los materiales de inicio. La masa faltante se convirtió en energía, consistente en la famosa ecuación derivada por Albert Einstein:

$$E = mc^2$$

E es la energía liberada, m es la masa perdida y c es la velocidad de la luz, 3×10^8 m/s. Aun cuando la pérdida de masa es muy pequeña, cuando se multiplica por la velocidad de la luz al cuadrado el resultado es un valor grande para la energía liberada. La fisión de 1 g de uranio 235 produce aproximadamente tanta energía como la quema de 3 toneladas de carbón.

Reacción en cadena

La fisión comienza cuando un neutrón choca con el núcleo de un átomo de uranio. El núcleo resultante es inestable y se divide en núcleos más pequeños. Este proceso de fisión también libera varios neutrones y grandes cantidades de radiación gamma y energía. Los neutrones emitidos tienen altas energías y bombardean más núcleos de uranio 235. Conforme la fisión continúa, hay un rápido aumento en el número de neutrones de alta energía capaces de dividir más átomos de uranio, un proceso llamado **reacción en cadena.** Para sostener una reacción en cadena nuclear, se deben juntar suficientes cantidades de uranio 235 para proporcionar una masa crítica en la que casi todos los neutrones choquen inmediatamente con más núcleos de uranio 235. Se acumula tanto calor y energía que ocurre una explosión atómica (figura 16.7).

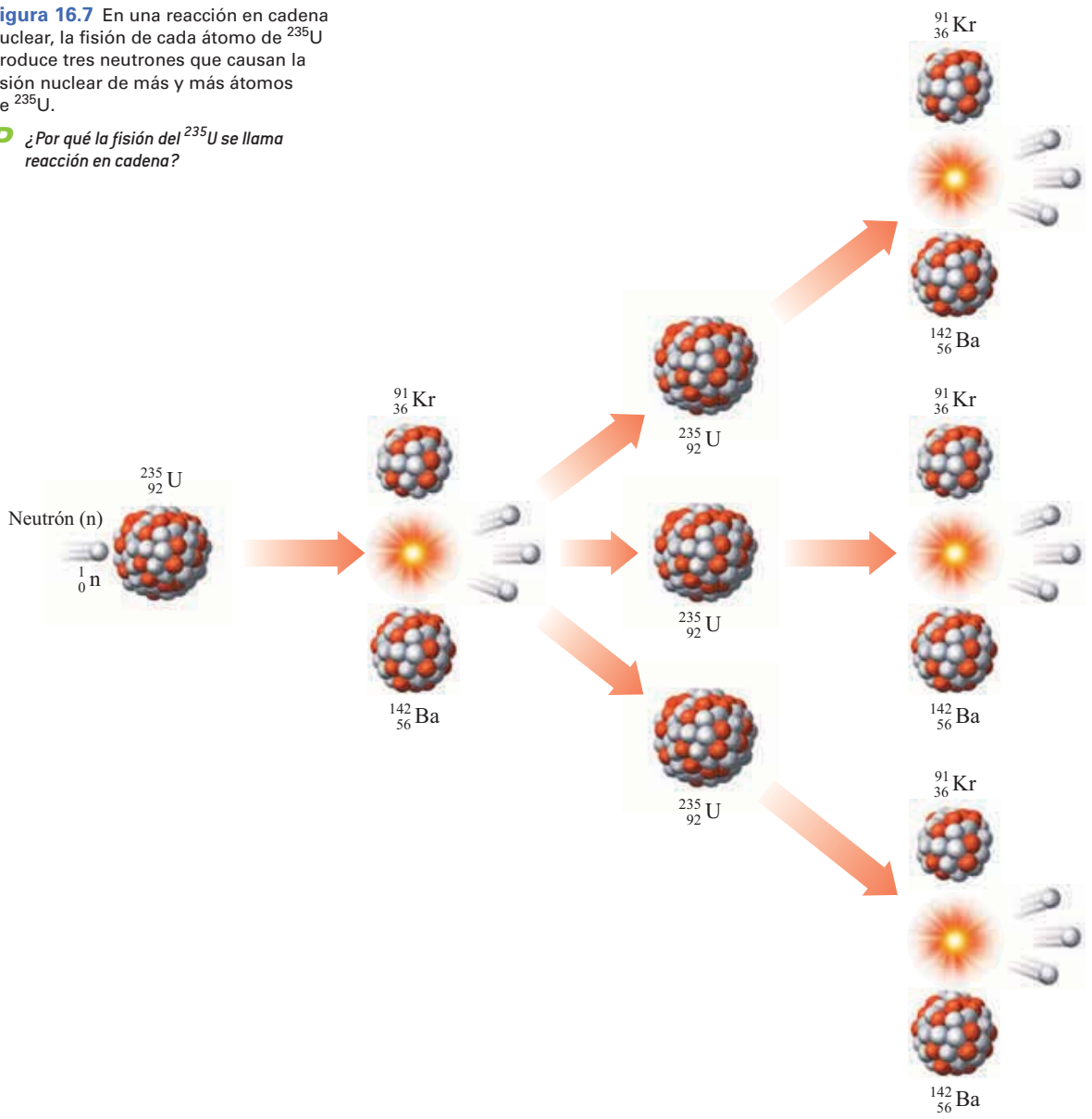
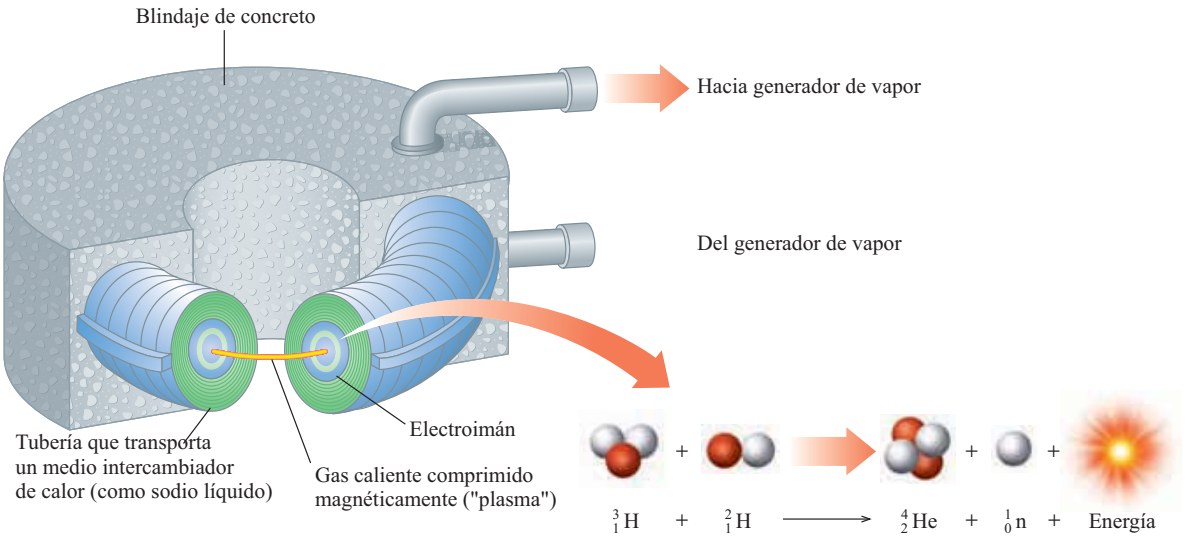


Figura 16.7 En una reacción en cadena nuclear, la fisión de cada átomo de ^{235}U produce tres neutrones que causan la fisión nuclear de más y más átomos de ^{235}U.

P *¿Por qué la fisión del ^{235}U se llama reacción en cadena?*

Fusión nuclear

En la **fusión,** dos núcleos pequeños, como los del hidrógeno, se combinan para formar un núcleo más grande. Se pierde masa y se libera una tremenda cantidad de energía, incluso más que la energía liberada de la fisión nuclear. Sin embargo, se requiere una temperatura muy alta (100 000 000°C) para superar la repulsión de los núcleos de hidrógeno y hacer que experimenten fusión. Las reacciones de fusión ocurren continuamente en el sol y otras estrellas, lo que nos proporciona calor y luz. Las enormes cantidades de energía producidas por nuestro sol provienen de la fusión de 6×10^{11} kilogramos de hidrógeno cada segundo. La siguiente reacción de fusión implica la combinación de dos isótopos de hidrógeno.



La reacción de fusión tiene tremendo potencial como posible fuente para futuras necesidades energéticas. Una de las ventajas de la fusión como fuente de energía es que el hidrógeno es abundante en los océanos. Aunque los científicos esperan algunos desechos radiactivos de los reactores de fusión, se espera que la cantidad sea mucho menor que la de la fisión, y que los productos de desecho tengan vidas medias más cortas. No obstante, la fusión todavía está en fase experimental porque las temperaturas extremadamente elevadas que se necesitan son difíciles de alcanzar y todavía más difíciles de mantener. Grupos de investigación alrededor del mundo intentan desarrollar la tecnología necesaria para hacer realidad las plantas de fusión en nuestra era.

Problema de muestra 16.10 **Identificación de fisión y fusión**

Clasifica lo siguiente como pertenecientes a fisión nuclear, fusión nuclear o ambos:

a) núcleos pequeños se combinan para formar núcleos más grandes.
b) se liberan grandes cantidades de energía.
c) se necesitan temperaturas muy altas para la reacción.

Solución

a) fusión *b*) ambas, fusión y fisión *c*) fusión

Comprobación de estudio

¿La siguiente reacción sería un ejemplo de una reacción de fisión o de fusión?

$$^{2}_{1}H + {}^{1}_{1}H \longrightarrow {}^{3}_{2}He$$

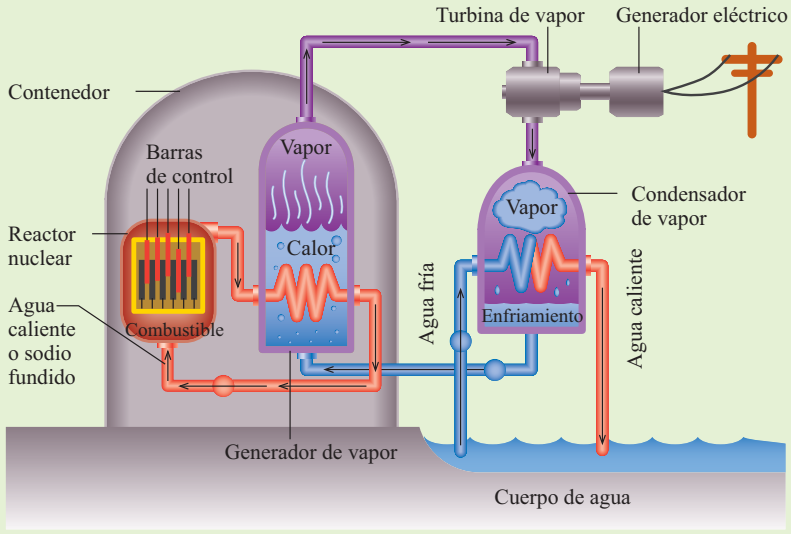
NOTA QUÍMICA

PLANTAS NUCLEARES



En una planta nuclear, la cantidad de uranio 235 se mantiene por abajo de una masa crítica, de modo que no puede sostener una reacción en cadena. Las reacciones de fisión se frenan mediante la colocación de barras de control, que absorben parte de los neutrones de rápido movimiento, entre las muestras de uranio. De esta forma, ocurre menos fisión y hay una producción controlada, más lenta, de energía. El calor de la fisión controlada se usa para producir vapor. El vapor impulsa un generador, que produce electricidad. Aproximadamente 10% de la energía eléctrica producida en Estados Unidos se genera en plantas nucleares.

Aunque las plantas nucleares ayudan a satisfacer parte de nuestras necesidades de energía, existen algunos problemas. Uno de los más serios es la producción de subproductos radiactivos que tienen vidas medias muy largas. Es esencial que estos productos de desecho se almacenen con seguridad durante un tiempo muy largo en un lugar donde no contaminen el ambiente. A principios de 1990, la Agencia de Protección Ambiental dio su aprobación para el almacenamiento de desechos radiactivos peligrosos en cámaras a 2150 pies bajo tierra. En 1998, el sitio de depósito Planta Piloto de Aislamiento de Desechos (WIPP, por sus siglas en inglés), en Nuevo México, estaba listo para recibir desecho de plutonio de las antiguas fábricas de bombas estadounidenses. Aunque las autoridades determinaron que las cavernas eran seguras, algunas personas están preocupadas por el transporte seguro de los desechos radiactivos mediante camiones en las autopistas.



Preguntas y problemas — Fisión y fusión nucleares

16.39 ¿Qué es fisión nuclear?

16.40 ¿Cómo ocurre una reacción en cadena en la fisión nuclear?

16.41 Completa la siguiente reacción de fisión:

$$^{235}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \longrightarrow {}^{131}_{50}\text{Sn} + ? + 2\ {}^{1}_{0}\text{n} + \text{energía}$$

16.42 En otra reacción de fisión, U-235 bombardeado con un neutrón produce Sr-94, otro núcleo pequeño, y 3 neutrones. Escribe la ecuación completa para la reacción de fisión.

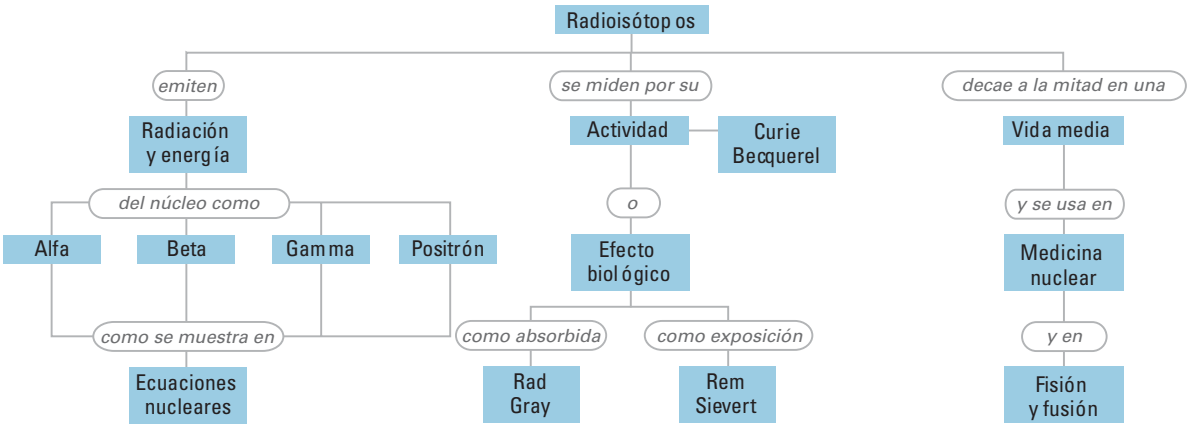
16.43 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones son características de los procesos de fisión o fusión o de ambos:

a) neutrones bombardean un núcleo.
b) el proceso nuclear que ocurre en el sol
c) un núcleo grande se divide en núcleos más pequeños
d) núcleos pequeños se combinan para formar núcleos más grandes

16.44 Indica si cada una de las siguientes afirmaciones son características de los procesos de fisión o fusión o de ambos:

a) para iniciar la reacción se requieren temperaturas muy altas
b) produce menos desechos radiactivos
c) los reactivos son núcleos de hidrógeno
d) cuando ocurre la reacción nuclear se liberan grandes cantidades de energía

Mapa conceptual **Química nuclear**



Repaso del capítulo

16.1 Radiactividad natural

Los isótopos radiactivos tienen núcleos inestables que se rompen (decaen), y emiten espontáneamente radiación alfa (α), beta (β), positrones β^+, y radiación gamma (γ). Puesto que la radiación puede dañar las células en el cuerpo, se debe usar protección adecuada: blindaje, limitar el tiempo de exposición y cuidar la distancia.

16.2 Ecuaciones nucleares

Una ecuación balanceada se usa para representar los cambios que tienen lugar en los núcleos de los reactivos y productos. Los nuevos isótopos y el tipo de radiación emitido se determinan a partir de los símbolos que muestran los números de masa y números atómicos de los isótopos en la reacción nuclear. Un radioisótopo se produce artificialmente cuando un isótopo no radiactivo se bombardea con una pequeña partícula como un protón o una partícula alfa o beta. Muchos isótopos radiactivos usados en la medicina nuclear se producen de esta forma.

16.3 Medición de la radiación

En un contador Geiger, la radiación ioniza gas en un tubo de metal, lo que produce una corriente eléctrica. El curie (Ci) mide el número de transformaciones nucleares de una muestra radiactiva. La actividad también se mide en unidades becquerel (Bq). La cantidad de radiación absorbida por una sustancia se mide en rads o gray (Gy). El rem y el sievert (Sv) son unidades utilizadas para determinar el daño biológico de los diferentes tipos de radiación.

16.4 Vida media de un radioisótopo

Todo radioisótopo tiene su propia velocidad de emisión de radiación. Al tiempo que tarda en decaer la mitad de una muestra radiactiva se le llama vida media. Para muchos radioisótopos médicos, como Tc-99m y I-131, las vidas medias son cortas. Para otros, por lo general los que ocurren naturalmente, como C-14, Ra-226 y U-238, las vidas medias son extremadamente largas.

16.5 Aplicaciones médicas con radiactividad

En la medicina nuclear se administran radioisótopos que van a sitios específicos en el cuerpo. Al detectar la radiación que emiten, se puede hacer una evaluación acerca de la ubicación y extensión de una lesión, enfermedad, tumor o el nivel de funcionamiento de un órgano particular. Para tratar o destruir tumores se usan niveles mayores de radiación.

16.6 Fisión y fusión nucleares

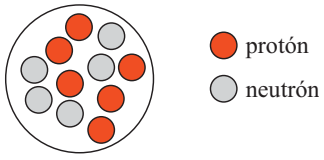
En la fisión, un núcleo grande se separa en piezas más pequeñas, lo que libera uno o más tipos de radiación y una mayor cantidad de energía. En la fusión, núcleos pequeños se combinan para formar un núcleo más grande mientras se liberan grandes cantidades de energía.

Términos clave

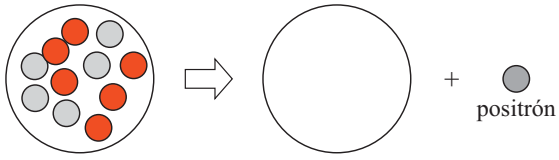
a becquerel (Bq) Unidad de actividad de una muestra radiactiva igual a una desintegración por segundo.
curie (Ci) Unidad de radiación igual a 3.7×10^{10} desintegraciones/s.
curva de decaimiento Diagrama del decaimiento de un elemento radiactivo.
dosis equivalente Medida del daño biológico de una dosis absorbida que se ajusta para el tipo de radiación.
fisión Proceso en el que un núcleo grande se divide en piezas más pequeñas, lo que libera grandes cantidades de energía.
fusión Reacción en la que grandes cantidades de energía se liberan cuando núcleos pequeños se combinan para formar núcleos más grandes.
gray (Gy) Unidad de dosis absorbida igual a 100 rads.
partícula alfa Una partícula nuclear idéntica a un núcleo de helio (${}^4_2\text{He}$ o α) (2 protones y 2 neutrones).
partícula beta Partícula idéntica a un electrón (${}^0_{-1}e$ o β) que se forma en el núcleo cuando un neutrón cambia a un protón y un electrón.
positrón Partícula de radiación sin masa y una carga positiva producida por un núcleo inestable cuando un protón se transforma en un neutrón y un positrón.
rad (dosis de radiación absorbida) Medida de una cantidad de radiación absorbida por el cuerpo.
radiación Energía o partículas liberadas por átomos radiactivos.
radiactivo Proceso mediante el cual un núcleo inestable se rompe con la liberación de radiación de alta energía.
radioisótopo Átomo radiactivo de un elemento.
rayos gamma Radiación de alta energía (γ) emitida para hacer un núcleo más estable.
reacción en cadena Reacción de fisión que continuará una vez iniciada mediante un neutrón de alta energía que bombardea un núcleo pesado como U-235.
rem (radiación equivalente en humanos) Medida del daño biológico causado por los varios tipos de radiación (rad $\times$ factor de radiación biológica).
sievert (Sv) Unidad de daño biológico (dosis equivalente) igual a 100 rems.
transmutación Formación de un núcleo radiactivo mediante el bombardeo de un núcleo estable con partículas de rápido movimiento.
vida media Longitud de tiempo que tarda en decaer la mitad de una muestra radiactiva.

Comprensión de conceptos

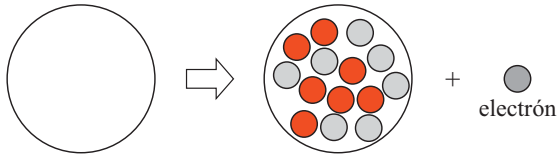
16.45 Considera el siguiente núcleo de un isótopo radiactivo:



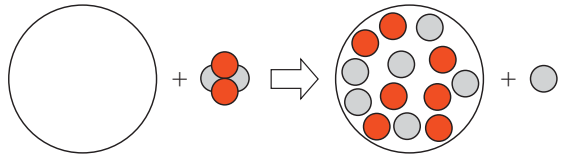
a) ¿cuál es el símbolo nuclear para este isótopo?
b) si este isótopo decae mediante emisión de un positrón, ¿a qué se parece el núcleo resultante?



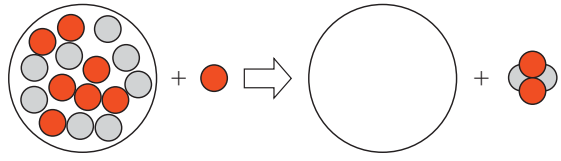
16.46 Dibuja el núcleo radiactivo que emite una partícula beta para formar el siguiente núcleo:



16.47 Dibuja el núcleo del átomo para completar la siguiente reacción nuclear:



16.48 Dibuja el núcleo del átomo producido en la siguiente reacción nuclear:

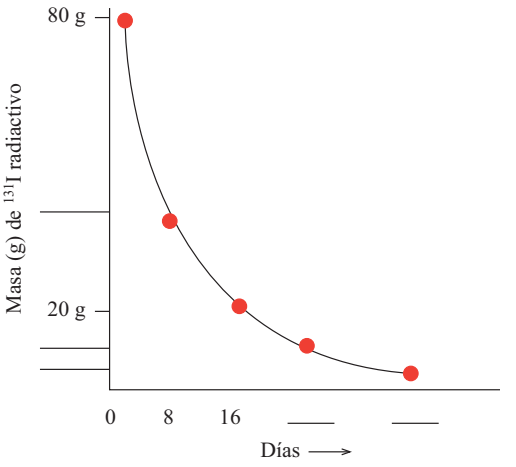


16.49 La datación con carbono de pequeños trozos de carbón usado en las pinturas rupestres determinó que algunas de las pinturas tienen de 10 000 a 30 000 años de antigüedad. El carbono 14 tiene una vida media de 5730 años. En una muestra de 1 μg de carbono de un árbol vivo, la actividad de ${}^{14}\text{C}$ es 6.4 μCi. Si los investigadores determinan que 1 μg de carbón de una

pintura en una cueva prehistórica en Francia tiene una actividad de 0.80 μCi, ¿cuál es la edad de la pintura?



16.50 *a*) completa los valores para la masa de ^{131}I radiactivo en el eje vertical
b) completa el número de días en el eje horizontal
c) ¿cuál es la vida media, en días, del ^{131}I?



Preguntas y problemas adicionales

16.51 El carbono 12 es un isótopo no radiactivo del carbono, y el carbono 14 es un isótopo radiactivo. ¿Qué es similar y qué diferente en estos dos isótopos de carbono?

16.52 Proporciona el número de protones, neutrones y electrones en los átomos de los siguientes isótopos:
a) boro 10 *b*) zinc 72
c) hierro 59 *d*) oro 198

16.53 Describe las radiaciones alfa, beta y gamma en términos de lo siguiente:
a) tipo de radiación
b) símbolos
c) profundidad de penetración en tejido
d) tipo de blindaje necesario para protección

16.54 Cuando te toman radiografías dentales, el técnico te coloca un pesado mandil de plomo y luego sale de la habitación para tomar la radiografía. ¿Cuál es el propósito?

16.55 Escribe las ecuaciones nucleares balanceadas para cada uno de los siguientes emisores:
a) torio 225 (α)
b) bismuto 210 (α)
c) cesio 137 (β)
d) estaño 126 (β)

16.56 Escribe las ecuaciones nucleares balanceadas para cada uno de los siguientes emisores:
a) potasio 40 (β)
b) azufre 35 (β)
c) platino 190 (α)
d) radio 210 (α)

16.57 Escribe una ecuación balanceada para cada una de las siguientes emisiones radiactivas:
a) una partícula alfa de Hg-180
b) una partícula beta de Sn-126
c) un positrón de Mn-49

16.58 Escribe una ecuación balanceada para cada una de las siguientes emisiones radiactivas:
a) una partícula alfa de Gd-148
b) una partícula beta de Sr-90
c) un positrón de Al-25

16.59 Completa cada una de las siguientes ecuaciones nucleares:
a) $^{14}_{7}\mathrm{N} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \longrightarrow ? + {}^{1}_{1}\mathrm{H}$
b) $^{27}_{13}\mathrm{Al} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \longrightarrow {}^{30}_{14}\mathrm{Si} + ?$
c) $^{235}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{90}_{38}\mathrm{Sr} + 3{}^{1}_{0}\mathrm{n} + ?$
d) $? \longrightarrow {}^{127}_{54}\mathrm{Xe} + {}^{0}_{+1}e$

16.60 Completa cada una de las siguientes ecuaciones nucleares:
a) $^{59}_{27}\mathrm{Co} + ? \longrightarrow {}^{56}_{25}\mathrm{Mn} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$
b) $? \longrightarrow {}^{14}_{7}\mathrm{N} + {}^{0}_{-1}e$
c) $^{76}_{36}\mathrm{Kr} + {}^{0}_{-1}e \longrightarrow ?$
d) $^{106}_{47}\mathrm{Ag} \longrightarrow {}^{106}_{46}\mathrm{Pd} + ?$

16.61 Escribe los símbolos atómicos y una ecuación nuclear completa para lo siguiente:
a) cuando dos átomos de oxígeno 16 chocan, uno de los productos es una partícula alfa
b) cuando californio 249 se bombardea con oxígeno 18, se produce un nuevo elemento, seaborgio 263, y 4 neutrones

c) el radón 222 emite una partícula alfa y el producto emite otra partícula alfa. Escribe las dos reacciones nucleares
d) un átomo de estroncio 80 emite un positrón

16.62 Escribe los símbolos y completa las siguientes ecuaciones nucleares:
a) Polonio 210 emite una partícula alfa
b) Bismuto 211 decae al emitir una partícula alfa. El producto es otro radioisótopo que emite una partícula beta. Escribe ecuaciones para los dos cambios nucleares
c) un radioisótopo emite un positrón para formar titanio 48
d) un átomo de germanio 69 emite un positrón

16.63 Si la cantidad de fósforo 32 radiactivo en una muestra disminuye de 1.2 g a 0.30 g en 28 días, ¿cuál es la vida media del fósforo 32?

16.64 Si la cantidad de yodo 123 radiactivo en una muestra disminuye de 0.4 g a 0.1 g en 26.2 hr, ¿cuál es la vida media del yodo 123?

16.65 El yodo 131, un emisor beta, tiene una vida media de 8.0 días.
a) escribe la ecuación nuclear para el decaimiento beta del yodo 131
b) ¿cuántos gramos de una muestra de 12.0 g de yodo 131 permanecerán después de 40 días?
c) ¿cuántos días transcurren si 48 g de yodo 131 decaen a 3.0 g de yodo 131?

16.66 El cesio 137, un emisor beta, tiene una vida media de 30 años.
a) escribe la ecuación nuclear para el cesio 137
b) ¿cuántos gramos de una muestra de 16 g de cesio 137 permanecerán después de 90 años?
c) ¿cuántos años necesitarán 28 g de cesio 137 para decaer a 3.5 g de cesio 137?

16.67 Una muestra de 120 mg de tecnecio 99m se usa para una prueba de diagnóstico. Si el tecnecio 99m tiene una vida media de 6.0 hr, ¿cuánto de la muestra de tecnecio 99m permanece 24 hr después de la prueba?

16.68 La vida media del oxígeno 15 es 124 s. Si una muestra de oxígeno 15 tiene una actividad de 4000 becquerels, ¿cuántos minutos transcurrirán antes de alcanzar una actividad de 500 becquerels?

16.69 ¿Cuál es el propósito de irradiar carnes, frutas y vegetales?

16.70 La irradiación de alimentos fue aprobada en Estados Unidos en la década de 1980.
a) ¿por qué no se han visto muchos productos irradiados en los mercados?
b) ¿comprarías alimentos que hayan sido irradiados? ¿Por qué sí o por qué no?

16.71 ¿Cuál es la diferencia entre fisión y fusión?

16.72 *a*) ¿cuáles son los productos en la fisión de uranio 235 para hacer posible una reacción nuclear en cadena?
b) ¿cuál es el propósito de colocar barras de control entre las muestras de uranio en un reactor nuclear?

16.73 ¿Dónde ocurre la fusión de manera natural?

16.74 ¿Por qué los científicos continúan intentando construir un reactor de fusión, aun cuando haya sido difícil alcanzar y mantener temperaturas muy elevadas?

Preguntas de desafío

16.75 Identifica cada una de las siguientes reacciones nucleares como decaimiento alfa, decaimiento beta, emisión de positrones o radiación gamma.
a) $^{27m}_{13}\text{Al} \longrightarrow {}^{27}_{13}\text{Al} + {}^{0}_{0}\gamma$
b) $^{8}_{5}\text{B} \longrightarrow {}^{8}_{4}\text{Be} + {}^{0}_{+1}e$
c) $^{90}_{38}\text{Sr} \longrightarrow {}^{90}_{39}\text{Y} + {}^{0}_{-1}e$
d) $^{218}_{85}\text{At} \longrightarrow {}^{214}_{83}\text{Bi} + {}^{4}_{2}\text{He}$

16.76 Completa y balancea cada una de las siguientes ecuaciones nucleares:
a) $^{23m}_{12}\text{Mg} \longrightarrow _____ + {}^{0}_{0}\gamma$
b) $^{61}_{30}\text{Zn} \longrightarrow {}^{61}_{29}\text{Cu} + _____$
c) $^{241}_{95}\text{Am} + {}^{4}_{2}\text{He} \longrightarrow _____ + 2\,{}^{0}_{1}\text{n}$
d) $^{126}_{50}\text{Sn} \longrightarrow _____ + {}^{0}_{-1}e$

16.77 La vida media para el decaimiento radiactivo del calcio 47 es 4.5 días. Si una muestra tiene una actividad de 4.0 μCi después de 18 días, ¿cuál fue la actividad inicial de la muestra?

16.78 Una muestra de 16 μg de sodio 24 decae a 2.0 μg en 45 hr. ¿Cuál es la vida media de ^{24}Na?

16.79 Una enfermera se expuso accidentalmente a potasio 42 mientras realizaba ciertas exploraciones cerebrales para posibles tumores. El error no fue descubierto hasta 36 horas después, cuando la actividad de la muestra de potasio 42 era 2.0 μCi. Si el potasio 42 tiene una vida media de 12 h, ¿cuál fue la actividad de la muestra en el momento cuando la enfermera se expuso?

16.80 Un objeto de madera del sitio de un antiguo templo tiene una actividad de carbono 14 de 10 conteos por minuto comparado con un trozo de madera de referencia cortado hoy, que tiene una actividad de 40 conteos por minuto. Si la vida media para el carbono 14 es de 5730 años, ¿cuál es la edad del objeto antiguo?

Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

16.1 Limitar el tiempo que uno pasa cerca de una fuente radiactiva y permanecer tan lejos como sea posible reducirá la exposición a la radiación.

16.2 $^{214}_{84}\text{Po} \longrightarrow {}^{210}_{82}\text{Pb} + {}^{4}_{2}\text{He}$

16.3 $^{131}_{53}\text{I} \longrightarrow {}^{131}_{54}\text{Xe} + {}^{0}_{-1}e$

16.4 $^{118}_{54}\text{Xe} \longrightarrow {}^{118}_{53}\text{I} + {}^{0}_{+1}e$

16.5 $^{14}_{7}\text{N}$

16.6 5.6×10^{11} átomos de yodo 131

16.7 0.50 g

16.8 17 200 años

16.9 Una muestra de yodo 131 con una mayor actividad se usa en terapia de radiación cuando se necesita que la radiación destruya algunas de las células en la glándula tiroides.

16.10 fusión

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

16.1 *a*) una partícula alfa y un núcleo de helio tienen 2 protones y 2 neutrones. Sin embargo, durante un decaimiento radiactivo se emite una partícula α
b) α, $^{4}_{2}\text{He}$

16.3 *a*) $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$
b) todos tienen 19 protones y 19 electrones, pero difieren en el número de neutrones

16.5

Uso médico	Símbolo de isótopo	Número de masa	Número de protones	Número de neutrones
Visualización cardiaca	$^{201}_{81}\text{Tl}$	201	81	120
Terapia de radiación	$^{60}_{27}\text{Co}$	60	27	33
Exploración abdominal	$^{67}_{31}\text{Ga}$	67	31	36
Hipertiroidismo	$^{131}_{53}\text{I}$	131	53	78
Tratamiento de leucemia	$^{32}_{15}\text{P}$	32	15	17

16.7 *a*) α, $^{4}_{2}\text{He}$ *b*) $^{1}_{0}\text{n}$ *c*) β, $^{0}_{-1}e$
d) $^{15}_{7}\text{N}$ *e*) $^{125}_{53}\text{I}$

16.9 *a*) β o e^{-} *b*) α o He *c*) n
d) Na *e*) C

16.11 *a*) puesto que las partículas β son mucho menos masivas y se mueven más rápido que las α pueden penetrar más en el tejido
b) la radiación ionizante rompe enlaces y forma especímenes reactivos que causan reacciones indeseables en las células
c) los radiólogos salen de la habitación para aumentar la distancia entre ellos y la radiación. También los protege una pared que contiene plomo
d) Vestir guantes blinda la piel de la radiaciones α y β.

16.13 *a*) $^{208}_{84}\text{Po} \longrightarrow {}^{204}_{82}\text{Pb} + {}^{4}_{2}\text{He}$
b) $^{232}_{90}\text{Th} \longrightarrow {}^{228}_{88}\text{Ra} + {}^{4}_{2}\text{He}$
c) $^{251}_{102}\text{No} \longrightarrow {}^{247}_{100}\text{Fm} + {}^{4}_{2}\text{He}$
d) $^{220}_{86}\text{Rn} \longrightarrow {}^{216}_{84}\text{Po} + {}^{4}_{2}\text{He}$

16.15 *a*) $^{25}_{11}\text{Na} \longrightarrow {}^{25}_{12}\text{Mg} + {}^{0}_{-1}e$
b) $^{20}_{8}\text{O} \longrightarrow {}^{20}_{9}\text{F} + {}^{0}_{-1}e$
c) $^{92}_{38}\text{Sr} \longrightarrow {}^{92}_{39}\text{Y} + {}^{0}_{-1}e$
d) $^{42}_{19}\text{K} \longrightarrow {}^{42}_{20}\text{Ca} + {}^{0}_{-1}e$

16.17 *a*) $^{26}_{14}\text{Si} \longrightarrow {}^{26}_{13}\text{Al} + {}^{0}_{+1}e$
b) $^{54}_{27}\text{Co} \longrightarrow {}^{54}_{26}\text{Fe} + {}^{0}_{+1}e$
c) $^{77}_{37}\text{Rb} \longrightarrow {}^{77}_{36}\text{Kr} + {}^{0}_{+1}e$
d) $^{93}_{45}\text{Rh} \longrightarrow {}^{93}_{44}\text{Ru} + {}^{0}_{+1}e$

16.19 *a*) $^{28}_{14}\text{Si}$ *b*) $^{87}_{36}\text{Kr}$ *c*) $^{0}_{-1}e$
d) $^{238}_{92}\text{U}$ *e*) $^{188}_{79}\text{Au}$

16.21 *a*) $^{10}_{4}\text{Be}$ *b*) $^{0}_{-1}e$
c) $^{27}_{13}\text{Al}$ *d*) $^{1}_{1}\text{H}$

16.23 *a*) Cuando la radiación entra al contador Geiger, ioniza un gas en el tubo de detección, lo que produce una chispa de corriente que se detecta mediante el instrumento.
b) becquerel (Bq), curie (Ci)
c) gray (Gy), rad
d) 1000 Gy

16.25 *a*) 2.2×10^{12} desintegraciones
b) 294 μCi

16.27 Cuando los pilotos vuelan a grandes alturas, hay menos atmósfera que los proteja de la radiación cósmica.

16.29 Una vida media es el tiempo que tarda en decaer la mitad de una muestra radiactiva.

16.31 *a*) 40.0 mg *b*) 20.0 mg
c) 10.0 mg *d*) 5.00 mg

16.33 128 días, 192 días.

16.35 *a*) dado que los elementos Ca y P son parte del hueso, sus isótopos radiactivos también se volverán parte de las estructuras óseas, donde sus radiaciones se pueden usar para diagnosticar o tratar enfermedades de los huesos
b) el estroncio (Sr) actúa en forma muy parecida al calcio (Ca) porque ambos son elementos del grupo 2A (2). El cuerpo acumulará estroncio radiactivo en los huesos, en la misma forma que incorpora el calcio. El estroncio radiactivo es dañino para los niños porque la radiación que produce causa más daño en las células que se dividen rápidamente

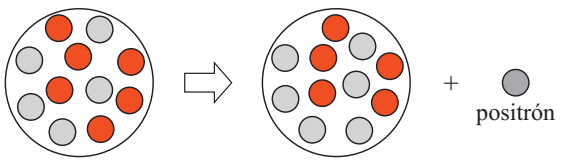
16.37 180 μCi

16.39 Fisión nuclear es la división de un átomo grande en fragmentos más pequeños con la liberación de grandes cantidades de energía.

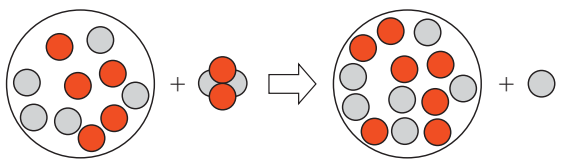
16.41 $^{103}_{42}\text{Mo}$

16.43 *a*) fisión *b*) fusión
c) fisión *d*) fusión

16.45 *a*) $^{11}_{6}\text{C}$
b)



16.47



16.49 17 200 años de antigüedad.

16.51 Cada uno tiene 6 protones y 6 electrones, pero el carbono 12 tiene 6 neutrones y el carbono 14 tiene 8 neutrones. El carbono 12 es un isótopo estable, pero el carbono 14 es radiactivo y emitirá radiación.

16.53 *a*) la radiación α consiste de un núcleo de helio emitido del núcleo de un radioisótopo. La radiación β es un electrón y la radiación γ es radiación de alta energía emitida del núcleo de un radioisótopo
b) partícula α: $^{4}_{2}\text{He}$
partícula β: $^{0}_{-1}e$
radiación γ: γ
c) las partículas α penetran 0.05 mm en el tejido, las partículas β 4-5 mm y los rayos γ 50 cm o más
d) papel o ropa te protegerán de las partículas α; la ropa gruesa, chaquetones de laboratorio y guantes te protegerán de las partículas β; y el plomo y el concreto son necesarios para protegerte de la radiación γ

16.55 *a*) $^{225}_{90}\text{Th} \longrightarrow {}^{221}_{88}\text{Ra} + {}^{4}_{2}\text{He}$
b) $^{210}_{83}\text{Bi} \longrightarrow {}^{206}_{81}\text{Tl} + {}^{4}_{2}\text{He}$
c) $^{137}_{55}\text{Cs} \longrightarrow {}^{137}_{56}\text{Ba} + {}^{0}_{-1}e$
d) $^{126}_{50}\text{Sn} \longrightarrow {}^{126}_{51}\text{Sb} + {}^{0}_{-1}e$

16.57 *a*) $^{180}_{80}\text{Hg} \longrightarrow {}^{176}_{78}\text{Pt} + {}^{4}_{2}\text{He}$
b) $^{126}_{50}\text{Sn} \longrightarrow {}^{126}_{51}\text{Sb} + {}^{0}_{-1}e$
c) $^{49}_{25}\text{Mn} \longrightarrow {}^{49}_{24}\text{Cr} + {}^{0}_{+1}e$

16.59 *a*) $^{17}_{8}\text{O}$ *b*) $^{1}_{1}\text{H}$
c) $^{143}_{54}\text{Xe}$ *d*) $^{127}_{55}\text{Cs}$

16.61 *a*) $^{16}_{8}\text{O} + {}^{16}_{8}\text{O} \longrightarrow {}^{4}_{2}\text{He} + {}^{28}_{14}\text{Si}$
b) $^{249}_{98}\text{Cf} + {}^{18}_{8}\text{O} \longrightarrow {}^{263}_{106}\text{Sg} + 4\,{}^{1}_{0}\text{n}$
c) $^{222}_{86}\text{Rn} \longrightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + {}^{4}_{2}\text{He}$
$^{218}_{84}\text{Po} \longrightarrow {}^{214}_{82}\text{Pb} + {}^{4}_{2}\text{He}$
d) $^{80}_{38}\text{Sr} \longrightarrow {}^{0}_{+1}e + {}^{80}_{37}\text{Rb}$

16.63 14 días

16.65 *a*) $^{131}_{53}\text{I} \longrightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{131}_{54}\text{Xe}$
b) 0.375 g *c*) 32 días

16.67 7.5 mg

16.69 La irradiación de carnes, frutas y vegetales matará bacterias como *E. coli*, que pueden causar enfermedades. Además, se impide la descomposición y se prolonga la vida en anaqueles.

16.71 En el proceso de fisión, un átomo se divide en núcleos más pequeños. En la fusión, los núcleos más pequeños se combinan (funden) para formar un núcleo más grande.

16.73 La fusión ocurre naturalmente en el sol y otras estrellas.

16.75 *a*) radiación gamma
b) emisión de positrones
c) decaimiento beta
d) decaimiento alfa

16.77 $\frac{1}{2}$ vida = 4.5 días ^{47}Ca 4.0 μCi después de 18 días

$$18\ \cancel{\text{días}} \times \frac{1\ \text{vida media}}{4.5\ \cancel{\text{días}}} = 4\ \text{vidas medias}$$

(1) (2) (3) (4)
$64\,\mu\text{Ci} \longrightarrow 32\,\mu\text{Ci} \longrightarrow 16\,\mu\text{Ci} \longrightarrow 8.0\,\mu\text{Ci} \longrightarrow 4.0\,\mu\text{Ci}$

16.79 16 μCi

Combinación de ideas de los capítulos 15 y 16

CI 27 Considera la reacción del oxalato de sodio ($Na_2C_2O_4$) y el permanganato de potasio ($KMnO_4$) en solución ácida. Los reactivos y productos son los siguientes:

$$MnO_4^-(ac) + C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + CO_2(g) \quad \text{(no balanceada)}$$



a) ¿cuál es la semi-reacción de oxidación?
b) ¿cuál es la semi-reacción de reducción?
c) ¿cuál es la ecuación iónica neta para la reacción global?
d) si 28.25 mL de una solución de $KMnO_4$ se necesitan para una volumetría de 0.758 g de oxalato de sodio ($Na_2C_2O_4$), ¿cuál es la molaridad de la solución de $KMnO_4$?

CI 28 Una tira de metal magnesio se disuelve rápidamente en 6.00 mL de 0.150 M de ácido clorhídrico y produce cloruro de magnesio y gas hidrógeno.

$$Mg(s) + HCl(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g) \quad \text{(no balanceada)}$$



a) asigna números de oxidación a los átomos en los reactivos y productos
b) ¿cuál es la ecuación balanceada para la reacción global?
c) ¿cuál es el agente oxidante?
d) ¿cuál es el agente reductor?
e) ¿cuál es el pH de la solución de HCl?
f) ¿cuántos gramos de magnesio se pueden disolver en la solución de HCl?

CI 29 Con la reacción del CI 28, considera el siguiente experimento. Un trozo de magnesio con una masa de 0.121 g se agrega a 50.0 mL de 1.00 M HCl a una temperatura de 22.0°C. Cuando el magnesio se disuelve, la solución alcanza una temperatura de 33.0°C.

a) ¿cuál es el reactivo limitante?
b) ¿qué volumen de gas hidrógeno se produciría si la presión es 750 mm Hg?
c) ¿cuántos joules liberó la reacción del magnesio? Supón que la densidad de la solución de HCl es 1.00 g/mL y el calor específico de la solución de HCl es la misma que la del agua.
d) ¿cuál es el calor de reacción para Mg en J/g? ¿En kJ/mol?

CI 30 El hombre de hielo, conocido como "Otzi", fue descubierto en un paso de alta montaña en la frontera austro-italiana. Las muestras de su cabello y huesos tenían actividad de carbono 14 que era aproximadamente 50% de la presente en cabello o hueso nuevos. El carbono 14 es un emisor beta.



a) ¿hace cuánto vivió "Otzi", si la vida media del C-14 es 5730 años?
b) escribe una ecuación nuclear para el decaimiento de ^{14}C

CI 31 Una muestra de silicio tiene los siguientes isótopos: ^{27}Si, ^{28}Si, ^{29}Si, ^{30}Si, ^{31}Si.

Isótopo	% abundancia natural	Masa atómica	Vida media (radiactivo)	Radiación
^{27}Si		26.995	4.9 s	Positrón
^{28}Si	92.18	27.987		
^{29}Si	4.71	28.987		
^{30}Si	3.12	29.983		
^{31}Si		30.986	2.6 h	Beta

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones para cada isótopo

Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
^{27}Si			
^{28}Si			
^{29}Si			
^{30}Si			
^{31}Si			

b) ¿Cuál es la configuración electrónica y la configuración electrónica abreviada del silicio?
c) Calcula la masa atómica para el silicio usando los isótopos que tienen una abundancia natural
d) Escribe la ecuación nuclear para los isótopos radiactivos
e) Escribe la fórmula punto electrón y predice la forma de $SiCl_4$

CI 32 K^+ es un electrolito requerido por el cuerpo humano y se encuentra en muchos alimentos, así como en sustitutos de sal. Uno de los isótopos del potasio es ^{40}K, que tiene una abundancia natural de 0.012% y una vida media de 1.30×10^9 años. El isótopo ^{40}K decae a ^{40}Ca o a ^{40}Ar. Una actividad típica para ^{40}K es 7.0 μCi por gramo.



a) escribe una ecuación nuclear para cada tipo de decaimiento
b) identifica la partícula emitida por cada tipo de decaimiento
c) ¿cuántos iones K^+ hay en 3.5 oz de KCl?
d) ¿cuál es la actividad de 25 g de KCl, en becquerels?

CI 33 El uranio 238 decae en una serie de cambios nucleares hasta que se produce ^{206}Pb estable. Completa las siguientes ecuaciones nucleares que son parte de la serie de decaimiento de ^{238}U:
a) $^{238}U \longrightarrow {}^{234}Th + ?$
b) $^{234}Th \longrightarrow ? + {}^{0}_{-1}\beta$
c) $? \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}\alpha$

CI 34



Para los ambientalistas es de mucha preocupación el radón 222, que es un gas radiactivo que se puede acumular en sótanos de casas y edificios que no están bien ventilados. En el decaimiento de radón se emiten partículas alfa a una alta velocidad porque el radón tiene una vida media corta. La presencia de partículas alfa en los pulmones se asocia con la creciente incidencia de cáncer de pulmón. En una habitación que tiene 4.0 m de ancho, 6.0 m de largo y 3.0 m de alto, con un nivel de radón de 4 pCi/L,
a) ¿cuántos átomos de radón decaen en 1.0 día?
b) ¿cuántos moles de radón decaen en 1.0 día?

Una vez emitidas, las partículas alfa adquieren 2 electrones para convertirse en átomos de He. El último paso en la serie de decaimiento es Po-210, que es un emisor alfa.

c) escribe la ecuación para el decaimiento de Po 210
d) si una muestra de 0.500 g de Po-210 se colocan en un contenedor de 0.230 L a 25°C, ¿cuál es la presión de gas He después de 276 días? La vida media del Po-210 es 138 días

Respuestas a CI

CI 27 *a*) $C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 2CO_2(g) + 2e^-$
b) $5e^- + MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(l)$
c) $2MnO_4^-(ac) + 16H^+(ac) + 5C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 10CO_2(g) + 2Mn^{2+}(ac) + 8H_2O(l)$
d) 0.0800 M $KMnO_4$

CI 29 *a*) Mg es el reactivo limitante
b) 0.127 L $H_2(g)$
c) 2.30×10^3 J
d) 1.90×10^4 J/g; 462 kJ/mol

CI 31 *a*)

Isótopo	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
^{27}Si	14	13	14
^{28}Si	14	14	14
^{29}Si	14	15	14
^{30}Si	14	16	14
^{31}Si	14	17	14

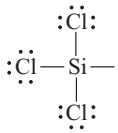
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; [Ne]$3s^2 3p^2$

c) la masa atómica es 28.10

d) $^{27}_{14}\text{Si} \longrightarrow {}^{27}_{13}\text{Al} + {}^{0}_{+1}e$

$^{31}_{14}\text{Si} \longrightarrow {}^{31}_{15}\text{P} + {}^{0}_{-1}e$

e)



tetraédrica

CI 33 *a*) $^{238}_{92}\text{U} \longrightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^{4}_{2}\alpha$

b) $^{234}_{90}\text{Th} \longrightarrow {}^{234}_{91}\text{Pa} + {}^{0}_{-1}\beta$

c) $^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\alpha$

17

Química orgánica



"Hay muchos ácidos carboxílicos, incluidos los alfahidroxiácidos, que se encuentran actualmente en productos para la piel", dice el Dr. Ken Peterson, químico farmacéutico y cosmético, Oakland. "Cuando tomas un ácido carboxílico, llamado ácido graso, y reacciona con una base fuerte, obtienes una sal llamada jabón. El jabón tiene un pH alto porque el ácido graso débil y la base fuerte no tienen un pH neutro de 7. Si tomas jabón y bajas su pH a 7, convertirás el jabón en el ácido graso. Cuando elaboro fragancias, uso mi nariz y mi conocimiento químico para identificar y descomponer las reacciones que producen buenas esencias. Muchas fragancias son ésteres, que se forman cuando un alcohol reacciona con un ácido carboxílico. Por ejemplo, el éster que huele como piña está hecho de etanol y ácido butírico."

AVANCES

17.1 Compuestos orgánicos
17.2 Alcanos
17.3 Grupos funcionales
17.4 Alquenos y alquinos
17.5 Polímeros
17.6 Compuestos aromáticos
17.7 Alcoholes y éteres
17.8 Aldehídos y cetonas
17.9 Ácidos carboxílicos y ésteres
17.10 Aminas y amidas

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.



La *química orgánica* es la química de los compuestos de carbono que contienen, principalmente, carbono e hidrógeno. El elemento carbono tiene un papel especial en la química, pues sus enlaces con otros átomos de carbono confieren un amplio arreglo de moléculas. La diversidad de moléculas es tan grande, que encontramos compuestos orgánicos en muchos productos comunes que usamos, como gasolina, medicinas, champús, botellas de plástico y perfumes. Los alimentos que ingerimos se forman de diferentes compuestos orgánicos que nos proporcionan combustible para energía y los átomos de carbono necesarios para construir y reparar las células de nuestro cuerpo.

Aunque muchos compuestos orgánicos han sido formados por la naturaleza, los químicos han sintetizado aún más. El algodón, la madera o la piel en tu ropa contienen compuestos orgánicos naturales, mientras que materiales como poliéster, nylon o plástico se han sintetizado a través de reacciones orgánicas. A veces es conveniente sintetizar una molécula en el laboratorio, aun cuando también se encuentre en la naturaleza. Por ejemplo, la vitamina C sintetizada en un laboratorio tiene la misma estructura que la vitamina C de las naranjas o limones. En el siguiente capítulo aprenderás acerca de las estructuras y reacciones de las moléculas orgánicas, lo que te proporcionará el fundamento para entender las moléculas más complejas de la bioquímica.

17.1 Compuestos orgánicos

Meta de aprendizaje

Identificar propiedades características de los compuestos orgánicos o inorgánicos.

A principios del siglo XIX, los científicos clasificaron los compuestos químicos como inorgánicos y orgánicos. Un compuesto inorgánico era una sustancia compuesta de minerales, y un compuesto orgánico era una sustancia que provenía de un organismo, de ahí la palabra *orgánico*. Se creía que cierto tipo de "fuerza vital", que sólo se podía encontrar en las células vivientes, se requería para sintetizar un compuesto orgánico. En 1828 se demostró que esta percepción era incorrecta, cuando el químico alemán Friedrick Wöhler sintetizó urea, un producto del metabolismo de proteínas, al calentar un compuesto inorgánico, cianato de amonio.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

Introducción a las moléculas orgánicas



Ahora definimos la química orgánica como el estudio de los compuestos de carbono. Los **compuestos orgánicos** por lo general son moléculas no polares, y las atracciones entre ellas son débiles, lo que explica los bajos puntos de fusión y ebullición de la mayoría de éstos. Por lo general, los compuestos orgánicos no son solubles en agua. Por ejemplo, el aceite vegetal, que es una mezcla de compuestos orgánicos, no se disuelve en agua, sino que flota en la superficie. Muchos compuestos orgánicos experimentan combustión y se queman vigorosamente en el aire. Los compuestos orgánicos contienen C y H y también pueden tener otros elementos no metálicos como O, S, N o Cl.



En contraste, muchos de los compuestos inorgánicos son iónicos, lo que conduce a altos puntos de fusión y ebullición. Los compuestos inorgánicos que son iónicos o covalentes polares generalmente son solubles en agua. La mayoría de las sustancias inorgánicas no se queman en aire. La tabla 17.1 contrasta algunas de las propiedades asociadas con los compuestos orgánicos e inorgánicos, como propano, C_3H_8, y cloruro de sodio, NaCl (figura 17.1).

Tabla 17.1 Algunas propiedades de los compuestos orgánicos e inorgánicos

Propiedad	Orgánico	Ejemplo: C_3H_8	Inorgánico	Ejemplo: NaCl
Enlace	Principalmente covalente	Covalente	Muchos son iónicos, algunos covalentes	Iónico
Polaridad de enlaces	No polar, a menos que esté presente un átomo más electronegativo	No polar	La mayoría son iónicos o covalentes polares, algunos son covalentes no polares	Iónico
Punto de fusión	Por lo general bajo	−188°C	Por lo general alto	801°C
Punto de ebullición	Por lo general bajo	−42°C	Por lo general alto	1413°C
Inflamabilidad	Alta	Se quema en el aire	Baja	No se quema
Solubilidad en agua	No soluble, a menos que haya un grupo polar	No	La mayoría son solubles, a menos que sean no polares	Sí

Problema de muestra 17.1 **Propiedades de compuestos orgánicos**

Indica si las siguientes propiedades son características de los compuestos orgánicos o inorgánicos:

a) no soluble en agua *b*) punto de fusión elevado *c*) se quema en el aire

Solución

a) muchos compuestos orgánicos no son solubles en agua

b) es más probable que los compuestos inorgánicos tengan puntos de fusión elevados

c) es más probable que los compuestos orgánicos sean inflamables

Comprobación de estudio

El octano no es soluble en agua. ¿Qué tipo de compuesto es?

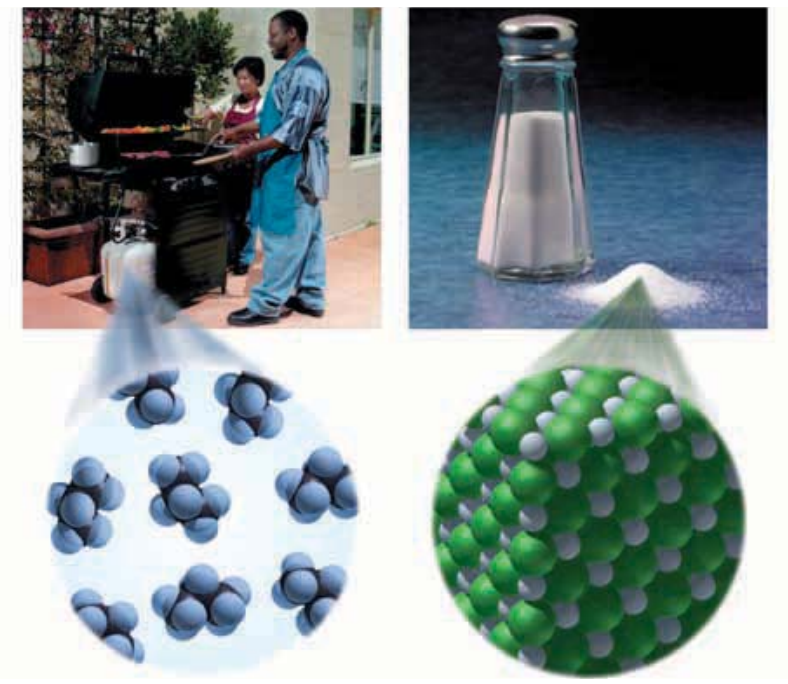
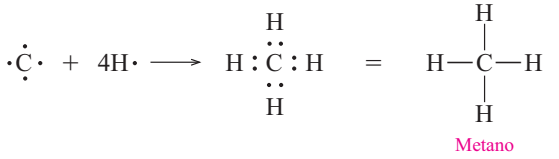


Figura 17.1 El propano, C_3H_8, es un compuesto orgánico, mientas que el cloruro de sodio, NaCl, es un compuesto inorgánico.

P *¿Por qué se usa el propano como combustible?*

Enlace en compuestos orgánicos

Los **hidrocarburos** son compuestos orgánicos que consisten sólo de carbono e hidrógeno. En el hidrocarburo más simple, el metano (CH_4), los cuatro electrones de valencia del carbono se comparten con cuatro átomos de hidrógeno para formar un octeto. En la fórmula punto electrón, cada par de electrones compartidos representa un enlace sencillo. En las moléculas orgánicas, cada átomo de carbono siempre tiene cuatro enlaces. Cuando mostramos los enlaces entre todos los átomos se escribe una **fórmula estructural desarrollada.**



La estructura tetraédrica del carbono

La teoría TRPECV (capítulo 10) predice que, cuando cuatro enlaces se distribuyen tan lejos como sea posible, tienen una forma tetraédrica. En CH_4, los enlaces al hidrógeno se dirigen hacia las esquinas de un tetraedro con ángulos de enlace de 109.5°. La estructura tridimensional del metano se puede ilustrar como un modelo de esferas o esferas y palos o como un modelo de espacio lleno (figura 17.2).

Un compuesto orgánico con dos átomos de carbono es el etano, C_2H_6. Cada átomo de carbono está unido a otro carbono y tres átomos de hidrógeno. Cuando hay dos o más átomos de carbono en una molécula, cada carbono tiene la forma tetraédrica si se une a otros cuatro átomos. Por ejemplo, el modelo de esferas y palos del C_2H_6 se basa en dos tetraedros unidos uno al otro (figura 17.3). Todos los ángulos de enlace están cerca de 109.5°.

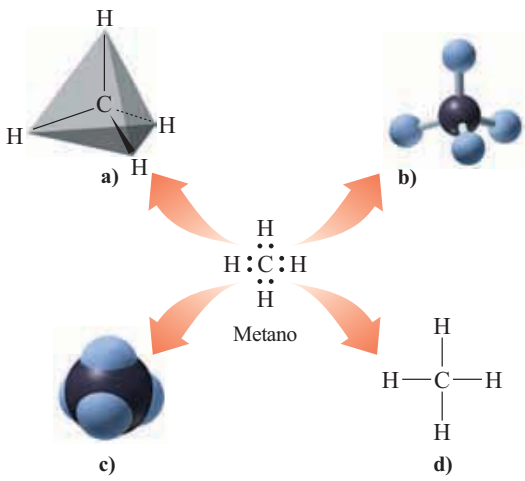
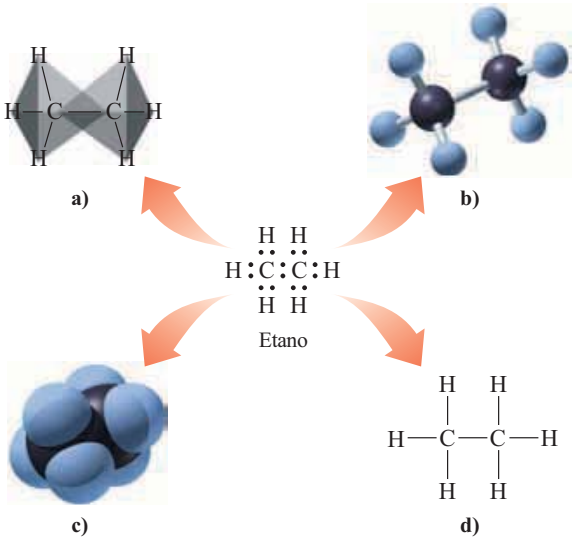


Figura 17.2 Representaciones tridimensionales del metano, CH_4: ***a)*** tetraedro, ***b)*** modelo de esferas y palos, ***c)*** modelo de espacio lleno, ***d)*** fórmula estructural desarrollada.

P *¿Por qué el metano tiene una forma tetraédrica y no una forma plana?*

Figura 17.3 Representaciones tridimensionales del etano, C_2H_6: ***a)*** forma tetraédrica de cada carbono, ***b)*** modelo de esferas y palos, ***c)*** modelo de espacio lleno, ***d)*** fórmula estructural desarrollada.

P *¿Cómo se mantiene la estructura tetraédrica en una molécula con dos átomos de carbono?*



Preguntas y problemas — Compuestos orgánicos

17.1 Identifica las siguientes como fórmulas de compuestos orgánicos o inorgánicos:
a) KCl *b*) C_4H_{10}
c) CH_3CH_2OH *d*) H_2SO_4
e) $CaCl_2$ *f*) CH_3CH_2Cl

17.2 Identifica las siguientes como fórmulas de compuestos orgánicos o inorgánicos:
a) $C_6H_{12}O_6$ *b*) Na_2SO_4
c) I_2 *d*) C_2H_5Cl
e) $C_{10}H_{22}$ *f*) CH_4

17.3 Identifica las siguientes propiedades como más típicas de los compuestos orgánicos o de los inorgánicos:
a) soluble en agua *b*) punto de ebullición bajo
c) se quema en aire *d*) punto de fusión alto

17.4 Identifica las siguientes propiedades como más típicas de los compuestos orgánicos o de los inorgánicos:
a) contiene Na *b*) gas a temperatura ambiente
c) enlaces covalentes *d*) produce iones en agua

17.5 Relaciona las siguientes propiedades físicas y químicas con los compuestos etano, C_2H_6, o bromuro de sodio, NaBr:
a) hierve a −89°C *b*) se quema vigorosamente
c) sólido a 250°C *d*) se disuelve en agua

17.6 Relaciona las siguientes propiedades físicas y químicas con los compuestos ciclohexano, C_6H_{12}, o nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$:
a) se funde a 500°C
b) insoluble en agua
c) produce iones en agua
d) es un líquido a temperatura ambiente

17.7 ¿Por qué la estructura de la molécula de CH_4 es tridimensional en lugar de bidimensional?

17.8 En una molécula de propano con tres átomos de carbono, ¿cuál es la geometría alrededor de cada átomo de carbono?



Propano

Meta de aprendizaje

Escribir los nombres IUPAC y las fórmulas estructurales para los alcanos.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Introducción a las moléculas orgánicas

17.2 Alcanos

Más de 90% de los compuestos conocidos en el mundo son orgánicos. Aunque los elementos predominantes en éstos son carbono e hidrógeno. El gran número de compuestos de carbono es posible porque el enlace covalente entre los átomos de carbono (C—C) es muy fuerte, lo que les permite formar largas cadenas estables.

Con la finalidad de estudiar los compuestos orgánicos, las moléculas se organizan en clases de compuestos, que tienen estructuras y propiedades químicas

Tabla 17.2 Nombres IUPAC para los primeros diez alcanos de cadena continua

Número de átomos de carbono	Prefijo	Nombre	Fórmula molecular	Fórmula estructural condensada
1	Met	Metano	CH_4	CH_4
2	Et	Etano	C_2H_6	$CH_3—CH_3$
3	Pro	Propano	C_3H_8	$CH_3—CH_2—CH_3$
4	But	Butano	C_4H_{10}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$
5	Pent	Pentano	C_5H_{12}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
6	Hex	Hexano	C_6H_{14}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
7	Hept	Heptano	C_7H_{16}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
8	Oct	Octano	C_8H_{18}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
9	Non	Nonano	C_9H_{20}	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
10	Dec	Decano	$C_{10}H_{22}$	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

similares. Los **alcanos** son una clase o familia de compuestos orgánicos que tienen átomos de carbono e hidrógeno conectados mediante enlaces sencillos. Uno de los usos más comunes de los alcanos es como combustibles. El metano, que se usa en calentadores y quemadores de gas, es un alcano con un átomo de carbono. Los alcanos etano, propano y butano contienen dos, tres y cuatro átomos de carbono conectados en una fila o cadena continua. Estos nombres son parte del **sistema IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, por sus siglas en inglés),** que los químicos usan para nombrar compuestos orgánicos. Los alcanos con cinco o más átomos de carbono en una cadena se nombran usando prefijos griegos: *pent* (5), *hex* (6), *hept* (7), *oct* (8), *non* (9), y *dec* (10) (tabla 17.2).

Fórmulas estructurales condensadas

En una **fórmula estructural condensada** escribimos cada átomo de carbono y sus átomos de hidrógeno unidos como un grupo. Un subíndice indica el número de átomos de hidrógeno unidos a cada átomo de carbono.

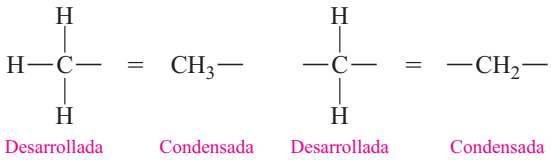




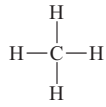
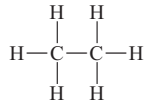
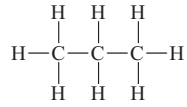
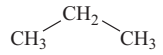
Figura 17.4 Modelo de esferas y palos del hexano.

P *¿Por qué los átomos de carbono en el hexano parecen estar distribuidos en una cadena en zigzag?*

La fórmula molecular muestra el número total de cada tipo de átomo, pero no indica la distribución de los átomos en la molécula. La tabla 17.3 muestra las fórmulas molecular, desarrollada y condensada para los alcanos con uno, dos y tres átomos de carbono.

Sin embargo, en las cadenas de tres o más átomos de carbono, los átomos de carbono en realidad no se encuentran en una línea recta. La estructura tetraédrica del carbono distribuye los enlaces de carbono en un patrón en zigzag, que se ve en el modelo de esferas y palos del hexano (figura 17.4). El butano se puede bosquejar mediante varias fórmulas estructurales bidimensionales, como se muestra en tabla 17.4. Todas estas fórmulas estructurales representan la misma cadena continua de cuatro átomos de carbono.

Tabla 17.3 Escritura de fórmulas estructurales para algunos alcanos

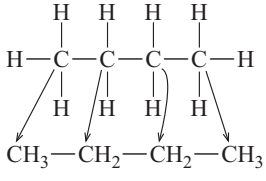
Alcano	Metano	Etano	Propano
Fórmula molecular	CH_4	C_2H_6	C_3H_8
Fórmulas estructurales			
Desarrollada			
Condensada	CH_4	$CH_3—CH_3$	$CH_3—CH_2—CH_3$ o 

Problema de muestra 17.2 Dibujo de fórmulas estructurales desarrollada y condensada para alcanos

Una molécula de butano, C_4H_{10}, tiene cuatro átomos de carbono en línea. ¿Cuáles son sus fórmulas estructurales desarrollada y condensada?

Solución

En la fórmula estructural desarrollada, cuatro átomos de carbono se conectan uno a otro, así como a átomos de hidrógeno mediante enlaces sencillos para dar a cada átomo de carbono cuatro enlaces. En la fórmula estructural condensada, cada átomo de carbono y sus átomos de hidrógeno unidos se escriben como $CH_3—$, o $—CH_2—$.



Fórmula estructural desarrollada

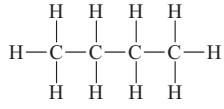
$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ Fórmula estructural condensada

Comprobación de estudio

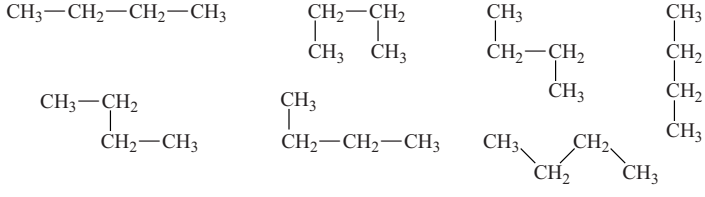
Escribe las fórmulas estructural desarrollada y condensada del pentano, C_5H_{12}.

Tabla 17.4 Algunas fórmulas estructurales para el butano, C_4H_{10}

Fórmula estructural desarrollada para el butano



Fórmulas estructurales condensadas que representan butano



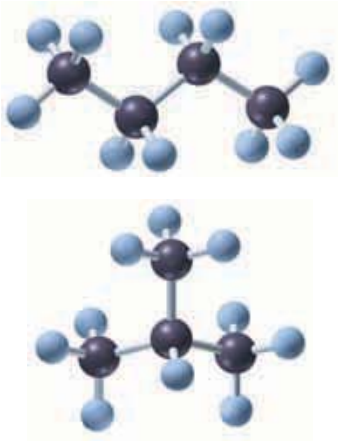


Figura 17.5 Los isómeros de C_4H_{10} tienen el mismo número y tipo de átomos, pero unidos en diferente orden.

P *¿Qué hace a estas moléculas isómeros?*

Nomenclatura de alcanos con sustituyentes

Cuando un alcano tiene cuatro o más átomos de carbono, los átomos se pueden distribuir de modo que un grupo lateral llamado **rama** o **sustituyente** se une a una cadena de carbono. Por ejemplo, podemos escribir dos fórmulas estructurales diferentes para la fórmula molecular C_4H_{10}. Una fórmula contiene los cuatro átomos de carbono en una cadena continua. En la otra fórmula, un átomo de carbono en una *rama* se une a una cadena de tres átomos (figura 17.5). Un alcano con al menos una rama se llama **alcano ramificado.** Cuando dos compuestos tienen la misma fórmula molecular, pero diferente distribución de átomos, se llaman **isómeros.**

En otro ejemplo, podemos escribir las fórmulas estructurales de tres diferentes isómeros con la fórmula molecular C_5H_{12} del modo siguiente:

Isómeros de C_5H_{12}

Cadena continua	Cadenas ramificadas	
$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_2—CH_3$	$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{\overset{\vert}{C}}}}—CH_3$

Sustituyentes en alcanos

En los nombres IUPAC para alcanos, una rama de carbono se llama **grupo alquilo,** que es un alcano que pierde un átomo de hidrógeno. El grupo alquilo se nombra al sustituir la terminación *ano* del nombre de alcano correspondiente con *ilo.* Los grupos alquilo no pueden existir por cuenta propia: deben estar unidos a una cadena de carbono. Cuando un átomo de halógeno se une a una cadena de carbono, se nombra como grupo *halo:* flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), o yodo (I). En la tabla 17.5 se ilustran algunos de los grupos comunes unidos a cadenas de carbono.

Tabla 17.5 Nombres y fórmulas de algunos sustituyentes comunes

Sustituyente	Nombre
$CH_3—$	metilo
$CH_3—CH_2—$	etilo
$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_2—$	propilo
$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_3$	isopropilo
F—, Cl—, Br—, I—	flúor, cloro, bromo, yodo

Reglas para nombrar alcanos con sustituyentes

En el sistema de nomenclatura IUPAC, la cadena de carbono más larga se numera para dar la ubicación de uno o más sustituyentes unidos a ella. Veamos cómo usar el sistema IUPAC para nombrar el siguiente alcano:

$$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_2—CH_2—CH_3$$

Guía para nombrar alcanos

PASO 1 Escribe el nombre del alcano de la cadena continua más larga de átomos de carbono.

PASO 2 Numera los átomos de carbono comenzando en el extremo más cercano al sustituyente.

PASO 3 Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente (orden alfabético) como un prefijo al nombre de la cadena principal.

PASO 1 **Escribe el nombre del alcano de la cadena continua más larga de átomos de carbono.** En este alcano, la cadena más larga tiene cinco átomos de carbono, que es *pentano.*

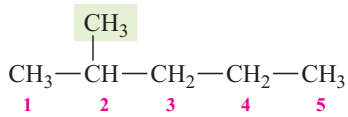
$$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_2—CH_2—CH_3$$ pentano

PASO 2 **Numera los átomos de carbono comenzando en el extremo más cercano a un sustituyente.** Una vez que comiences a numerar, continúa en esa misma dirección.

$$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_2—CH_2—CH_3$$ pentano

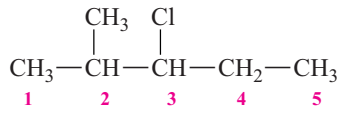
1 2 3 4 5

PASO 3 **Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente como un prefijo al nombre del alcano.** Coloca un guión entre el número y el nombre del sustituyente.



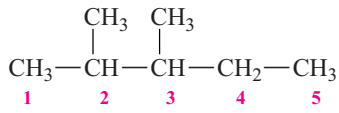
2-metil pentano

Menciona los sustituyentes en orden alfabético.



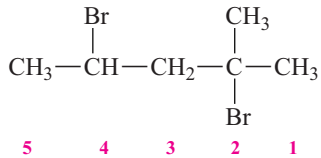
3-cloro-2-metilpentano

Usa un prefijo (di, tri, tetra) para indicar un grupo que aparezca más de una vez. Usa comas para separar dos o más números.



2,3-dimetilpentano

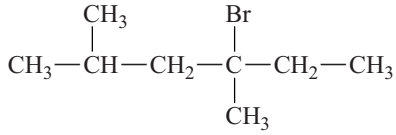
Cuando haya dos o más sustituyentes, la cadena principal se numera en la dirección que da el conjunto de números más bajo.



2,4-dibromo-2-metilpentano

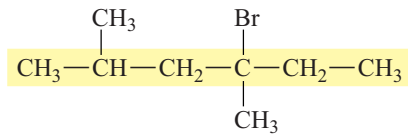
Problema de muestra 17.3 Escritura de nombres IUPAC

Proporciona el nombre IUPAC para el siguiente alcano:



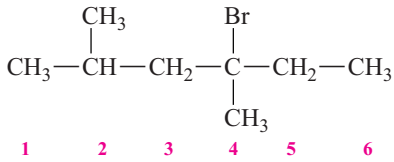
Solución

PASO 1 **Escribe el nombre del alcano de la cadena continua más larga de átomos de carbono.** En este alcano, la cadena más larga tiene seis átomos de carbono, que es *hexano*.



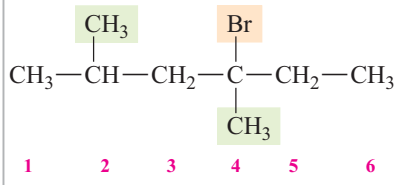
hexano

PASO 2 **Numera los átomos de carbono comenzando desde el extremo más cercano a un sustituyente.**



hexano

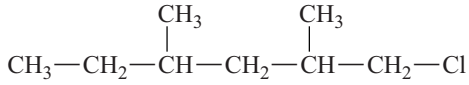
PASO 3 **Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente enfrente del nombre de la cadena más larga. Menciona los nombres de los sustituyentes en orden alfabético.** Coloca un guión entre el número y los nombres del sustituyente y comas para separar dos o más números. Un prefijo (di, tri, tetra) indica un grupo que aparece más de una vez.



4-bromo- 2,4-dimetilh hexano

Comprobación de estudio

Proporciona el nombre IUPAC para el siguiente compuesto:



Dibujo de fórmulas estructurales para alcanos

El nombre IUPAC proporciona toda la información necesaria para dibujar la fórmula estructural condensada de un alcano. Supón que se te pide dibujar la fórmula estructural condensada de 2,3-dimetilbutano. El nombre del alcano indica el número de átomos de carbono en la cadena más larga. Los nombres al comienzo indican los sustituyentes y dónde se unen. Podemos descomponer el nombre en la siguiente forma.

2,3-dimetilbutano

2,3-	di	metil	but	ano
sustituyentes en los carbonos 2 y 3	dos grupos idénticos	grupos alquilo CH_3—	4 átomos C en la cadena principal	enlaces C—C sencillos

Guía para dibujar fórmulas de alcanos

PASO 1
Dibuja la cadena principal de átomos de carbono.

PASO 2
Numera la cadena y coloca los sustituyentes en los carbonos indicados por los números.

PASO 3
Agrega el número correcto de átomos de hidrógeno para dar cuatro enlaces a cada átomo C.

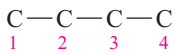
Problema de muestra 17.4 **Dibujo de estructuras a partir de nombres IUPAC**

Escribe la fórmula estructural condensada para 2,3-dimetilbutano.

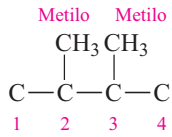
Solución

Podemos usar la siguiente guía para dibujar la fórmula estructural condensada.

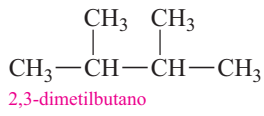
PASO 1 **Dibuja la cadena principal de átomos de carbono.** Para butano, dibujamos una cadena de cuatro átomos de carbono y los numeramos.



PASO 2 **Numera la cadena y coloca los sustituyentes en los carbonos indicados por los números.** La primera parte del nombre indica dos grupos metilo (CH_3—), uno en carbono 2 y uno en carbono 3.



PASO 3 **Agrega el número correcto de átomos de hidrógeno para dar cuatro enlaces a cada átomo C.**



Comprobación de estudio

¿Cuál es la fórmula estructural para 2,4-dibromopentano?

el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Materiales peligrosos



Figura 17.6 En los derrames, grandes cantidades de petróleo se dispersan sobre el agua.

P *¿Qué propiedades físicas hacen que el petróleo permanezca sobre la superficie del agua?*

Solubilidad y densidad de alcanos

Los alcanos son no polares, lo que los hace insolubles en agua. Sin embargo, son solubles en solventes no polares como otros alcanos. Los alcanos tienen densidades de 0.65 g/mL a aproximadamente 0.70 g/mL, que es menos denso que el agua (1.0 g/mL). Si en el océano hay un derrame de petróleo, los alcanos en el petróleo crudo permanecen en la superficie y se dispersan sobre una gran área. En el derrame de petróleo del *Exxon Valdez* en 1989, 40 millones de litros de petróleo cubrieron casi 25 000 kilómetros cuadrados de agua en Prince William Sound, Alaska (figura 17.6). Si el petróleo crudo alcanza las playas y aguas interiores, puede haber un daño considerable a los hábitats de moluscos, peces, aves y vida salvaje. Aún hay petróleo en la superficie, o justo bajo la superficie, en algunas áreas de Prince William Sound. La limpieza incluye métodos tanto mecánicos como químicos. En uno se usa un compuesto no polar que "atrae petróleo" para recogerlo, y luego se raspa en tanques de recuperación.

Los primeros cuatro alcanos (metano, etano, propano y butano) son gases a temperatura ambiente y son ampliamente utilizados como combustibles para calentamiento. Los tanques de propano y butano líquido se usan para proporcionar combustibles para calentar hogares y cocinar parrilladas.

NOTA QUÍMICA

PETRÓLEO CRUDO

El petróleo crudo contiene una amplia variedad de hidrocarburos. En una refinería, los componentes en el petróleo crudo se separan mediante destilación fraccionaria, un proceso que quita grupos o fracciones de hidrocarburos al calentar continuamente la mezcla a temperaturas más altas (tabla 17.6). Las fracciones que contienen alcanos con cadenas de carbono más largas requieren temperaturas más altas antes de que alcancen su temperatura de ebullición y formen gases. Los gases se retiran y pasan a través de una columna de destilación donde se enfrían y condensan de vuelta a líquidos. El principal uso del petróleo crudo es obtener gasolina, pero un barril de petróleo crudo sólo es aproximadamente 35% gasolina. Para aumentar la producción de este combustible, los petróleos calentados se separan para obtener los alcanos de menor masa.

Tabla 17.6 Mezclas típicas de alcanos obtenidas por destilación de petróleo crudo

Temperaturas de destilación (°C)	Número de de carbono	Producto
Abajo de 30	1–4	Gas natural
30–200	5–12	Gasolina
200–250	12–16	Queroseno, combustible de jet
250–350	15–18	Combustible diesel, petróleo para calefacción
350–450	18–25	Aceite lubricante
Residuo no volátil	Arriba de 25	Asfalto, alquitrán



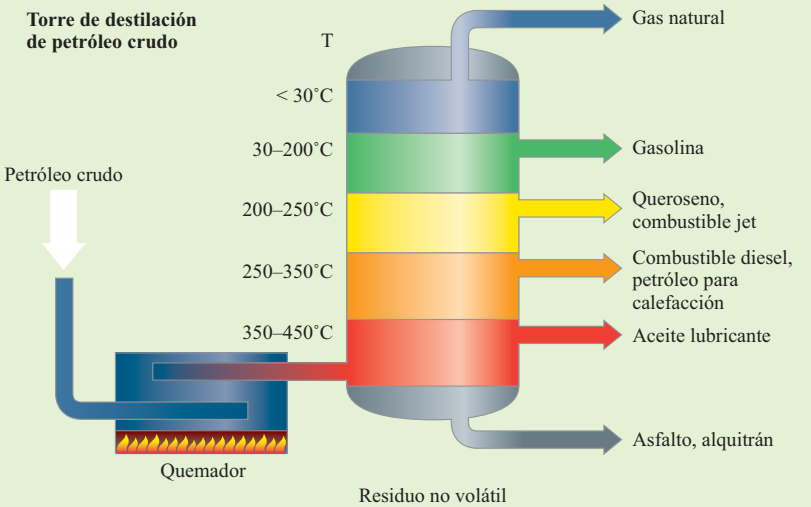




Figura 17.7 Los alcanos sólidos que constituyen recubrimientos cerosos en frutas y vegetales ayudan a retener la humedad, inhibir los hongos y mejorar la apariencia.

P *¿Por qué el recubrimiento ceroso ayuda a las frutas y vegetales a retener la humedad?*

Los alcanos que tienen de 5 a 8 átomos de carbono (pentano, hexano, heptano y octano) son líquidos a temperatura ambiente. Son enormemente volátiles, lo que los hace útiles en combustibles como gasolina. Los alcanos líquidos con 9 a 17 átomos de carbono tienen puntos de ebullición más altos y se encuentran en el queroseno, diesel y combustibles para reactores. El aceite de motor es una mezcla de hidrocarburos líquidos y se usa para lubricar los componentes internos de los motores. El aceite mineral es una mezcla de hidrocarburos líquidos y se usa como laxante y lubricante. Los alcanos con 18 o más átomos de carbono son sólidos cerosos a temperatura ambiente. Conocidos como parafinas, estos compuestos se usan en recubrimientos cerosos para frutas y vegetales para retener humedad, inhibir el crecimiento de hongos y mejorar la apariencia (figura 17.7). El petrolato, o vaselina, es una mezcla de hidrocarburos líquidos con puntos de ebullición bajos que están encapsulados en hidrocarburos sólidos. Se usa en pomadas y cosméticos y como lubricante y solvente.

Combustión de alcanos

Un alcano experimenta **combustión** cuando reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía.

$$\text{Alcano} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{energía}$$

El metano se usa para cocinar los alimentos y calentar los hogares. El propano es el gas que se utiliza en calentadores portátiles y parrillas de gas (figura 17.8). La gasolina, una mezcla de hidrocarburos líquidos, es el combustible que impulsa nuestros automóviles, podadoras y calefactores. Como alcanos, todos ellos experimentan combustión. A continuación se presentan las ecuaciones para la combustión de metano (CH_4) y propano (C_3H_8):

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + \text{energía}$$
$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + \text{energía}$$

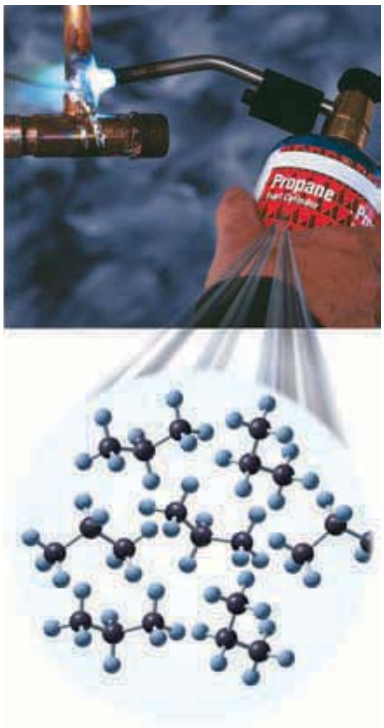


Figura 17.8 El combustible propano en el envase experimenta combustión, lo que proporciona energía.

P *¿Cuál es la ecuación balanceada para la combustión del propano?*

NOTA QUÍMICA

COMBUSTIÓN INCOMPLETA

Es posible que ya sepas que es peligroso quemar gas natural, petróleo o madera en una habitación cerrada, donde la ventilación y el aire fresco no sean adecuados. Un calentador de gas, una chimenea o una estufa de leña deben tener la ventilación adecuada. Si el suministro de oxígeno es limitado, la combustión incompleta produce monóxido de carbono. La combustión incompleta del metano en el gas natural se escribe como

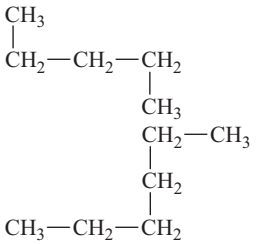
$$2CH_4(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO(g) + 4H_2O(g) + \text{calor}$$

El monóxido de carbono (CO) es un gas venenoso, incoloro e inodoro. Cuando se inhala, el CO pasa al torrente sanguíneo, donde se une a la hemoglobina, lo que reduce la cantidad de oxígeno (O_2) que llega a los órganos y células. Como resultado, una persona sana puede reducir su capacidad de ejercitarse, la percepción visual y la destreza manual.

Cuando la cantidad de hemoglobina unida a CO (COHb) es de 10% o menos, la persona puede sufrir respiración entrecortada, dolor de cabeza leve y aletargamiento, que son síntomas que se suelen confundir con gripe. Las personas que fuman mucho llegan a tener hasta 9% COHb en su sangre. Cuando hasta 30% de la hemoglobina está unida a CO, una persona puede experimentar síntomas más severos, incluidos mareos, confusión mental, dolor de cabeza severo y náusea. Si 50% o más de la hemoglobina está unida a CO, una persona podría quedar inconsciente y morir si no se le administra oxígeno de inmediato.

Preguntas y problemas — Alcanos

17.9 Proporciona el nombre IUPAC de los siguientes alcanos:

a) 

b)

c)

17.10 Proporciona el nombre IUPAC de los siguientes alcanos:

a)

b)

c)

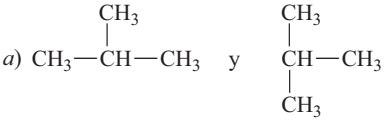
17.11 Escribe las fórmulas estructurales condensadas para cada uno de los siguientes ejemplos:

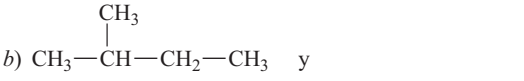
a) metano *b*) etano *c*) pentano

17.12 Escribe las fórmulas estructurales condensadas para cada uno de los siguientes ejemplos:

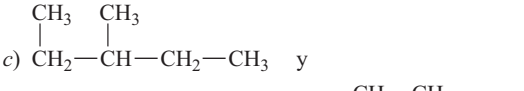
a) propano *b*) hexano *c*) heptano

17.13 Indica si cada uno de los siguientes pares de fórmulas estructurales representan isómeros o la misma molécula:

a) 

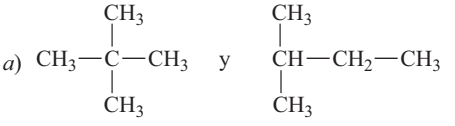
b) 

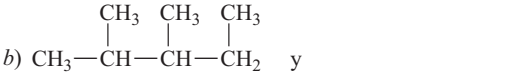


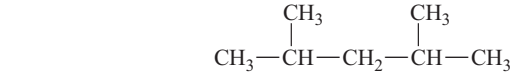
c) 

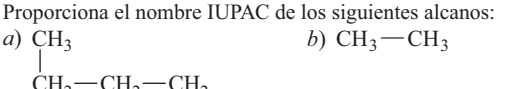


17.14 Indica si cada uno de los siguientes pares de fórmulas estructurales representan isómeros o la misma molécula:

a) 

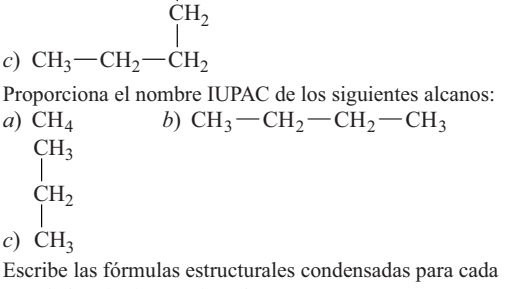
b) 



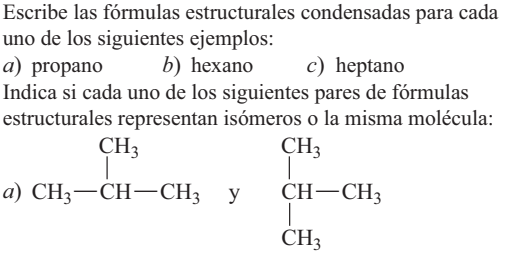
c) 



17.15 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes alcanos:



17.16 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes alcanos:



17.17 Dibuja una fórmula estructural condensada para cada uno de los siguientes alcanos:

a) 2-metilbutano
b) 3,3-dicloropentano
c) 2,3,5-trimetilhexano

17.18 Dibuja una fórmula estructural condensada para cada uno de los siguientes alcanos:

a) 3-yodopentano
b) 3-etil-2-metilpentano
c) 2,2,3,5-tetrabromohexano

17.19 El heptano, C_7H_{16}, tiene una densidad de 0.68 g/mL.

a) ¿cuál es la fórmula estructural del heptano?
b) ¿es un sólido, líquido o gas a temperatura ambiente?
c) ¿es soluble en agua?
d. ¿flotará o se hundirá en agua?

17.20 El nonano, C_9H_{20}, tiene una densidad de 0.79 g/mL.

a) ¿cuál es la fórmula estructural del nonano?
b) ¿es sólido, líquido o gas a temperatura ambiente?
c) ¿es soluble en agua?
d) ¿flotará o se hundirá en agua?

17.21 Escribe una ecuación balanceada para la combustión completa de cada uno de los siguientes compuestos:

a) etano *b*) propano *c*) octano

17.22 Escribe una ecuación balanceada para la combustión completa de cada uno de los siguientes compuestos:

a) hexano *b*) heptano *c*) nonano

Tabla 17.7 Enlaces covalentes para elementos en compuestos orgánicos

Elemento	Grupo	Enlaces covalentes	Estructura de átomos
H	1A	1	H—
C	4A	4	—C—
N	5A	3	—N—
O	6A	2	—O—
F, Cl, Br, I	7A	1	—X: (X = F, Cl, Br, I)

Meta de aprendizaje

Clasificar las moléculas orgánicas de acuerdo con sus grupos funcionales.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Grupos funcionales

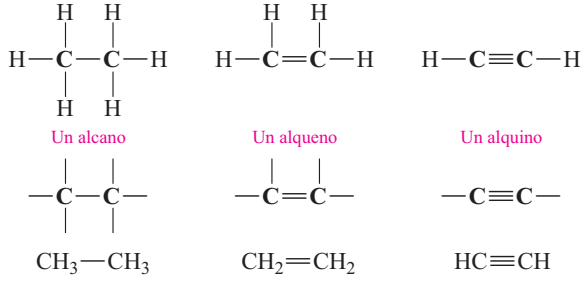
17.3 Grupos funcionales

En los compuestos orgánicos, los átomos de carbono se unen a hidrógeno y a veces a oxígeno, nitrógeno o un halógeno como cloro. El hidrógeno, con 1 electrón de valencia, forma un enlace sencillo covalente. Un octeto se sintetiza con nitrógeno, que forma tres enlaces covalentes, y oxígeno, que forma dos enlaces covalentes. Los halógenos, con 7 electrones de valencia, forman un enlace covalente. La tabla 17.7 menciona el número de enlaces covalentes más frecuentes formados por elementos que se encuentran en los compuestos orgánicos.

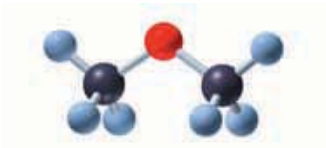
Los compuestos orgánicos son millones y cada día se sintetizan más. Parecería que la tarea de aprender química orgánica es abrumadora. Sin embargo, dentro de este amplio número de compuestos, existen características estructurales, que son grupos específicos de átomos llamados **grupos funcionales**, y hacen que los compuestos experimenten reacciones químicas similares. Los compuestos con los mismos grupos funcionales experimentan reacciones químicas similares.

Alquenos y alquinos

Anteriormente, en la sección 17.2, aprendimos que los alcanos contienen sólo enlaces sencillos carbono-carbono. Los **alquenos** tienen un grupo funcional que es un enlace doble entre dos átomos de carbono adyacentes; los **alquinos** contienen un enlace triple.



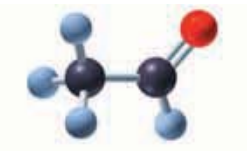

Un alcohol


Un éter

Alcoholes y éteres

El grupo funcional característico de los **alcoholes** es el **grupo hidroxilo** (—OH), unido a un átomo de carbono. En los **éteres**, la característica estructural es un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono. El átomo de oxígeno también tiene dos pares de electrones no compartidos, que no se mostrarán en las fórmulas estructurales.





Un aldehído

Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y cetonas contienen un **grupo carbonilo** (C═O), que es un carbono con un enlace doble a oxígeno. En un **aldehído,** el átomo de carbono del grupo carbonilo se une a otro carbono y a un átomo de hidrógeno. Sólo el aldehído más simple, CH_2O, tiene un grupo carbonilo unido a dos átomos de hidrógeno. En una **cetona,** el grupo carbonilo se une a otros dos átomos de carbono.



Un aldehído Una cetona



Una cetona

Ácidos carboxílicos y ésteres

En los **ácidos carboxílicos,** el grupo funcional es el **grupo carboxilo,** que es una combinación de los grupos carbonilo e hidroxilo.



Un ácido carboxílico



Un ácido carboxílico

Un **éster** es similar a un ácido carboxílico, excepto que el oxígeno se une a un carbono y no a un hidrógeno.



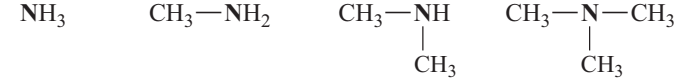
Un éster



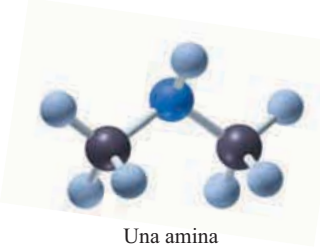
Un éster

Aminas y amidas

En **aminas,** el átomo central es un átomo de nitrógeno. Las aminas son derivados de amoniaco, NH_3, en el que los átomos de carbono sustituyen uno, dos o tres de los átomos de hidrógeno.

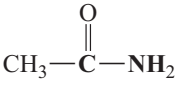


Amoniaco Ejemplos de aminas



Una amina

En una **amida,** el grupo hidroxilo de un ácido carboxílico se sustituye con un grupo nitrógeno.



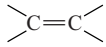
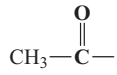
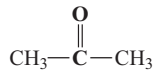
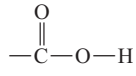
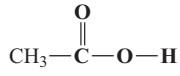
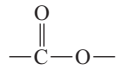
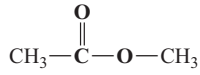
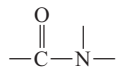
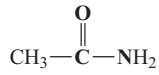
Una amida



Una amida

En la tabla 17.8 se muestra una lista de grupos funcionales comunes en compuestos orgánicos.

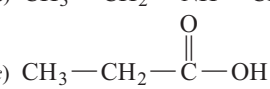
Tabla 17.8 Clasificación de compuestos orgánicos

Clase	Grupo funcional	Ejemplo
Alqueno		$H_2C{=}CH_2$
Alquino	$-C{\equiv}C-$	$HC{\equiv}CH$
Haloalcano	$-F$, $-Cl$, $-Br$, $-I$	CH_3-Cl
Alcohol	$-OH$	CH_3-CH_2-OH
Éter	$-O-$	CH_3-O-CH_3
Aldehído		
Cetona		
Ácido carboxílico		
Éster		
Amina		CH_3-NH_2
Amida		

Problema de muestra 17.5 **Identificación de grupos funcionales**

Clasifica los siguientes compuestos orgánicos de acuerdo con sus grupos funcionales:

a) $CH_3-CH_2-NH-CH_3$ *b*) $CH_3-CH{=}CH-CH_3$

c)  *d*) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$

Solución

a) amina *b*) alqueno *c*) ácido carboxílico *d*) alcohol

Comprobación de estudio

¿En qué difiere un ácido carboxílico de un éster?

Preguntas y problemas Grupos funcionales

17.23 Identifica la clase de compuestos que contienen cada uno de los siguientes grupos funcionales:
a) grupo hidroxilo unido a una cadena de carbono
b) enlace doble carbono-carbono
c) grupo carbonilo unido a un átomo de hidrógeno
d) grupo carboxilo unido a dos átomos de carbono

17.24 Identifica la clase de compuestos que contienen cada uno de los siguientes grupos funcionales:
a) un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono
b) grupo carboxilo
c) átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono
d) un grupo carbonilo entre dos átomos de carbono

17.25 Clasifica las siguientes moléculas de acuerdo con sus grupos funcionales. Las posibilidades son alcohol, éter, cetona, ácido carboxílico o amina.

a) $CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3$

b) $CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_3$

c) $CH_3—\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}—CH_2—CH_3$

d) $CH_3—CH_2—CH_2—COOH$

e) $CH_3—CH_2—NH_2$

17.26 Clasifica las siguientes moléculas de acuerdo con sus grupos funcionales. Las posibilidades son alqueno, aldehído, ácido carboxílico, éster o amina.

a) $CH_3—\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}—O—CH_2—CH_3$

b) $CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}—CH_3$

c) $CH_3—CH_2—CH_2—\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}—H$

d) $CH_3—CH_2—CH_2—COOH$

e) $CH_3—CH=CH—CH_3$

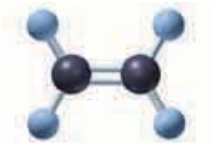
Meta de aprendizaje

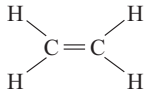
Escribir los nombres IUPAC y fórmulas para alquenos y alquinos; dibujar fórmulas de productos para la hidrogenación de alquenos.

17.4 Alquenos y alquinos

Los alquenos y alquinos son **hidrocarburos insaturados** porque contienen enlaces dobles y triples, respectivamente. Un *alqueno* tiene al menos un enlace doble entre carbonos. El enlace doble se forma cuando dos átomos de carbono adyacentes comparten dos pares de electrones de valencia. El alqueno más simple es el eteno, C_2H_4, que es más probable que se conozca por su nombre común, etileno. En el eteno, cada átomo de carbono se une a dos átomos H y el otro átomo de carbono en el enlace doble. La molécula resultante tiene una geometría plana porque los átomos de carbono e hidrógeno se encuentran en el mismo plano (figura 17.9).

Eteno





Etino



$H—C\equiv C—H$

Figura 17.9 Los modelos de esferas y palos de eteno y etino muestran los grupos funcionales de enlaces doble o triple.

P *¿Por qué estos compuestos se llaman hidrocarburos insaturados?*





En un *alquino,* ocurre un enlace triple cuando dos átomos de carbono comparten tres pares de electrones de valencia. El alquino más simple se llama etino, pero comúnmente se conoce como acetileno, y se usa en la soldadura, donde se quema a temperatura muy alta. En el etino, cada átomo de carbono en el enlace triple se une a otros dos átomos de carbono.

Nomenclatura de alquenos y alquinos

Los nombres IUPAC para alquenos y alquinos son similares a los de los alcanos. El alqueno más simple, eteno (etileno), es una importante hormona de plantas que favorece la maduración de la fruta. Los frutos que se cosechan comercialmente, como aguacates, plátanos y jitomates, con frecuencia se recogen antes de madurar. Antes de que el fruto se lleve al mercado, se expone al etileno para acelerar el proceso de maduración. El etileno también acelera la descomposición de la celulosa en las plantas, lo que hace que las flores se marchiten y las hojas caigan de los árboles.

El nombre IUPAC del alquino más simple es etino, aunque con frecuencia se usa su nombre común, acetileno. Ve la tabla 17.9 para una comparación de la

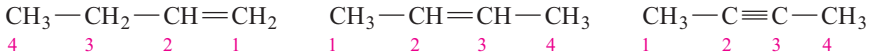
Tabla 17.9 Comparación de nombres para alcanos, alquenos y alquinos

Alcano	Alqueno	Alquino
$H_3C—CH_3$	$H_2C=CH_2$	$HC\equiv CH$
Etano	Eteno (etileno)	Etino (acetileno)
$CH_3—CH_2—CH_3$	$CH_3—CH=CH_2$	$CH_3—C\equiv CH$
Propano	Propeno (propileno)	Propino

nomenclatura para alcanos, alquenos y alquinos. Para alquenos y alquinos, la cadena de carbono más larga debe contener el enlace doble o triple.

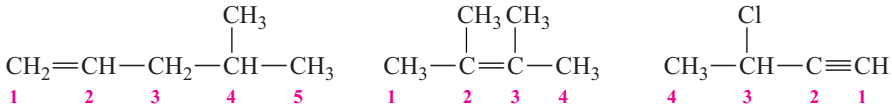
PASO 1 **Nombra la cadena de carbono más larga que contenga el enlace doble o triple.** Sustituye la terminación del alcano correspondiente con *eno* para un alqueno e *ino* para un alquino.

PASO 2 **Numera la cadena más larga desde el extremo más cercano al enlace doble o triple.** Indica la posición del enlace doble o triple con el número del primer carbono insaturado.



1-buteno 2-buteno 2-butino

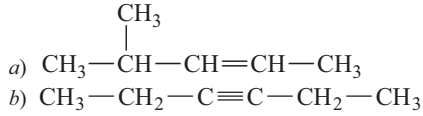
PASO 3 **Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente (orden alfabético) como un prefijo para el nombre del alqueno o alquino.**



4-metil-1-penteno 2,3-dimetil-2-buteno 3-cloro-1-butino

Problema de muestra 17.6 **Nomenclatura de alquenos y alquinos**

Escribe el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes casos:



Solución

a)

Guía para nombrar alquenos y alquinos

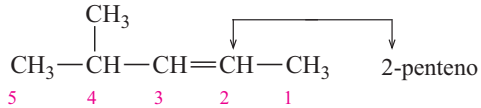
PASO 1 Nombra la cadena de carbono más larga con un enlace doble o triple.

PASO 2 Numera la cadena de carbono comenzando desde el extremo más cercano a un enlace doble o triple.

PASO 3 Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente (orden alfabético) como un prefijo al nombre.

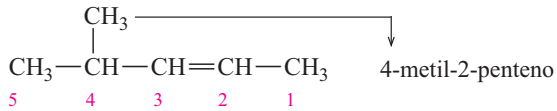
PASO 1 **Nombra la cadena de carbono más larga que contiene el enlace doble o triple.** Existen cinco átomos de carbono en la cadena de carbono más larga que contiene el enlace doble. Al sustituir la correspondiente terminación de alcano con *eno*, resulta penteno.

PASO 2 **Numera la cadena más larga desde el extremo más cercano al enlace doble o triple.** El número del primer carbono en el enlace doble se usa para indicar la ubicación del enlace doble.



2-penteno

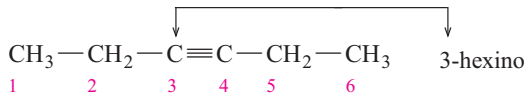
PASO 3 **Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente (orden alfabético) como un prefijo al nombre del alqueno o alquino.** El grupo metilo se ubica en el carbono 4.



b)

PASO 1 **Nombra la cadena de carbono más larga que contenga el enlace doble o triple.** Hay seis átomos de carbono en la cadena más larga que contiene el enlace triple. Al sustituir la correspondiente terminación de alcano con *ino* resulta hexino.

PASO 2 **Numera la cadena principal desde el extremo más cercano al enlace doble o triple.** El número del primer carbono en el enlace triple se usa para indicar la ubicación del enlace doble.



PASO 3 **Proporciona la ubicación y nombre de cada sustituyente (orden alfabético) como un prefijo al nombre del alqueno o alquino.** No hay sustituyentes en esta fórmula.

Comprobación de estudio

Dibuja las fórmulas estructurales para cada uno de los siguientes casos:
a) 2-pentino *b*) 3-metil-1-penteno

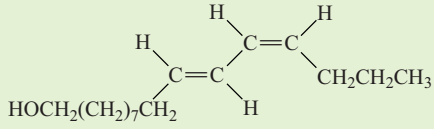
NOTA QUÍMICA

FEROMONAS EN LA COMUNICACIÓN DE LOS INSECTOS

Los insectos, y muchos otros organismos, emiten minúsculas cantidades de químicos llamados feromonas. Los insectos usan las feromonas para enviar mensajes a los individuos de la misma especie. Algunas feromonas advierten del peligro, otras sirven para defenderse, marcar una ruta o atraer al sexo opuesto. En los últimos 40 años se han determinado químicamente las estructuras de muchas feromonas. Una de las más estudiadas es el bombykol, la feromona sexual producida por la hembra de la polilla del gusano de seda. La molécula de bombykol es una cadena de 16 carbonos con dos enlaces dobles y un grupo alcohol. Algunas moléculas de bombykol sintético atraerán a los machos de las polillas de gusano de seda desde distancias mayores a 1 kilómetro.

Los científicos están interesados en la síntesis de feromonas para usar como alternativas no tóxicas de los pesticidas. Cuando se emplean en una trampa, el bombykol puede aislar a los machos de las polillas del gusano de seda. Cuando una feromona sintética se libera en varias áreas de un campo o cultivo, los machos no pueden localizar a las hembras, lo que perturba el ciclo reproductivo. Esta técnica ha tenido éxito para controlar la polilla oriental del melocotonero, la polilla de la vida y el gusano rosado del algodonero.

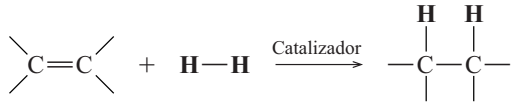




Bombykol, atrayente sexual para la polilla del gusano de seda

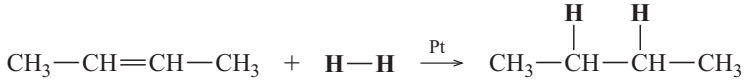
Hidrogenación

En la **hidrogenación,** los átomos de hidrógeno se agregan a los carbonos en un enlace doble o triple para formar alcanos. Para acelerar la reacción se agrega un catalizador como platino (Pt), níquel (Ni) o paladio (Pd). La ecuación general para la hidrogenación se escribe del modo siguiente:



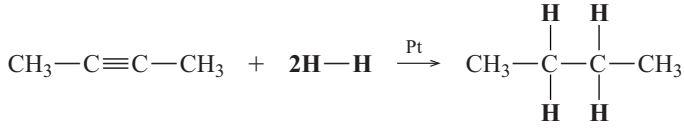
Enlace doble (insaturado) Enlace sencillo (saturado)

A continuación se presentan algunos ejemplos de la hidrogenación de alquenos y alquinos:



2-buteno Butano

La hidrogenación de alquinos requiere dos moléculas de hidrógeno para formar el producto alcano.



2-butino Butano

Problema de muestra 17.7 **Escritura de ecuaciones para hidrogenación**

Escribe la fórmula estructural para el producto de las siguientes reacciones de hidrogenación:

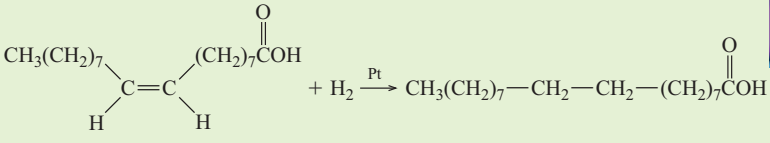
a) $CH_3—CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt}$ *b*) $HC\equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Ni}$

NOTA QUÍMICA

HIDROGENACIÓN DE GRASAS INSATURADAS

Los aceites vegetales, como el de maíz o el de cártamo, son grasas insaturadas compuestas de ácidos grasos que contienen enlaces dobles. El proceso de hidrogenación se usa comercialmente para convertir los enlaces dobles en las grasas insaturadas de los aceites vegetales en grasas saturadas como margarina, que son más sólidos. Al ajustar la cantidad de hidrógeno agregado produce grasas parcialmente hidrogenadas, como la margarina suave, la margarina sólida en barras y materias grasas que se usan para cocinar. Por ejemplo, el ácido oleico es un ácido graso insaturado común en el aceite de olivo y tiene un enlace doble en el carbono 9. Cuando el ácido oleico se hidrogena, se convierte a ácido esteárico, un ácido graso saturado.





El ácido oleico se encuentra en el aceite de olivo y otras grasas insaturadas

El ácido esteárico se encuentra en las grasas saturadas

Solución

En una reacción de adición, se agrega hidrógeno al enlace doble o triple para formar un alcano.

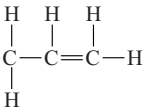
a) $CH_3—CH_2—CH_3$ *b*) $H_3C—CH_3$

Comprobación de estudio

Dibuja la fórmula estructural del producto de la hidrogenación de 2-metil-1-buteno usando un catalizador platino.

Preguntas y problemas — Alquenos y alquinos

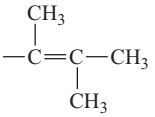
17.27 Identifica los siguientes ejemplos como alcanos, alquenos o alquinos:



b) $CH_3—CH_2—C\equiv C—H$

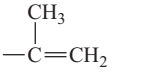
17.28 Identifica los siguientes ejemplos como alcanos, alquenos o alquinos:

a) $CH_3—CH_2—C\equiv C—CH_3$



17.29 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes casos:

a) $CH_2=CH_2$



c) $CH_3—CH_2—C\equiv C—CH_3$

17.30 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes casos:

a) $CH_2=CH—CH_2—CH_3$



c) $CH_3—CH_2—CH=CH—CH_3$

17.31 Dibuja la fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos:

a) propeno *b*) 1-penteno

c) 2-metil-1-buteno

17.32 Dibuja la fórmula estructural para cada uno de los siguientes compuestos:

a) 2-pentino *b*) 3-metil-1-butino

c) 3,4-dimetil-1-penteno

17.33 Proporciona las fórmulas estructurales condensadas y los nombres de los productos en cada una de las siguientes reacciones:

a) $CH_3—CH_2—CH_2—CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt}$

b) $CH_3—CH=CH—CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni}$

c) 2-hexeno + $H_2 \xrightarrow{Pt}$

17.34 Proporciona las fórmulas estructurales condensadas y los nombres de los productos en cada una de las siguientes reacciones:

a) $CH_3—CH_2—CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt}$

b) $CH_3—C(CH_3)=CH—CH_2—CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt}$

c) $CH_3—CH(CH_3)—C\equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Pt}$

Meta de aprendizaje

Dibujar fórmulas estructurales de monómeros que provienen de un polímero o una sección de tres monómeros de un polímero.

17.5 Polímeros

Los **polímeros** son moléculas grandes que consisten de pequeñas unidades repetitivas llamadas **monómeros**. En los pasados cien años, la industria de plásticos sintetizó los polímeros que se emplean en muchos materiales que usamos todos los días, como alfombras, envolturas plásticas, sartenes con antiadherentes, tazas de plástico y ropa impermeable.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Polímeros

Adición de polímeros

Muchos de los polímeros sintéticos se elaboran mediante reacciones de adición de monómeros que son pequeños alquenos. Las condiciones para muchas reacciones de polimerización requieren altas temperaturas y presión muy alta (más de 1000 atm). En una reacción de adición, el polímero crece conforme se agregan



Polietileno



Cloruro de polivinilo



Polipropileno



Politetrafluoroetileno (Teflón)



Polidicloroetileno (Saran)

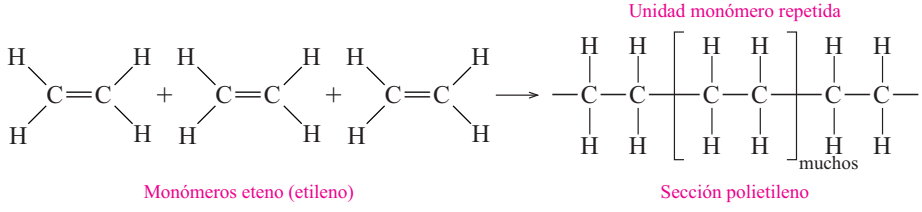


Poliestireno

Figura 17.10 Los polímeros sintéticos proporcionan una gran variedad de artículos que usamos todos los días.

P *¿Cuáles son algunos alquenos usados para elaborar los polímeros en estos artículos de plástico?*

monómeros al final de la cadena. El polietileno, un polímero hecho de etileno, $CH_2{=}CH_2$, se usa en botellas y vajillas de plástico, películas (figura 17.10). En la polimerización, una serie de reacciones de adición une un monómero al siguiente hasta que se forma una larga cadena de carbono que contiene hasta 1000 monómeros.



La tabla 17.10 menciona varios monómeros alquenos que se usan para producir polímeros sintéticos comunes, y la figura 17.10 muestra ejemplos de cada uno. La naturaleza parecida al alcano de estos polímeros sintéticos plásticos los hacen no reactivos. Por tanto, no se descomponen con facilidad (no son biodegradables) y se han convertido en parte de la contaminación. Se han hecho esfuerzos para hacerlos más degradables. Cada vez es más importante reciclar el material plástico, en lugar de agregarlo a nuestros crecientes vertederos.

Tabla 17.10 Algunos alquenos y sus polímeros

Monómero	Sección polímero	Usos comunes
$CH_2{=}CH_2$ Eteno (etileno)	Polietileno	Botellas de plástico, películas, materiales aislantes
$CH_2{=}CHCl$ Cloroeteno (cloruro de vinilo)	Cloruro de polivinilo (PVC)	Tuberías de plástico, mangueras para jardín, bolsas para basura
$CH_2{=}CH(CH_3)$ Propeno (propileno)	Polipropileno	Ropa para esquiar y escalar, alfombras, articulaciones artificiales
$F_2C{=}CF_2$ Tetrafluoroeteno	Politetrafluoroetileno (Teflón)	Recubrimientos antiadherentes
$CH_2{=}CCl_2$ 1,1-dicloroeteno	Polidicloroetileno (Saran)	Películas y envolturas plásticas
$H_2C{=}CH(C_6H_5)$ Fenileteno (estireno)	Poliestireno	Tazas para café y cartones plásticos, aislantes

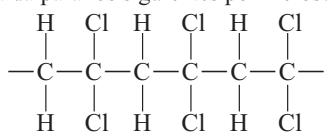


Puedes identificar el tipo de polímero utilizado para fabricar un artículo de plástico al observar el símbolo de reciclado (flechas en un triángulo) que se encuentra en la etiqueta o en el fondo del contenedor. Por ejemplo, tanto el número 5 como las letras PP dentro del triángulo son un código para el plástico polipropileno.

1	2	3	4	5	6
PETE	HDPE	PVC	LDPE	PP	PS
Polietileno tereftalato	Polietileno de alta densidad	Cloruro de polivinilo	Polietileno de baja densidad	Polipropileno	Poliestireno

Problema de muestra 17.8 Polímeros

¿Cuáles son los monómeros de partida para los siguientes polímeros?

a) polipropileno *b*) Saran 

Solución

a) propeno (propileno), $CH_2{=}CH(CH_3)$

b) 1,1-dicloroeteno, $CH_2{=}CCl_2$

Comprobación de estudio

¿Cuál es el monómero para el PVC?

Preguntas y problemas — Polímeros

17.35 ¿Qué es un polímero?
17.36 ¿Qué es un monómero?
17.37 Escribe una ecuación que represente la formación de una parte del polímero polietileno a partir de tres de las unidades monómero.
17.38 Escribe una ecuación que represente la formación de una parte del polímero poliestireno a partir de tres de las unidades monómero.

Meta de aprendizaje

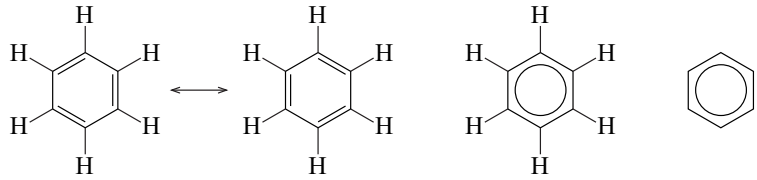
Describir los enlaces en benceno; nombrar compuestos aromáticos y escribir sus fórmulas estructurales.



Benceno

17.6 Compuestos aromáticos

En 1825, Michael Faraday aisló un hidrocarburo llamado benceno, que tiene la fórmula molecular C_6H_6. Puesto que muchos compuestos que contienen benceno tienen olores fragantes, la familia de compuestos de benceno se conoció como **compuestos aromáticos.** Una molécula de **benceno** consiste de un anillo de seis átomos de carbono con un átomo de hidrógeno unido a cada carbono. Cada átomo de carbono usa 3 electrones de valencia para unirse al átomo de hidrógeno y dos carbonos adyacentes. Esto deja 1 electrón de valencia para compartir en un enlace doble con un carbono adyacente. En 1865, August Kekulé propuso que los átomos de carbono estaban distribuidos en un anillo plano con enlaces sencillo y doble alternados entre los átomos de carbono. Esta idea condujo a dos formas de escribir la estructura del benceno, del modo siguiente:



Estructuras para el benceno

Sin embargo, sólo hay una estructura de benceno. En la actualidad, sabemos que todos los enlaces en benceno son idénticos. En el anillo del benceno, los científicos determinaron que los electrones se comparten equitativamente, una cualidad única que hace a los compuestos aromáticos especialmente estables. Para mostrar esta estabilidad, la estructura de benceno también se representa como un hexágono con un círculo en el centro.

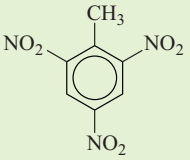
Nomenclatura de compuestos aromáticos

Los compuestos aromáticos que contienen un anillo del benceno con un solo sustituyente por lo general se nombran como derivados benceno. No obstante,

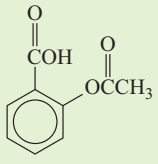
NOTA QUÍMICA

ALGUNOS COMPUESTOS AROMÁTICOS COMUNES

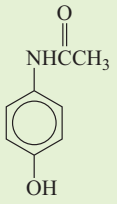
Los compuestos aromáticos son comunes en la naturaleza y en medicina. El tolueno se usa como reactivo para elaborar fármacos, tinturas y explosivos como TNT (trinitrotolueno). El anillo del benceno se encuentra en algunos analgésicos como aspirina, acetaminofén e ibuprofeno, y en saborizantes como vainillina.



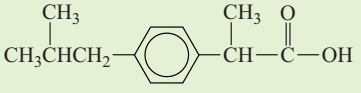
TNT (2,4,6-trinitrotolueno)



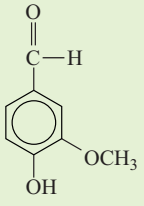
Aspirina



Acetaminofén

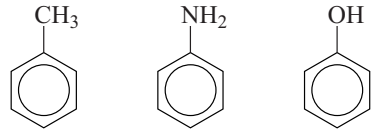


Ibuprofeno



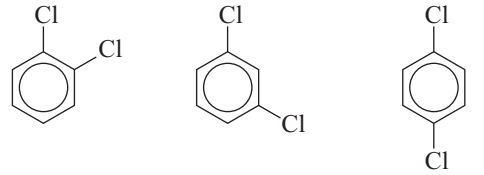
Vainillina

muchos de estos compuestos han sido importantes en química durante muchos años y todavía usan sus nombres comunes. Las reglas de la IUPAC permiten algunos nombres utilizados ampliamente como tolueno, anilina y fenol.



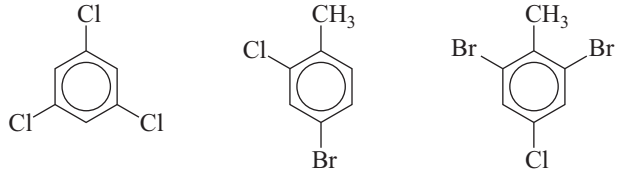
Tolueno (metilbenceno) | Anilina (bencenamina) | Fenol (hidroxibenceno)

Cuando hay dos o más sustituyentes en un anillo del benceno, el anillo se numera para dar los números más bajos a los sustituyentes.



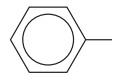
1,2-diclorobenceno | 1,3-diclorobenceno | 1,4-diclorobenceno

Los sustituyentes se nombran alfabéticamente.



1,3,5-triclorobenceno | 4-bromo-2-clorotolueno | 2,6-dibromo-4-clorotolueno

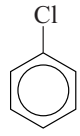
Cuando un anillo de benceno es un sustituyente, C_6H_5—, se le nombra como un grupo fenil.

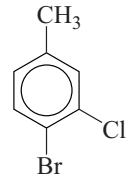


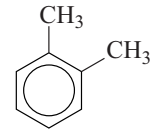
Grupo fenil

Problema de muestra 17.9 **Nomenclatura de compuestos aromáticos**

Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes compuestos aromáticos:

a) 

b) 

c) 

Solución

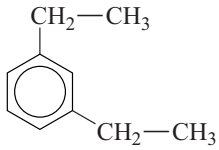
a) clorobenceno

b) 4-bromo-3-clorotolueno

c) 1,2-dimetilbenceno

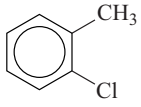
Comprobación de estudio

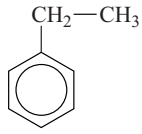
Nombra el siguiente compuesto:

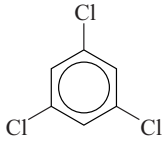


Preguntas y problemas — Compuestos aromáticos

17.39 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes ejemplos:

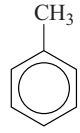
a)


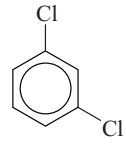
b)


c)


17.40 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes ejemplos:

a)


b)


c)


17.41 Dibuja las fórmulas estructurales para cada uno de los siguientes compuestos:
a) tolueno
b) 1,3-diclorobenceno
c) 4-etiltolueno

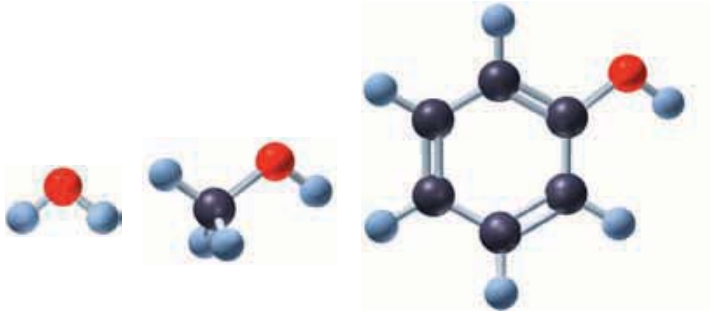
17.42 *a*) benceno
b) 2-clorotolueno
c) propilbenceno

Meta de aprendizaje

Identificar y nombrar alcoholes y éteres; clasificar los alcoholes como primario, secundario o terciario.

17.7 Alcoholes y éteres

Como aprendiste en la sección 17.3, los alcoholes y los éteres son dos clases de compuestos orgánicos que contienen un átomo de oxígeno (O). En un alcohol, el átomo de oxígeno es parte de un grupo *hidroxilo* (—OH) que se une a un átomo de carbono en un alcano. En un éter, el átomo de oxígeno se une a dos átomos de carbono. Tanto alcoholes como éteres tienen estructuras angulares similares al agua. Un átomo de hidrógeno del agua se sustituye por un grupo alquilo en un alcohol y por un anillo del benceno en un **fenol** (figura 17.11).



Agua Metanol Fenol

Figura 17.11 Un átomo de hidrógeno en el agua se sustituye por un grupo alquilo en el metanol y por un anillo aromático en el fenol.

P *¿Por qué las estructuras de los alcoholes y los fenoles son similares al agua?*

Nomenclatura de alcoholes

En el sistema IUPAC, la familia alcohol se indica mediante la terminación *ol*.

PASO 1 **Nombra la cadena de carbono más larga que contenga el grupo —OH.** Sustituye la *o* en el nombre de alcano con *ol*. Considera el siguiente alcohol:

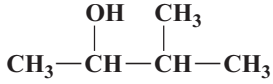
$CH_3—CH_2—CH_2—OH$ propanol

PASO 2 **Numera la cadena más larga para dar al grupo —OH el número más bajo.** Para alcoholes simples, el nombre común (que se muestra en paréntesis) da el nombre de la cadena de carbono como un grupo alquilo antecedido por *alcohol*.

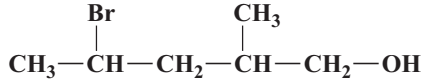
$CH_3—CH_2—CH_2—OH$
3 2 1

1-propanol
(alcohol propílico)

PASO 3 **Nombra y numera otros sustituyentes relativos al grupo —OH.**

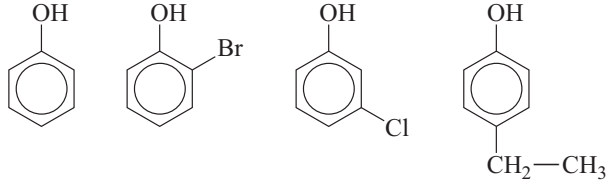


3-metil-2-butanol



4-bromo-2-metil-1-pentanol

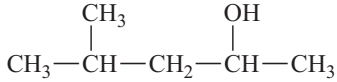
PASO 4 **Cuando el grupo —OH se une a un anillo del benceno, se nombra *fenol*.** Cuando hay un segundo sustituyente en el anillo del benceno, el anillo se numera desde el carbono 1, que se une al grupo —OH, para dar el menor número posible al sustituyente.

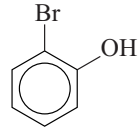


Fenol 2-bromofenol 3-clorofenol 4-etilfenol

Problema de muestra 17.10 **Nomenclatura de alcoholes**

Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes ejemplos:

a) 

b) 

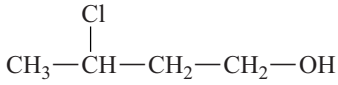
Solución

a) la cadena principal es un pentano; el alcohol se llama *pentanol*. La cadena de carbono se numera para dar la posición del grupo —OH en el carbono 2 y el grupo metilo en el carbono 4. El compuesto se llama *4-metil-2-pentanol*

b) el compuesto es un *fenol* porque el —OH se une a un anillo del benceno. El anillo se numera con el carbono 1 unido al —OH en la dirección que da al bromo el número más bajo. El compuesto se llama *2-bromofenol*

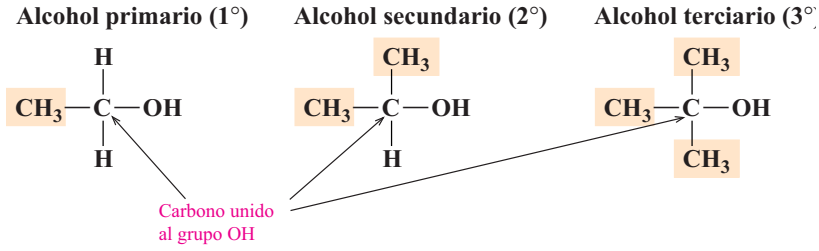
Comprobación de estudio

Proporciona el nombre IUPAC para lo siguiente:



Clasificación de alcoholes

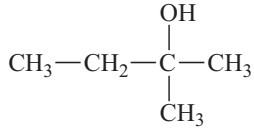
Los alcoholes se clasifican mediante el número de grupos de carbono unidos al átomo de carbono unido al grupo hidroxilo (—OH). Un **alcohol primario (1°)** tiene un grupo alquilo unido al átomo de carbono unido al —OH, un **alcohol secundario (2°)** tiene dos grupos alquilos, y un **alcohol terciario (3°)** tiene tres grupos alquilo.



Problema de muestra 17.11 **Clasificación de alcoholes**

Clasifica cada uno de los siguientes alcoholes como primario, secundario o terciario.

a) 

b) 

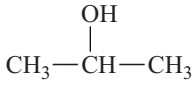
Solución

a) un grupo alquilo unido al átomo de carbono unido al —OH lo hace un alcohol primario

b) tres grupos alquilo unidos al átomo de carbono unido al —OH lo hacen un alcohol terciario

Comprobación de estudio

Clasifica el siguiente alcohol como primario, secundario o terciario:



NOTA QUÍMICA

ALGUNOS ALCOHOLES Y FENOLES IMPORTANTES

El *metanol (alcohol metílico)*, el alcohol más simple, se encuentra en muchos solventes y removedores de pintura. Si se ingiere, el metanol se oxida a formaldehído, que puede causar dolores de cabeza, ceguera y muerte. El metanol se usa para elaborar plásticos, medicinas y combustibles. En las carreras de autos, se utiliza como combustible porque es menos inflamable y tiene un mayor octanaje que la gasolina.

El *etanol (alcohol etílico)* se conoce desde épocas prehistóricas como un producto tóxico formado por la fermentación de granos y levaduras.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{fermentación}} 2CH_3—CH_2—OH + 2CO_2$$

En la actualidad, el etanol para usos comerciales se produce a partir de eteno y agua, que le permiten reaccionar a altas temperaturas y presiones. Se usa como solvente para perfumes, barnices y algunas medicinas, como tintura de yodo. El "gasohol" es una mezcla de etanol y gasolina que se usa como combustible.

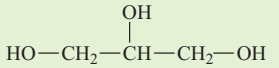
$$H_2C{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{300°C,\ 200\ atm,\ catalizador} CH_3—CH_2—OH$$

El *1,2-etanediol (etilenglicol)* se usa como anticongelante en sistemas de calefacción y enfriamiento. También es un solvente para pinturas, tintas y plásticos, y se utiliza en la producción de fibras sintéticas como Dacrón. Si se ingiere es extremadamente tóxico. En el cuerpo se oxida a ácido oxálico, que forma sales insolubles en los riñones, las cuales causan daño renal, convulsiones y muerte. Puesto que su sabor dulce es atractivo para las mascotas y los niños, las soluciones de etilenglicol se deben almacenar con cuidado.

$$HO—CH_2—CH_2—OH \xrightarrow{[O]} HO—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—\overset{O}{\overset{\|}{C}}—OH$$

1,2-etanediol (etilenglicol) — Ácido oxálico

El *1,2,3-propanetriol (glicerol o glicerina)*, un alcohol trihidroxi, es un líquido viscoso que se obtiene de aceites y grasas durante la producción de jabones. La presencia de muchos grupos —OH polares lo hacen enormemente atractivo al agua, una característica que hace a la glicerina útil como suavizante de la piel en productos como lociones corporales, cosméticos, cremas para afeitar y jabones líquidos.

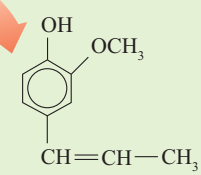


1,2,3-propanetriol (glicerol)

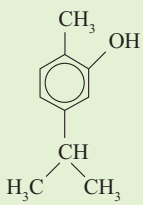
Muchos de los aceites esenciales de las plantas, que producen sus olores o sabores, son derivados del fenol. El eugenol se encuentra en el clavo, la vainillina en la vainilla, el isoeugenol en la nuez moscada y el timol en el tomillo y la menta. El timol tiene un agradable sabor mentolado y se usa en enjuagues bucales y los dentistas lo utilizan para desinfectar una cavidad antes de agregar un compuesto sellador (figura 17.12).



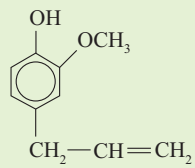




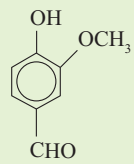
Isoeugenol



Timol



Eugenol



Vainillina

Figura 17.12 Los derivados del fenol son ingredientes activos que se encuentran en los aceites esenciales del clavo, la vainilla, la nuez moscada y la menta.

P *Si el fenol es una característica estructural común a estas especies, ¿qué explica sus diferentes olores y sabores?*



Agua Dimetil éter Etil metil éter Metil fenil éter

Figura 17.13 Las estructuras de los éteres son similares a las del agua.

P *¿Qué parte de la estructura del agua se encuentra en los éteres?*

Éteres

Como se vio en la sección 17.3, un *éter* contiene un átomo de oxígeno que se une mediante enlaces sencillos a dos grupos carbono que son alquilos o anillos aromáticos. Los éteres tienen una estructura angular como el agua y los alcoholes, excepto que ambos átomos de hidrógeno se sustituyen mediante grupos alquilo (figura 17.13).

Nomenclatura de éteres

La mayoría de los éteres se designan mediante sus nombres comunes. Escribe el nombre de cada grupo alquilo o arilo (aromático) unido al átomo de oxígeno, en orden alfabético, seguido por la palabra *éter*.

Grupo metilo

$CH_3—O—CH_2—CH_2—CH_3$ Grupo propilo

Nombre común: metil propil éter

Problema de muestra 17.12 **Éteres**

Proporciona el nombre común del siguiente éter:

$CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

Solución

Los grupos unidos al oxígeno son un grupo etilo y un grupo propilo. El nombre común es *etil propil éter*.

Comprobación de estudio

Dibuja la estructura del metil fenil éter.

Reacciones de alcoholes

En este capítulo aprendimos que los hidrocarburos experimentan combustión en la presencia de oxígeno. Los alcoholes también se queman con oxígeno. Por ejemplo, en un restaurante se prepara un postre flameado al verter un licor sobre



Figura 17.14 Un postre flameado se prepara usando un licor que experimenta combustión.

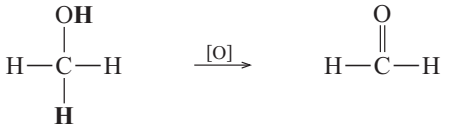
P *¿Cuál es la ecuación para la combustión del etanol en el licor?*

fruta o helado y encenderlo (figura 17.14). La combustión del etanol en el licor procede del modo siguiente:

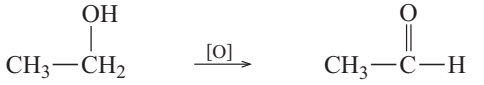
$$CH_3—CH_2—OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O + \text{energía}$$

Oxidación de alcoholes primarios y secundarios

La oxidación de un alcohol primario produce un aldehído, que contiene un enlace doble entre carbono y oxígeno. La oxidación ocurre al quitar dos átomos de hidrógeno, uno del grupo —OH y otro del carbono que se une al —OH. Para indicar la presencia de un agente oxidante, con frecuencia las reacciones se escriben con el símbolo [O].

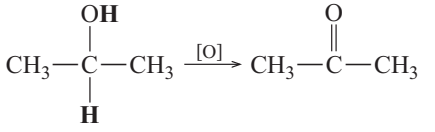


alcohol metílico — formaldehído



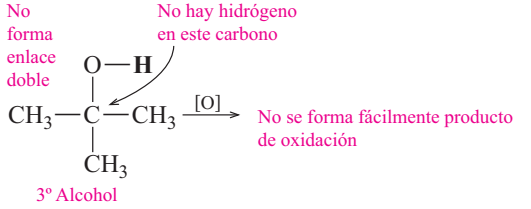
alcohol etílico — acetaldehído

En la oxidación de los alcoholes secundarios, los productos son cetonas. Un hidrógeno se retira del —OH y otro del carbono unido al grupo —OH. El resultado es una cetona que tiene el enlace doble carbono-oxígeno unido a grupos alquilo en ambos lados.



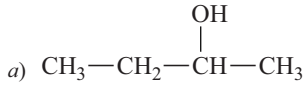
alcohol isopropílico — dimetil cetona: acetona

Los alcoholes terciarios no se oxidan fácilmente porque no hay átomos de hidrógeno en el carbono unido al grupo —OH. Puesto que los enlaces C—C usualmente son muy fuertes para oxidarse, los alcoholes terciarios resisten la oxidación.



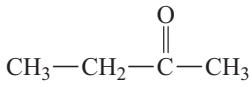
Problema de muestra 17.13 **Oxidación de alcoholes**

Dibuja la fórmula estructural del aldehído o cetona formada por la oxidación de cada uno de los siguientes alcoholes:

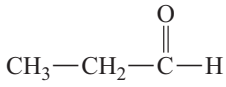


Solución

a) la oxidación de un alcohol secundario produce una cetona



b) la oxidación de un alcohol primario produce un aldehído



Comprobación de estudio

Dibuja la fórmula estructural del aldehído o cetona formado por la oxidación de 3-pentanol.

el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Toxicidad de alcoholes

NOTA QUÍMICA

OXIDACIÓN DE ALCOHOL EN EL CUERPO

El etanol es la droga que más se consume en Estados Unidos. Cuando se ingiere en pequeñas cantidades, el etanol produce una sensación de euforia, aunque es un depresivo. En el hígado, las enzimas como la dehidrogenasa de alcohol oxidan el etanol a acetaldehído, una sustancia que deteriora la coordinación mental y física. Si la concentración de alcohol en la sangre supera 0.4%, provocaría estado de coma o la muerte. La tabla 17.11 menciona algunos de los comportamientos típicos que se muestran en diferentes niveles de alcohol en la sangre.

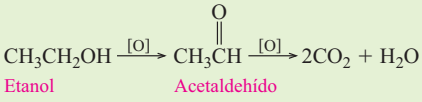


Tabla 17.11 Comportamientos típicos que muestra una persona de 150 lb que consume alcohol

Número de cervezas (12 oz) o copas de vino (5 oz)	Nivel de alcohol en la sangre (%)	Comportamiento típico
1	0.025	Ligeramente mareado, parlanchín
2	0.05	Euforia, plática estentórea y risas
4	0.10	Desinhibición, pérdida de la coordinación, somnolencia, legalmente borracho en la mayoría de los estados
8	0.20	Intoxicado, presto para la ira, emociones exageradas
12	0.30	Inconsciencia
16–20	0.40–0.50	Coma y muerte

El acetaldehído producido del etanol en el hígado se oxida aún más a ácido acético, que se convierte en dióxido de carbono y agua en el ciclo del ácido cítrico (Krebs). Por tanto, al final las enzimas en el hígado descomponen el etanol, pero el aldehído y el ácido carboxílico intermedios causan daño considerable mientras estén dentro de las células del hígado.

Una persona que pese 150 lb requiere aproximadamente 1 hora para metabolizar por completo 10 onzas de cerveza. Sin embargo, la velocidad de metabolismo del etanol varía entre no bebedores y bebedores. Por lo general, los no bebedores y bebedores sociales pueden metabolizar 12-15 mg de etanol/dL de sangre en 1 hora, mientras un alcohólico metaboliza hasta 30 mg de etanol/dL en 1 hora. Algunos efectos del metabolismo del alcohol incluyen un aumento en los lípidos hepáticos (hígado graso), un aumento en los triglicéridos en plasma, gastritis, pancreatitis, cetoacidosis, hepatitis alcohólica y perturbaciones psicológicas.



Cuando la prueba del alcoholímetro se usa en conductores que se sospecha están ebrios, el conductor exhala un volumen de aire en una solución que contiene el ion naranja Cr^{6+}. Si hay alcohol etílico en el aire exhalado, el alcohol se oxida y el Cr^{6+} se reduce para dar una solución verde de Cr^{3+}.

Preguntas y problemas — Alcoholes y éteres

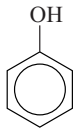
17.43 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes ejemplos:

a) $CH_3—CH_2—OH$

b) $CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_3$

c) $CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_2—CH_2—CH_3$

d)



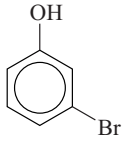
17.44 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes alcoholes:

a) $CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_2—OH$

b) $CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_2—OH$

c) $CH_3—CH_2—CH_2—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_3$

d)



17.45 Escribe la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes alcoholes:

a) 1-propanol *b*) alcohol metílico

c) 3-pentanol *d*) 2-metil-2-butanol

17.46 Escribe la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes alcoholes:

a) alcohol etílico

b) 3-metil-1-butanol

c) 2,4-dicloro-3-hexanol

d) alcohol propílico

17.47 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como alcohol primario, secundario o terciario:

a) $CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_2—CH_2—OH$

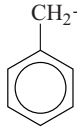
b) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

c) $CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}—CH_2—CH_3$

17.48 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como alcohol primario, secundario o terciario:

a) $CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_2—OH$

b)



c) $CH_3—CH_2—CH_2—\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}—OH$

17.49 Proporciona un nombre común para cada uno de los siguientes éteres:

a) $CH_3—O—CH_2—CH_3$

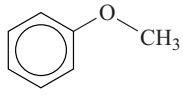
b) $CH_3—CH_2—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

c) $CH_3—O—CH_2—CH_2—CH_3$

17.50 Proporciona el nombre común para cada uno de los siguientes éteres:

a) $CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_2—CH_3$

b)



c) $CH_3—O—CH_3$

17.51 Dibuja la fórmula estructural condensada del aldehído o cetona cuando cada uno de los siguientes alcoholes se oxida [O] (si no hay reacción, escribe *ninguno*):

a) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—OH$

b) $CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_3$

c) $CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_2—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_3$

17.52 Dibuja la fórmula estructural condensada del producto orgánico cuando se oxida cada uno de los siguientes alcoholes [O] (si no hay reacción, escribe *ninguno*):

a) $CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_2—CH_2—OH$

b) $CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}—CH_3$

c) $CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_2—CH_3$

Meta de aprendizaje

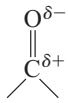
Identificar compuestos con el grupo carbonilo como aldehídos y cetonas; escribir sus nombres IUPAC.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Aldehídos y cetonas

17.8 Aldehídos y cetonas

El *grupo carbonilo* consiste de un enlace doble carbono-oxígeno. El enlace doble en el grupo carbonilo es similar al de los alquenos, excepto que el grupo carbonilo tiene un dipolo. El átomo de oxígeno es mucho más electronegativo que el átomo de carbono. Por tanto, el grupo carbonilo tiene un dipolo fuerte con una carga negativa parcial (δ^-) en el oxígeno y una carga positiva parcial (δ^+) en el carbono. La polaridad del grupo carbonilo influye enormemente en las propiedades físicas y químicas de aldehídos y cetonas.



En un *aldehído,* el carbono del grupo carbonilo está unido al menos a un átomo de hidrógeno. Este carbono también puede estar unido a otro hidrógeno, un carbono de un grupo alquilo o un anillo aromático (figura 17.15). En una *cetona*, el carbono del grupo carbonilo está unido a dos grupos alquilo o anillos aromáticos.

Nomenclatura de aldehídos

En los nombres IUPAC de aldehídos, la *o* del nombre del alcano se sustituye por *al*.

PASO 1 **Nombra la cadena de carbono más larga que contenga el grupo carbonilo al sustituir la *o* en el nombre del alcano correspondiente por *al*.** No se necesita número para el grupo aldehído porque siempre aparece al final o inicio de la cadena.

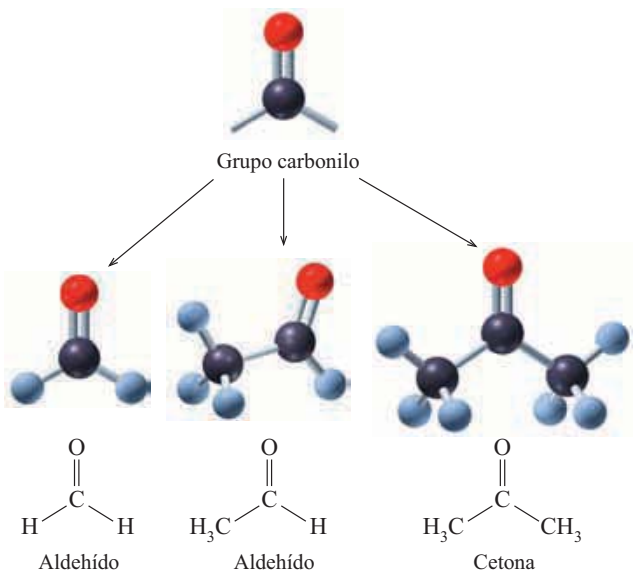


Figura 17.15 El grupo carbonilo en aldehídos y cetonas.

P *Si tanto aldehídos como cetonas contienen un grupo carbonilo, ¿cómo puedes diferenciar entre compuestos de cada familia?*

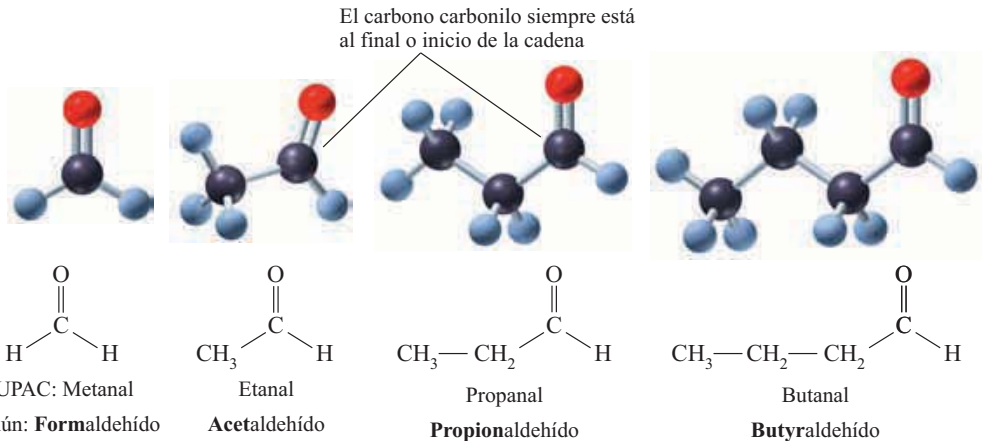
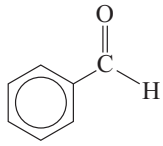


Figura 17.16 En las estructuras de los aldehídos, el grupo carbonilo siempre está en el carbono final.

P *¿Por qué el carbono en el grupo carbonilo de los aldehídos siempre está al final de la cadena?*

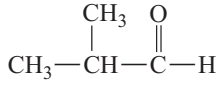
El sistema IUPAC nombra el aldehído de benceno como benzaldehído.



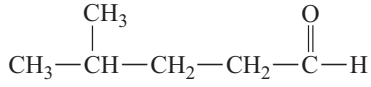
Benzaldehído

Los primeros cuatro aldehídos no ramificados con frecuencia se refieren mediante sus nombres comunes, que terminan en *aldehído* (figura 17.16). Las raíces de estos nombres comunes se derivan de palabras latinas o griegas, e indican la fuente del correspondiente ácido carboxílico. En la siguiente sección estudiaremos los ácidos carboxílicos.

PASO 2 **Nombra y numera cualquier sustituyente en la cadena de carbono al contar el carbono carbonilo como carbono 1.**



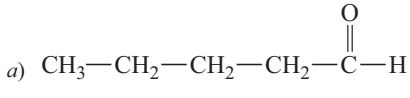
2-metilpropanal



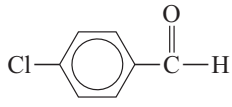
4-metilpentanal

Problema de muestra 17.14 **Nomenclatura de aldehídos**

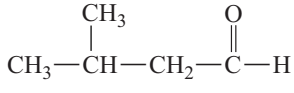
Proporciona los nombres IUPAC para los siguientes aldehídos:



a)



b)



c)

Solución

a) pentanal
b) 4-clorobenzaldehído
c) la cadena no ramificada más larga tiene cuatro átomos con un grupo metilo en el tercer carbono. El nombre IUPAC es *3-metilbutanal*

Comprobación de estudio

¿Cuáles son los nombres IUPAC y común del aldehído con tres átomos de carbono?

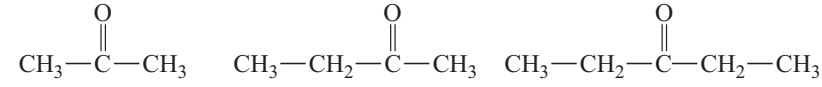
Nomenclatura de cetonas

Aldehídos y cetonas son algunas de las clases más importantes de compuestos orgánicos. Puesto que han jugado un papel importante en la química orgánica durante más de un siglo, los nombres comunes para cetonas no ramificadas todavía están en uso. En los nombres comunes los grupos alquilo unidos al grupo carbonilo se nombran como sustituyentes y se mencionan alfabéticamente seguidos por *cetona*. El sistema IUPAC mantiene acetona, que es otro nombre de la propanona.

En el sistema IUPAC, el nombre de una cetona se obtiene al sustituir la *o* en el nombre de alcano correspondiente, con *ona*.

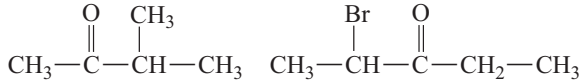
PASO 1 **Nombra la cadena de carbono más larga que contenga el grupo carbonilo al sustituir la o en el nombre de alcano correspondiente por *ona*.**

PASO 2 **Numera la cadena principal que comienza desde el extremo más cercano al grupo carbonilo.** Coloca el número del carbono carbonilo enfrente del nombre de cetona. (Propanona y butanona no requieren números.)



Propanona (dimetil cetona: acetona) — Butanona (etil metil cetona) — 3-pentanona (dietil cetona)

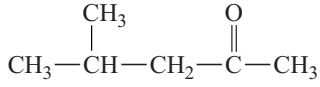
PASO 3 **Nombra y numera cualquier sustituyente en la cadena de carbono.**



3-metilbutanona — 2-bromo-3-pentanona

Problema de muestra 17.15 **Nombres de cetonas**

Proporciona el nombre IUPAC para la siguiente cetona:



Solución

La cadena más larga es cinco átomos de carbono. Al contar desde la derecha, el grupo carbonilo está en el carbono 2 y un grupo metilo está en el carbono 4. El nombre IUPAC es *4-metil-2-pentanona*.

Comprobación de estudio

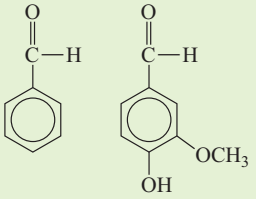
¿Cuál es el nombre común de 3-hexanona?

NOTA QUÍMICA

ALGUNOS ALDEHÍDOS Y CETONAS IMPORTANTES

El *formaldehído,* el aldehído más simple, es un gas incoloro con un olor picante. Industrialmente, es un reactivo en la síntesis de polímeros utilizado para elaborar telas, materiales de aislamiento, alfombras, productos de madera comprimida y plásticos para mostradores de cocina. Una solución acuosa llamada formalina, que contiene 40% formaldehído, se usa como germicida y para conservar especímenes biológicos. La exposición a los humos del formaldehído irrita ojos, nariz, el tracto respiratorio superior y la piel, también provoca dolores de cabeza, mareos y fatiga general.

La *acetona,* o propanona (dimetil cetona), que es la cetona más simple, es un líquido incoloro con un olor suave que tiene un amplio uso como solvente en fluidos limpiadores, así como en pinturas, removedores de barniz de uñas y adhesivos de caucho (figura 17.17). Es extremadamente inflamable y se debe tener cuidado cuando se use. En el cuerpo, la acetona puede producirse en casos de diabetes descontrolada y por ayuno y dietas altas en proteína cuando grandes cantidades de grasa se metabolizan para obtener energía.



Benzaldehído (almendra) | Vainillina (vainilla) | Cinnamaldehído (canela)

Muchos aldehídos aromáticos se encuentran en forma natural se usan para dar sabor a los alimentos y como fragancias en perfumes. El benzaldehído se encuentra en las almendras, la vainillina en la vainilla y el cinnamaldehído en la canela.

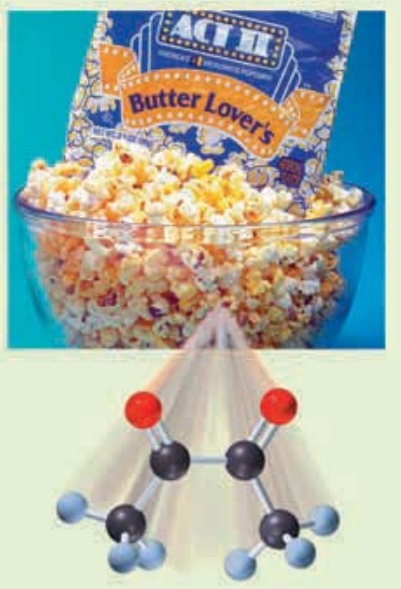




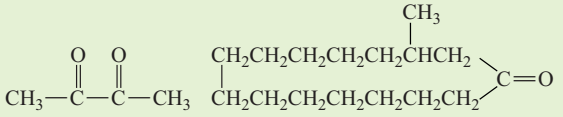


Figura 17.17 La acetona se usa como solvente en pinturas y removedores de barniz de uñas.

P *¿Cuál es el nombre IUPAC de la acetona?*

Butanediona

El sabor de la mantequilla o margarina proviene de la butanediona, la muscona se usa para elaborar perfumes de almizcle y el aceite de hierbabuena contiene carvona.



Butanediona (sabor de mantequilla) | Muscona (almizcle) | Carvona (aceite de hierbabuena)

Preguntas y problemas — Aldehídos y cetonas

17.53 Proporciona un nombre común para cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$

b) $CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $H-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$

17.54 Proporciona un nombre común para cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_2-CH_3$

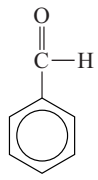
c) $CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$

17.55 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$

b) $CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_3$

c)

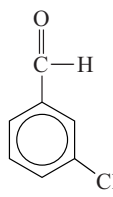


17.56 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$

b) $CH_3-CH_2-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_3$

c)



17.57 Escribe la fórmula estructural condensada para cada uno de los siguientes compuestos:

a) acetaldehído *b*) 2-pentanona

c) butil metil cetona

17.58 Escribe la fórmula estructural condensada para cada uno de los siguientes compuestos:

a) propionaldehído *b*) butanal

c) 4-bromobutanona

17.9 Ácidos carboxílicos y ésteres

Meta de aprendizaje

Proporcionar los nombres comunes, nombres IUPAC y fórmulas estructurales condensadas de ácidos carboxílicos y ésteres.

Los ácidos carboxílicos son otros ejemplos de los ácidos débiles que estudiamos en el capítulo 14. Tienen un sabor amargo o agrio, producen iones hidronio en agua y neutralizan bases. Los puedes encontrar cuando usas un aderezo de vinagre para ensaladas, que es una solución de ácido acético y agua, o pruebas el sabor agrio del ácido cítrico en una toronja o un limón.

Anteriormente, en este capítulo, describimos el grupo carbonilo (C═O) como el grupo funcional en los aldehídos y cetonas. En un *ácido carboxílico*, un grupo hidroxilo se une al grupo carbonilo, lo que forma un *grupo carboxilo*. El grupo funcional carboxilo puede estar unido a un grupo alquilo o un grupo aromático.

Grupo carbonilo

$-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$

Grupo hidroxilo

Grupo carboxilo

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

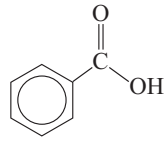
Ácidos carboxílicos

$CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$

Ácido acético

$CH_3(CH_2)_{16}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$

Ácido esteárico (un ácido graso en grasas y aceites)



Ácido benzoico (ácido aromático)

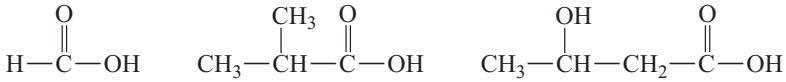
Nomenclatura de ácidos carboxílicos

Los nombres IUPAC de los ácidos carboxílicos usan los nombres alcano de las correspondientes cadenas de carbono.

PASO 1 **Identifica la cadena de carbono más larga que contenga el grupo carboxilo y sustituye la *o* del nombre del alcano por *oico*, antecedido por la palabra *ácido*.**

PASO 2 **Numera la cadena de carbono comenzando con el carbono carboxilo como carbono 1.**

PASO 3 **Proporciona la ubicación y el nombre de los sustituyentes en la cadena principal.** El grupo funcional carboxilo tiene prioridad sobre todos los grupos funcionales que hemos estudiado.



Muchos ácidos carboxílicos todavía se designan con sus nombres comunes, que se derivan de sus fuentes naturales. En la última sección nombramos los aldehídos usando los prefijos que representan las fuentes típicas de los ácidos carboxílicos.

Los aguijones de las abejas o las hormigas rojas, y la mordedura de otros insectos, inyectan ácido fórmico bajo la piel (figura 17.18). El ácido acético es el producto de oxidación del etanol en los vinos y la sidra. La solución resultante del ácido acético y el agua se conoce como vinagre (figura 17.19). El ácido butírico le da el olor fétido a la mantequilla rancia (tabla 17.12). En la figura 17.20 se muestran algunos modelos de esferas y palos de ácidos carboxílicos.



Figura 17.18 Las hormigas rojas inyectan ácido fórmico bajo la piel, lo que causa ardor e irritación.

P *¿Cuál es el nombre IUPAC del ácido fórmico?*



Figura 17.19 El vinagre es una solución al 5% de ácido acético y agua.

P *¿Cuál es el nombre IUPAC del ácido acético?*

Tabla 17.12 Nombres y fuentes naturales de ácidos carboxílicos

Fórmulas estructurales condensadas	Nombre IUPAC	Nombre común	Ocurre en
H—C(=O)—OH	Ácido metanoico	Ácido fórmico	Aguijones de hormigas y abejas (latín *formica,* "hormiga")
CH3—C(=O)—OH	Ácido etanoico	Ácido acético	Vinagre (latín *acetum,* "vinagre")
CH3—CH2—C(=O)—OH	Ácido propanoico	Ácido propiónico	Productos lácteos (griego, *pro,* "primero", *pion,* "grasa")
CH3—CH2—CH2—C(=O)—OH	Ácido butanoico	Ácido butírico	Mantequilla rancia (latín *butyrum,* "mantequilla")

Figura 17.20 En los ácidos carboxílicos, un grupo carbonilo y un grupo hidroxilo se unen al mismo átomo de carbono.

P *¿Cuáles son los nombres IUPAC y común de un ácido carboxílico con una cadena de cuatro carbonos?*



Ácido metanoico
(ácido fórmico)

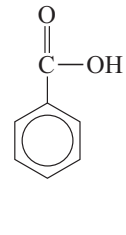


Ácido etanoico
(ácido acético)

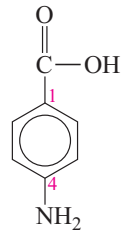


Ácido propanoico
(ácido propiónico)

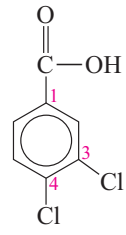
El ácido carboxílico aromático se llama ácido benzoico. Con el carbono carboxilo unido al carbono 1, el anillo se numera en la dirección que otorga a los sustituyentes los números más bajos posibles.



Ácido benzoico



Ácido 4-aminobenzoico



Ácido 3,4-diclorobenzoico

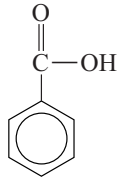
Problema de muestra 17.16 **Nomenclatura de ácidos carboxílicos**

Proporciona los nombres IUPAC y común, si hay alguno, para cada uno de los siguientes ácidos carboxílicos:

a) $CH_3-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$

b) $CH_3-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$

c)



Solución

a) este ácido carboxílico tiene tres átomos de carbono. En el sistema IUPAC, la *o* en propano se sustituye con *oico*, antecedido por la palabra *ácido*, para dar el nombre *ácido propanoico*. Su nombre común es *ácido propiónico*

b) este ácido carboxílico tiene un grupo metilo en el segundo carbono. Tiene el nombre IUPAC ácido *2-metilbutanoico*

c) un ácido carboxílico aromático se llama ácido benzoico

Comprobación de estudio

Escribe la fórmula estructural condensada del ácido pentanoico.

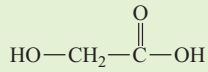
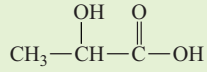
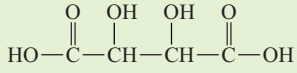
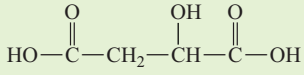
NOTA QUÍMICA

ALFAHIDROXIÁCIDOS

Los alfahidroxiácidos (AHA) son ácidos carboxílicos que han sido formados por la naturaleza en frutas, leche y caña de azúcar. Se cree que Cleopatra se bañaba en leche agria para suavizar su piel. Los dermatólogos utilizan productos con una alta concentración de AHA para borrar cicatrices de acné y reducir la pigmentación irregular y las manchas producidas por la edad. Ahora se agregan bajas concentraciones (8-10%) de AHA a productos para el cuidado de la piel, con el propósito de suavizar las líneas de expresión, mejorar la textura de la piel y limpiar los poros. Muchos alfahidroxiácidos se encuentran en productos para el cuidado de la piel, ya sea solos o en combinación. El ácido glicólico y el ácido láctico se usan con más frecuencia.



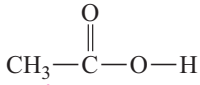
Estudios recientes indican que los productos con AHA aumentan la sensibilidad de la piel al sol y la radiación UV. Cuando se trate la piel con productos que incluyan AHA se recomienda usar un protector con un factor de protección solar (FPS) de al menos 15. Los productos que contienen AHA a concentraciones bajo 10% y valores pH mayores que 3.5 por lo general se consideran seguros. Sin embargo, la Administración de Alimentos y Medicinas tiene reportes de AHA que causan irritación de la piel, incluidos ampollas, salpullido y decoloración. No obstante, la FDA no solicita reportes de seguridad a los fabricantes de cosméticos, aunque son responsables de comercializar productos seguros. La FDA aconseja que pruebe cualquier producto que contenga AHA en una pequeña área de la piel antes de usarlo en un área grande.

Alfahidroxiácidos (fuente)	Estructura
Ácido glicólico (caña de azúcar, remolacha de azúcar)	
Ácido láctico (leche agria)	
Ácido tartárico (uvas)	
Ácido málico (manzanas, uvas)	

Ésteres

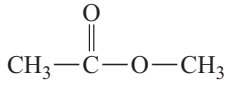
Un ácido carboxílico reacciona con un alcohol para formar un **éster**. En un éster, el —H del ácido carboxílico se sustituye con un grupo alquilo. La aspirina es un éster, así como un ácido carboxílico. Las grasas y aceites en nuestras dietas contienen ésteres de glicerol y ácidos grasos, que son ácidos carboxílicos de cadena larga. Los aromas y sabores de muchas frutas, incluidos plátanos, naranjas y fresas, se deben a los ésteres.

Ácido carboxílico



Ácido etanoico
(ácido acético)

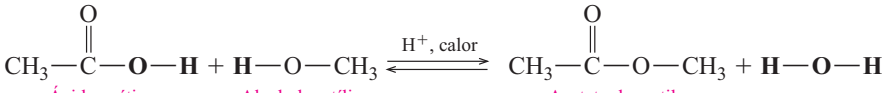
Éster



Etanoato de metilo
(acetato de metilo)

Esterificación

En una reacción llamada **esterificación**, un ácido carboxílico reacciona con un alcohol cuando se calienta en presencia de un catalizador ácido (por lo general H_2SO_4). En la reacción se produce agua a partir de la pérdida del —OH del ácido carboxílico, y el —H del alcohol.

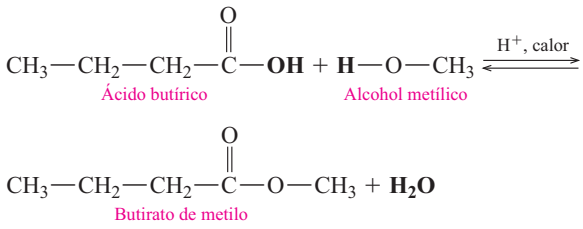


Ácido acético — Alcohol metílico — Acetato de metilo

Problema de muestra 17.17 **Escritura de ecuaciones de esterificación**

El éster que da el sabor y olor de las manzanas se puede sintetizar a partir de ácido butírico y alcohol metílico. ¿Cuál es la ecuación para la formación del éster en las manzanas?

Solución



Comprobación de estudio

¿Qué ácido carboxílico y alcohol se necesitan para formar el siguiente éster, que da el sabor y olor del chabacano?

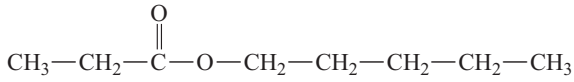




Figura 17.21 El éster etanoato de metilo (acetato de metilo) está hecho de alcohol metílico y ácido etanoico (ácido acético).

P *¿Qué cambio se hace en el nombre del ácido carboxílico utilizado para elaborar el éster?*

Nomenclatura de ésteres

El nombre de un éster consiste de dos palabras tomadas de los nombres del alcohol y el ácido de los que se forma. La primera palabra indica la parte *alquilo* del alcohol. La segunda es el nombre *carboxilato* del ácido carboxílico. Los nombres IUPAC de ésteres usan los nombres IUPAC del grupo alquilo y el ion carboxilato, mientras que los nombres comunes de ésteres usan los nombres comunes de cada uno.

Observa el siguiente éster y descomponlo en dos partes, una del alcohol y una del ácido. Al escribir y nombrar el alcohol y el ácido carboxílico que produjeron el éster, podemos determinar el nombre del éster (figura 17.21).

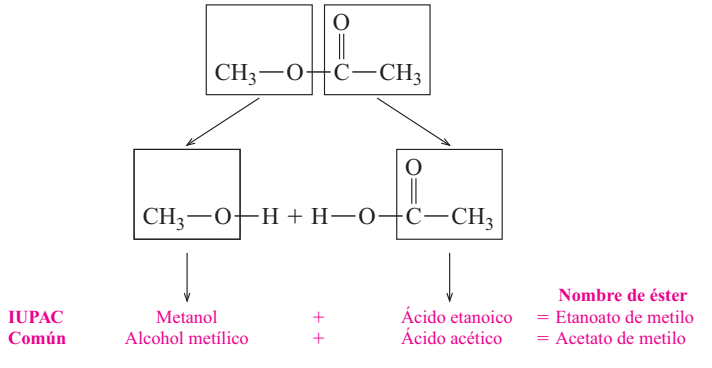




Figura 17.22 Los ésteres son responsables de parte del olor y sabor de las naranjas, los plátanos, las peras, las piñas y las fresas.

P *¿Cuál es el éster que se encuentra en las piñas?*

Ésteres en plantas

Muchas de las fragancias de perfumes y flores, y los sabores de frutas, se deben a ésteres. Los ésteres pequeños son volátiles, así que los podemos oler, y solubles en agua, por lo que podemos degustarlos (figura 17.22). Muchos de éstos se mencionan en la tabla 17.13.

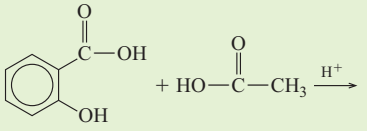
Tabla 17.13 Algunos ésteres en frutas y saborizantes

Fórmula estructural condensada y nombre	Sabor/olor
$CH_3—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—O—CH_2—CH_2—CH_3$ Etanoato de propilo (acetato de propilo)	Peras
$CH_3—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—O—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$ Etanoato de pentilo (acetato de pentilo)	Plátanos
$CH_3—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—O—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$ Etanoato de octilo (acetato de octilo)	Naranjas
$CH_3—CH_2—CH_2—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—O—CH_2—CH_3$ Butanoato de etilo (butirato de etilo)	Piñas
$CH_3—CH_2—CH_2—\overset{\overset{O}{\|}}{C}—O—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$ Butanoato de pentilo (butirato de pentilo)	Chabacanos

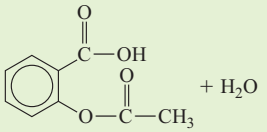
NOTA QUÍMICA

ÁCIDO SALICÍLICO Y ASPIRINA

Durante siglos se acostumbraba masticar un trozo de corteza de sauce para aliviar el dolor. Hacia el siglo XIX, los químicos descubrieron que el ácido salicílico de la corteza era el agente responsable de aliviar el dolor. Sin embargo, el ácido salicílico, que tiene tanto un grupo carboxílico como un grupo hidroxilo, irrita el recubrimiento estomacal. En 1899, la compañía química Bayer, en Alemania, preparó un éster menos irritante del ácido salicílico y ácido acético, llamado ácido acetilsalicílico o "aspirina". En algunas preparaciones de aspirina se agrega un amortiguador para neutralizar el grupo de ácido carboxílico y reducir la irritación del estómago. La aspirina se usa como analgésico (paliativo del dolor), antipirético (reductor de fiebre) y agente antiinflamatorio.

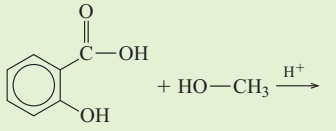


Ácido salicílico Ácido acético

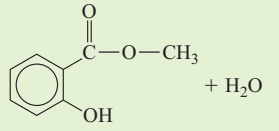


Ácido acetilsalicílico, "aspirina"

El aceite de la gaulteria, o salicilato de metilo, tiene un olor y sabor a hierbabuena. Puesto que puede pasar a través de la piel, el salicilato de metilo se usa en ungüentos para la piel, donde actúa contra la irritación, y produce calor para aliviar los músculos adoloridos.



Ácido salicílico Alcohol metílico



Salicilato de metilo
(aceite de hierbabuena)

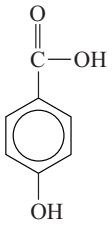


Preguntas y problemas — Ácidos carboxílicos y ésteres

17.59 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para los siguientes ácidos carboxílicos:

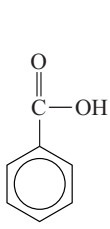
a) $CH_3-C(=O)-OH$ *b*) $CH_3-CH_2-C(=O)-OH$

c)

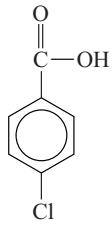


17.60 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para los siguientes ácidos carboxílicos:

a) $H-C(=O)-OH$ *b*)



c)



17.61 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de cada uno de los siguientes ácidos carboxílicos:

a) ácido propiónico *b*) ácido benzoico
c) ácido 2-cloroetanoico *d*) ácido 3-hidroxipropanoico

17.62 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas de cada uno de los siguientes ácidos carboxílicos:

a) ácido pentanoico *b*) ácido 3-etilbenzoico
c) ácido 2-hidroxiacético *d*) ácido 2,4-dibromobutanoico

17.63 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como aldehído, cetona, ácido carboxílico o éster:

a) $CH_3-C(=O)-H$ *b*) $CH_3-C(=O)-O-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3$

d) $CH_3-CH_2-C(=O)-O-H$

17.64 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como aldehído, cetona, ácido carboxílico o éster:

a) $CH_3-C(=O)-OH$

b) $CH_3-C(=O)-O-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-C(=O)-H$

d) $CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-O-CH_2-CH_3$

17.65 Escribe la fórmula estructural condensada del éster formado cuando cada uno de los siguientes ejemplos reacciona con alcohol metílico:

a) ácido acético *b*) ácido butírico

17.66 Escribe la fórmula estructural condensada del éster formado cuando cada uno de los siguientes ejemplos reacciona con alcohol metílico:

a) ácido fórmico *b*) ácido propiónico

17.67 Dibuja la fórmula estructural condensada del éster formado cuando reacciona cada uno de los siguientes ácidos carboxílicos y alcoholes:

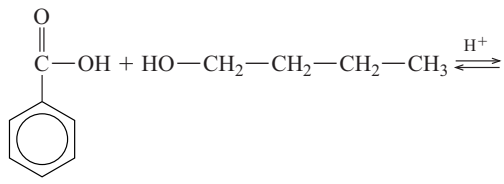
a) $CH_3-CH_2-C(=O)-OH + OH-CH_2-CH_2-CH_3 \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

b) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-OH + HO-CH(CH_3)-CH_3 \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

17.68 Dibuja la fórmula estructural condensada del éster formado cuando reacciona cada uno de los siguientes ácidos carboxílicos y alcoholes:

a) $CH_3-CH_2-C(=O)-OH + HO-CH_3 \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

b)



17.69 Nombra cada uno de los siguientes ésteres:

a) $CH_3-O-C(=O)-H$

b) $CH_3-O-C(=O)-CH_3$

c) $CH_3-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

17.70 Nombra cada uno de los siguientes ésteres:

a) $CH_3-CH_2-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-O-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$

17.71 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes ésteres:
a) acetato de metilo
b) formato de butilo
c) pentanoato de etilo
d) propanoato de propilo

17.72 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes ésteres:
a) acetato de hexilo
b) propionato de propilo
c) butanoato de etilo
d) benzoato de metilo

Meta de aprendizaje

Dar los nombres comunes de aminas y amidas.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Grupos funcionales amina y amida

17.10 Aminas y amidas

Las *aminas* son derivados del amoniaco (NH_3), en el que uno o más átomos de hidrógeno se sustituyen con grupos alquilo o aromáticos. Por ejemplo, en la metilamina, un grupo metilo sustituye un átomo de hidrógeno en el amoniaco. El enlace de dos grupos metilo produce dimetilamina, y los tres grupos metilo en la trimetilamina sustituyen todos los átomos de hidrógeno en el amoniaco (figura 17.23).

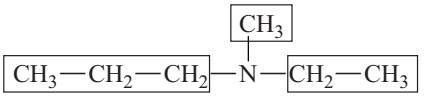
Nomenclatura de aminas

Hay muchos sistemas para nombrar las aminas. Para aminas simples, con frecuencia se usan los nombres comunes. En el nombre común, los grupos alquilo unidos al átomo de nitrógeno se mencionan en orden alfabético. Los prefijos *di* y *tri* se usan para indicar dos y tres sustituyentes idénticos.



Metilamina

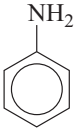
Dimetilamina



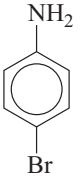
Etilmetilpropilamina

Aminas aromáticas

Las aminas aromáticas usan el nombre *anilina*, que está aprobado por la IUPAC.



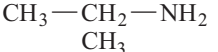
Anilina

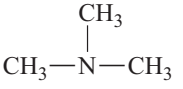


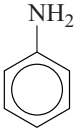
4-bromoanilina

Problema de muestra 17.18 **Nomenclatura de aminas**

Proporciona el nombre común para cada una de las siguientes aminas:

a) 

b) 

c) 


Amoniaco


Metilamina


Dimetilamina


Trimetilamina

Figura 17.23 Las aminas tienen uno o más átomos de carbono unidos al átomo N.

P *¿Cuántos átomos de carbono se unen al átomo de nitrógeno en la dimetilamina?*

Solución

a) Esta amina tiene un grupo etilo unido al átomo de nitrógeno; su nombre es *etilamina.*

b) Esta amina tiene tres grupos metilo unidos al átomo de nitrógeno; su nombre es *trimetilamina.*

c) Esta amina aromática es *anilina.*

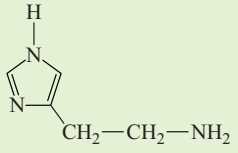
Comprobación de estudio

Dibuja la estructura de la etilpropilamina.

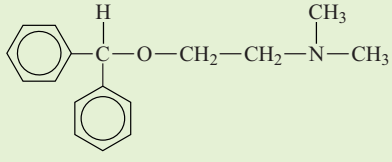
NOTA QUÍMICA

AMINAS EN LA SALUD Y LA MEDICINA

En respuesta a las reacciones alérgicas o lesiones a las células, el cuerpo aumenta la producción de histamina, que dilata los vasos sanguíneos y aumenta la permeabilidad de las células. En el área afectada ocurren enrojecimiento y sudoración. La administración de un antihistamínico como la difenilhidramina ayuda a bloquear los efectos de la histamina.

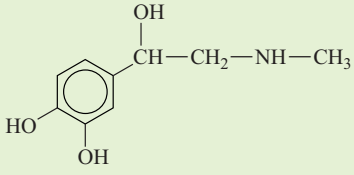


Histamina

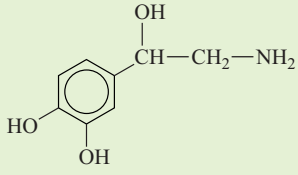


Difenilhidramina

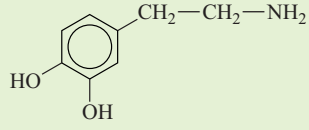
En el cuerpo, hormonas llamadas aminas biogénicas transportan mensajes entre el sistema nervioso central y las células nerviosas. La epinefrina (adrenalina) y la norepinefrina (noradrenalina) se liberan de la médula adrenal en situaciones de "pelea o huida" para elevar el nivel de glucosa en la sangre y mover la sangre a los músculos. Utilizada en remedios para resfriados, fiebre de heno y asma, la norepinefrina contrae los capilares en las membranas mucosas de los pasos respiratorios. El prefijo *nor* en el nombre de un medicamento significa que hay un grupo CH_3— menos en el átomo de nitrógeno. La enfermedad de Parkinson es resultado de una deficiencia en otra amina biogénica llamada dopamina.



Epinefrina (adrenalina)

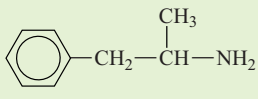


Norepinefrina (noradrenalina)

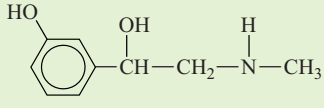


Dopamina

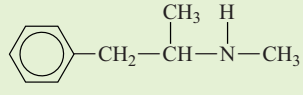
Las anfetaminas (conocidas como "elevadores"), que se producen sintéticamente, son estimulantes del sistema nervioso central, y funcionan en forma muy parecida a la epinefrina, pero también aumentan la actividad cardiovascular y deprimen el apetito. A veces se utilizan para perder peso, pero pueden causar dependencia química. La bencedrina y la Neo-sinefrina (fenilefrina) se usan en medicamentos para reducir la congestión respiratoria de los resfriados, la fiebre del heno y el asma. En ocasiones, la bencedrina se toma también para no dormir, pero tiene efectos colaterales. La metedrina se usa para tratar la depresión y en la modalidad ilegal se conoce como "rápido" o "crank". El prefijo *met* significa que hay un grupo metilo más en el átomo de nitrógeno.



Bencedrina (anfetamina)



Neo-Sinefrina (fenilefrina)



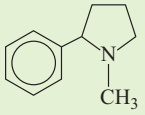
Metanfetamina (metedrina)

NOTA QUÍMICA

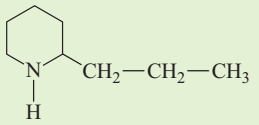
ALCALOIDES: AMINAS EN PLANTAS

Los *alcaloides* son compuestos nitrogenados, fisiológicamente activos, producidos por las plantas. El término *alcaloide* se refiere al "parecido a alcali" o las características básicas de las aminas. Ciertos alcaloides se usan como anestesia, antidepresivos y como estimulantes, aunque muchos causan dependencia.

Como estimulante, la nicotina aumenta el nivel de adrenalina en la sangre, lo que aumenta el ritmo cardiaco y la presión arterial. Es bien conocido que fumar cigarrillos daña los pulmones y que la exposición al alquitrán y otros carcinogénicos en el humo del cigarrillo pueden conducir al cáncer de pulmón. Sin embargo, la nicotina es responsable de la adicción de fumar. La coniina, que se obtiene de la cicuta, es un alcaloide extremadamente tóxico.



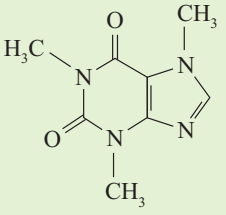
Nicotina



Coniina

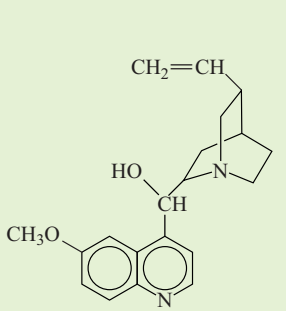
La cafeína es un estimulante del sistema nervioso central. Presente en el café, té, refrescos, chocolate y cocoa. La cafeína aumenta el estado de alerta, y puede causar nerviosismo e insomnio. La cafeína también se usa en ciertos analgésicos para contrarrestar la somnolencia causada por una antihistamina.



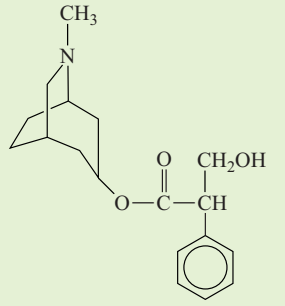


Cafeína

Muchos alcaloides se usan en la medicina. La quinina, que se obtiene de la corteza del árbol de quina, se ha usado en el tratamiento de la malaria desde 1600. La atropina de la belladona se usa en bajas concentraciones para acelerar el ritmo cardiaco lento y como anestésico para exploraciones oculares.



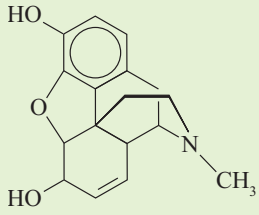
Quinina



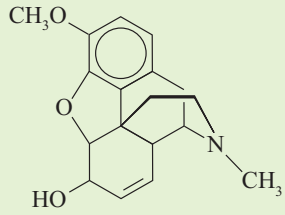
Atropina

Durante muchos siglos la morfina y la codeína, alcaloides que se encuentran en la amapola, se han utilizado como efectivos analgésicos. La codeína, que estructuralmente es similar a la morfina, se usa en algunos analgésicos y en jarabes para la tos. La heroína, obtenida mediante una modificación química de la morfina, es enormemente adictiva y no se usa médicamente.





Morfina



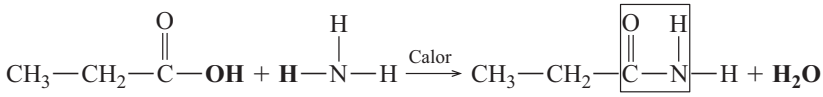
Codeína

el lugar de la Química

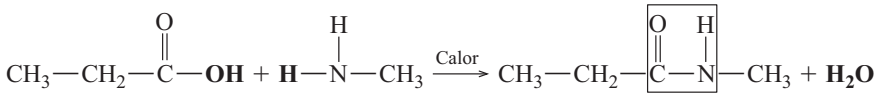
ESTUDIO DE CASO
Muerte por chocolate

Amidas

Las *amidas* son derivados de ácidos carboxílicos en los que un grupo nitrógeno sustituye al grupo hidroxilo (figura 17.24). Una amida se produce cuando un ácido carboxílico reacciona con amoniaco o una amina. Una molécula de agua se elimina y los fragmentos del ácido carboxílico y las moléculas de amina se juntan para formar la amida, de manera muy parecida a la formación de ésteres.



Ácido propanoico (ácido propiónico) — Amoniaco — Propanamida (propionamida)



Ácido propanoico (ácido propiónico) — Metilamina — *N*-metilpropanamida (*N*-metilpropionamida)

Ácido carboxílico



Ácido etanoico (ácido acético)

Amida



Etanamida (acetamida)

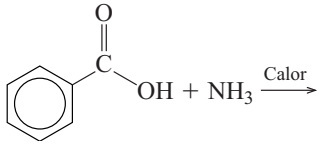
Figura 17.24 Las amidas son derivados de ácidos carboxílicos en los que un grupo amino sustituye al grupo hidroxilo (—OH).

P *¿Cuál es la amida del ácido pentanoico?*

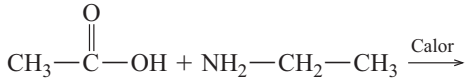
Problema de muestra 17.19 Formación de amidas

Proporciona la fórmula estructural del producto amida en cada una de las siguientes reacciones:

a)

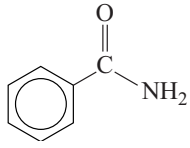


b)

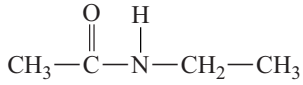


Solución

a) la fórmula estructural del producto amida se escribe al unir el grupo carbonilo del ácido al átomo de nitrógeno de la amina. El —OH se pierde del ácido y el —H de la amina para formar agua

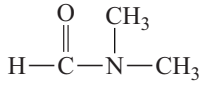


b)



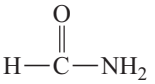
Comprobación de estudio

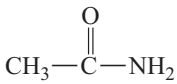
¿Cuáles son las fórmulas estructurales condensadas del ácido carboxílico y la amina necesarias para preparar la siguiente amida?

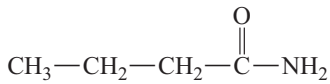


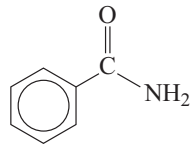
Nomenclatura de amidas simples

Tanto en nombres comunes como IUPAC, las amidas simples se designan al quitar ácido *–ico* o ácido *–oico* de los nombres de los ácidos carboxílicos y agregar el sufijo *amida*.


Metanamida (formamida)

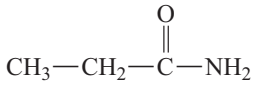

Etanamida (acetamida)


Butanamida (butiramida)


Benzamida

Problema de muestra 17.20 **Nomenclatura de amidas**

Proporciona los nombres común y IUPAC para



Solución

El nombre IUPAC del ácido carboxílico es ácido propanoico; el nombre común es ácido propiónico. Al sustituir ácido *–oico* o ácido *–ico* con *amida* se obtiene el nombre IUPAC de *propanamida* y el nombre común de *propionamida*.

Comprobación de estudio

Dibuja la fórmula estructural condensada de la benzamida.

Preguntas y problemas Aminas y amidas

17.73 Escribe los nombres comunes para cada uno de los siguientes casos:

a) $CH_3—CH_2—NH_2$

b) $CH_3—NH—CH_2—CH_2—CH_3$

c) $CH_3—CH_2—N(CH_3)—CH_2—CH_3$

17.74 Escribe los nombres comunes para cada uno de los siguientes casos:

a) $CH_3—CH_2—CH_2—NH_2$

b) $CH_3—NH—CH_2—CH_3$

c) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—NH_2$

17.75 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para cada una de las siguientes amidas:

a) $CH_3—C(=O)—NH_2$

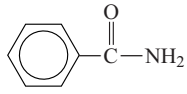
b) $CH_3—CH_2—CH_2—C(=O)—NH_2$

c) $H—C(=O)—NH_2$

17.76 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para cada una de las siguientes amidas:

a) $CH_3—CH_2—C(=O)—NH_2$

b) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—C(=O)—NH_2$

c) 

17.77 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas para cada una de las siguientes amidas:

a) propionamida

b) 2-metilpentanamida

c) metanamida

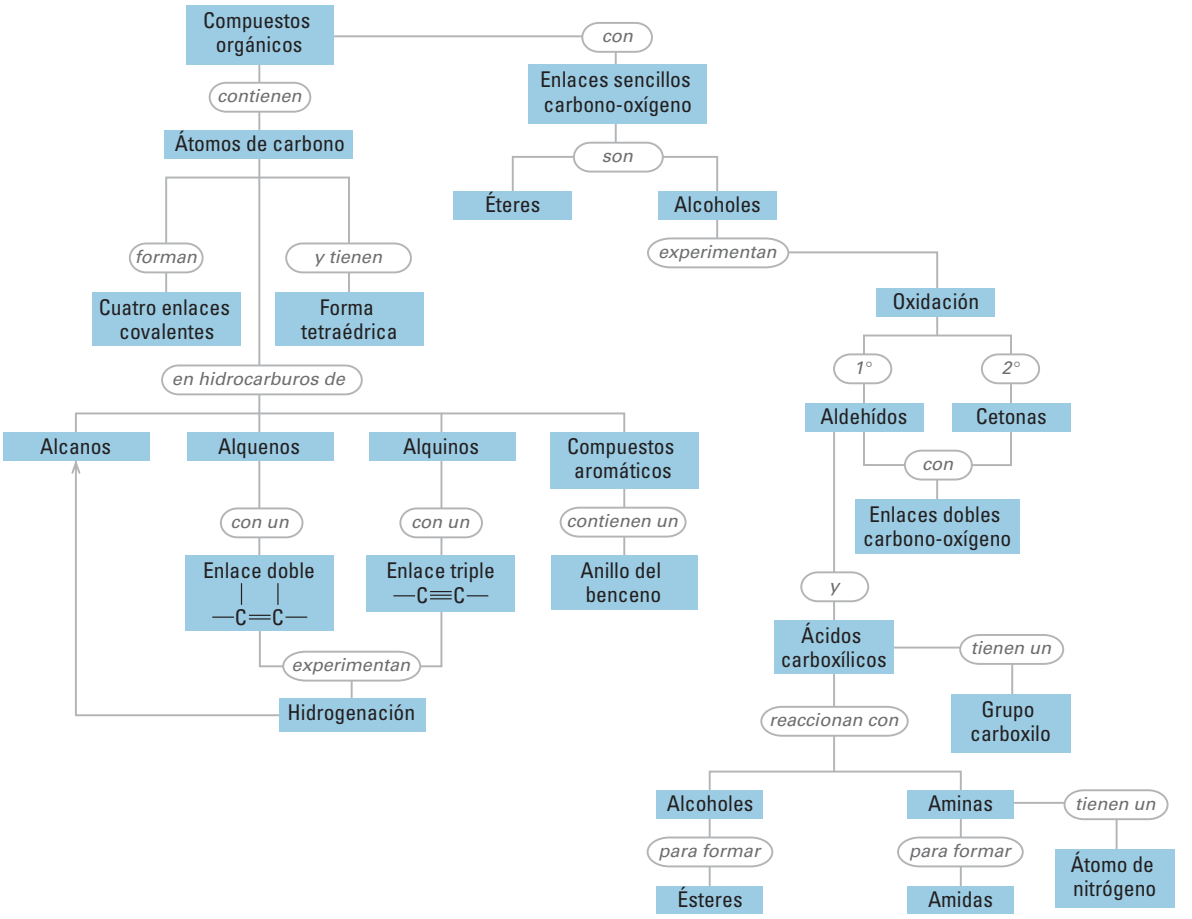
17.78 Dibuja las fórmulas estructurales condensadas para cada una de las siguientes amidas:

a) formamida

b) benzamida

c) 3-metilbutiramida

Mapa conceptual **Química orgánica**



Repaso del capítulo

17.1 Compuestos orgánicos

La mayoría de los compuestos orgánicos tienen enlaces covalentes y forman moléculas no polares. Con frecuencia tienen puntos de fusión y de ebullición bajos, no son muy solubles en agua y se queman vigorosamente en el aire. En contraste, muchos compuestos inorgánicos son iónicos o contienen enlaces covalentes polares, tienen puntos de fusión y ebullición altos, por lo general son solubles en agua, producen iones en agua y no se queman en el aire.

Los átomos de carbono comparten 4 electrones de valencia para formar cuatro enlaces covalentes. En la molécula orgánica más simple, metano, CH_4, los cuatro enlaces que unen el hidrógeno al átomo de carbono se dirigen hacia las esquinas de un tetraedro.

17.2 Alcanos

Los alcanos son hidrocarburos que sólo tienen enlaces sencillos C—C. En la fórmula estructural desarrollada se dibuja una línea separada por cada átomo unido. Una fórmula estructural condensada muestra grupos compuestos de cada átomo de carbono y sus átomos de hidrógeno unidos. El nombre IUPAC indica el número de átomos de carbono. Para un alcano continuo, los átomos de carbono están conectados en una cadena y unidos a átomos de hidrógeno. Los sustituyentes como grupos alquilo y átomos de halógeno (llamados flúor, cloro, bromo o yodo) pueden sustituir los átomos de hidrógeno en la cadena principal. Como moléculas no polares, los alcanos no son solubles en agua. Son menos densos que el agua. En combustión, los alcanos reaccionan con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

17.3 Grupos funcionales

Una molécula orgánica contiene un grupo característico de átomos llamado grupo funcional, que determina el nombre de la familia y la reactividad química de la molécula. Los grupos funcionales se usan para clasificar compuestos orgánicos, actúan como sitios reactivos en la molécula y proporcionan un sistema de nomenclatura para compuestos orgánicos. Algunos grupos funcionales comunes incluyen el grupo hidroxilo (—OH) en alcoholes, el grupo carbonilo (C═O) en aldehídos y cetonas, y un átomo de nitrógeno $\left(\begin{array}{c}|\\ -N-\end{array}\right)$ en aminas.

17.4 Alquenos y alquinos

Los alquenos son hidrocarburos insaturados que contienen enlaces dobles carbono-carbono (C═C). Los alquinos contienen un enlace triple (C≡C). Los nombres IUPAC de los alquenos terminan con *eno*, mientras que los nombres de los alquinos terminan con *ino*. La cadena principal se numera desde el extremo más cercano al enlace doble o triple. La hidrogenación agrega átomos de hidrógeno a los enlaces dobles o triples para producir un alcano.

17.5 Polímeros

Los polímeros son moléculas de cadena larga, la cual consiste de muchas unidades repetitivas de moléculas de carbono más pequeñas llamadas monómeros. Muchos materiales que usamos a diario, como alfombras, envolturas plásticas, sartenes antiadherentes y nylon, están hechos mediante reacciones de adición en las que un catalizador une los átomos de carbono de varios tipos de moléculas de alqueno.

17.6 Compuestos aromáticos

La mayoría de los compuestos aromáticos contienen benceno, C_6H_6, una estructura cíclica representada como hexágono con un círculo en el centro. Muchos compuestos aromáticos usan el nombre paterno del benceno, aunque se conservan nombres comunes como tolueno. El anillo del benceno se numera y las ramificaciones se citan en orden alfabético.

17.7 Alcoholes y éteres

El grupo funcional de un alcohol es el grupo hidroxilo —OH unido a una cadena de carbono. En un fenol, el grupo hidroxilo se une a un anillo aromático. En el sistema IUPAC, los nombres de los alcoholes tienen terminaciones *ol*, y la ubicación del grupo —OH se obtiene al numerar la cadena de carbono. Los alcoholes simples por lo general se designan mediante sus nombres comunes, con el nombre alquilo después del término *alcohol*. Los alcoholes se clasifican de acuerdo con el número de grupos alquilo o aromático unidos al carbono que contiene el grupo —OH. En un alcohol primario (1°) un grupo alquilo se une al carbono hidroxilo. En un alcohol secundario (2°) se unen dos grupos alquilo, y en un alcohol terciario (3°) hay tres grupos alquilo unidos al carbono hidroxilo.

En un éter, un átomo de oxígeno se conecta mediante enlaces sencillos a dos grupos alquilo o aromático, C—O—C. En los nombres comunes de éteres, los grupos alquilo se citan alfabéticamente seguidos por el nombre *éter*. Los alcoholes primarios se oxidan a aldehídos. Los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas. Los alcoholes terciarios no se oxidan.

17.8 Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y cetonas tienen un grupo carbonilo (C═O), que consiste de un enlace doble entre un carbono y un átomo de oxígeno. En los aldehídos, el grupo carbonilo aparece al final de las cadenas de carbono. En las cetonas, el grupo carbonilo ocurre entre dos grupos carbono. En el sistema IUPAC, la *o* en el alcano correspondiente se sustituye con *al* para aldehídos y *ona* para cetonas. Para cetonas con más de cuatro átomos de carbono en la cadena principal, el grupo carbonilo se numera para mostrar su ubicación. Muchos de los aldehídos y cetonas usan nombres comunes.

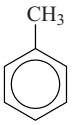
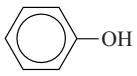
17.9 Ácidos carboxílicos y ésteres

Un ácido carboxílico tiene el grupo funcional carboxilo, que es un grupo hidroxilo conectado al grupo carbonilo. En la presencia de un ácido fuerte, un ácido carboxílico reacciona con un alcohol para producir un éster. Una molécula de agua se retira: —OH del ácido carboxílico y —H de la molécula de alcohol. Los nombres de ésteres consisten de dos palabras, una del alcohol y la otra del ácido carboxílico con la terminación *ico* en lugar de *ato*.

17.10 Aminas y amidas

Un átomo de nitrógeno unido a grupos alquilo o aromáticos forma una *amina*. En los nombres comunes de aminas simples, los grupos alquilo se citan alfabéticamente seguidos por el sufijo amina. Las amidas son derivados de ácidos carboxílicos en los que el grupo hidroxilo se sustituye con —NH_2. Las amidas se nombran al sustituir *ácido ico* o *ácido oico* con *amida*.

Resumen de nomenclatura

Estructura	Familia	Nombre IUPAC	Nombre común
$CH_3—CH_2—CH_3$	Alcano	Propano	
$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_3$		Metilpropano	
$CH_3—CH_2—CH_2—Cl$	Haloalcano	1-cloropropano	Cloruro de propilo
$CH_3—CH{=}CH_2$	Alqueno	Propeno	Propileno
$CH_3C{\equiv}CH$	Alquino	Propino	
	Aromático	Benceno	
		Metilbenceno o tolueno	
$CH_3—OH$	Alcohol	Metanol	Alcohol metílico
	Fenol	Fenol	Fenol
$CH_3—O—CH_3$	Éter		Dimetil éter
$H—\overset{\displaystyle O}{\overset{\Vert}{C}}—H$	Aldehído	Metanal	Formaldehído
$CH_3—\overset{\displaystyle O}{\overset{\Vert}{C}}—CH_3$	Cetona	Propanona	Acetona; dimetil cetona
$CH_3—\overset{\displaystyle O}{\overset{\Vert}{C}}—OH$	Ácido carboxílico	Ácido etanoico	Ácido acético
$CH_3—\overset{\displaystyle O}{\overset{\Vert}{C}}—OCH_3$	Éster	Etanoato de metilo	Acetato de metilo
$CH_3—CH_2—NH_2$	Amina		Etilamina
$CH_3—\overset{\displaystyle O}{\overset{\Vert}{C}}—NH_2$	Amida	Etanamida	Acetamida

Resumen de reacciones

Combustión

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Hidrogenación

$$CH_2{=}CH{-}CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3{-}CH_2{-}CH_3$$

$$CH_3{-}C{\equiv}CH + 2H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3{-}CH_2{-}CH_3$$

Combustión de alcoholes

$$CH_3{-}CH_2{-}OH + 3OH_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Etanol — Oxígeno — Dióxido de carbono — Agua

Oxidación de alcoholes primarios para formar aldehídos

$$CH_3{-}CH_2{-}OH \xrightarrow{[O]} CH_3{-}C(=O){-}H + H_2O$$

Etanol — Acetaldehído

Oxidación de alcoholes secundarios para formar cetonas

$$CH_3{-}CH(OH){-}CH_3 \xrightarrow{[O]} CH_3{-}C(=O){-}CH_3 + H_2O$$

2-Propanol — Propanona

Esterificación: ácido carboxílico y un alcohol

$$CH_3{-}C(=O){-}OH + HO{-}CH_3 \overset{H^+}{\rightleftharpoons} CH_3{-}C(=O){-}O{-}CH_3 + H_2O$$

Ácido etanoico (ácido acético) — Metanol (alcohol metílico) — Etanoato de metil (acetato de metilo)

Formación de amidas

$$CH_3{-}CH_2{-}C(=O){-}OH + H{-}N(H){-}H \xrightarrow{Calor} CH_3{-}CH_2{-}C(=O){-}N(H){-}H + H_2O$$

Ácido propanoico (ácido propiónico) — Amoniaco — Propanamida (propionamida)

Términos clave

ácidos carboxílicos Clase de compuestos orgánicos que contienen el grupo funcional —COOH.

alcano ramificado Hidrocarburo que tiene un hidrocarburo sustituyente unido a la cadena principal.

alcanos Hidrocarburos que tienen sólo enlaces sencillos entre átomos de carbono.

alcohol primario (1°) Alcohol que tiene un grupo alquilo unido al átomo de carbono del alcohol.

alcohol secundario (2°) Alcohol que tiene dos grupos alquilo unidos al átomo de carbono con el grupo —OH.

alcohol terciario (3°) Alcohol que tiene tres grupos alquilo unidos al átomo de carbono con el —OH.

alcoholes Clase de compuestos orgánicos que contienen el grupo hidroxilo (—OH) unido a un átomo de carbono.

aldehídos Clase de compuestos orgánicos que contienen un grupo carbonilo (C═O) unido al menos a un átomo de hidrógeno.

alquenos Hidrocarburos que tienen enlaces dobles carbono-carbono (C═C).

alquinos Hidrocarburos que tienen enlaces triples carbono-carbono (C≡C).

amidas Compuestos orgánicos en los que un carbono que contiene el grupo carbonilo se une a un átomo de nitrógeno.

aminas Clase de compuestos orgánicos que tienen un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono.

benceno Anillo de seis átomos de carbono, cada uno de los cuales se une a un átomo de hidrógeno, C_6H_6.

cetonas Clase de compuestos orgánicos en los que un grupo carbonilo se une a dos átomos de carbono.

combustión Reacción química en la que un alcano o alcohol reacciona con oxígeno para producir CO_2, H_2O y energía.

compuestos aromáticos Compuestos que tienen la estructura anillada del benceno.

compuestos orgánicos Compuestos hechos de carbono que por lo general tienen enlaces covalentes, moléculas no polares, puntos de fusión y ebullición bajos, son insolubles en agua e inflamables.

ésteres Clase de compuestos orgánicos que contienen un grupo —COO— con un átomo de oxígeno unido a un a carbono.

esterificación Formación de un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol con la eliminación de una molécula de agua en presencia de un catalizador ácido.

éteres Clase de compuestos orgánicos que contiene un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono.

fenol Compuesto orgánico que tiene un grupo —OH unido a un anillo de benceno.

fórmula estructural condensada Fórmula estructural que muestra la distribución de los átomos de carbono en una molécula, pero agrupa cada átomo de carbono con sus átomos de hidrógeno unidos (CH_3, CH_2 o CH).

fórmula estructural desarrollada Tipo de fórmula estructural que muestra la distribución de los átomos al dibujar cada enlace en el hidrocarburo como C—H o C—C.

grupo alquilo Un alcano menos un átomo de hidrógeno. Los grupos alquilo se llaman como los alcanos, excepto que una terminación *ilo* sustituye a *ano*.

grupo carbonilo Grupo funcional que tiene un enlace doble entre un átomo de carbono y uno de oxígeno (C═O)

grupo carboxilo Grupo funcional que se encuentra en los ácidos carboxílicos, compuesto de grupos carbonilo e hidroxilo.



Grupo carboxilo

grupo funcional Grupo de átomos que determina las propiedades físicas y químicas, y el nombre de una clase de compuestos orgánicos.

grupo hidroxilo Grupo de átomos (—OH) característico de los alcoholes.

hidrocarburos insaturados Compuestos de carbono e hidrógeno en los que la cadena de carbono contiene al menos un enlace doble carbono-carbono (alqueno) o triple (alquino). Un compuesto insaturado es capaz de una reacción de adición con hidrógeno, lo que convierte los enlaces dobles o triples a enlaces sencillos carbono-carbono.

hidrocarburos Compuestos orgánicos que consisten sólo de carbono e hidrógeno.

hidrogenación Adición de hidrógeno (H_2) al enlace doble de alquenos o alquinos para producir alcanos.

isómeros Compuestos orgánicos en los que fórmulas moleculares idénticas tienen diferentes distribuciones de átomos.

monómero Pequeña molécula orgánica que se repite muchas veces en un polímero.

polímero Molécula muy larga compuesta de muchas pequeñas unidades estructurales repetitivas que son idénticas.

ramificación Grupo carbono o halógeno unido a la cadena de carbono principal.

sistema IUPAC Sistema de nomenclatura de compuestos orgánicos determinada por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés).

sustituyente Grupos de átomos, como un grupo alquilo o halógeno, unido a la cadena principal o anillo de átomos de carbono.

Comprensión de conceptos

17.79 Relaciona las siguientes propiedades físicas y químicas con los compuestos butano, C_6H_{10}, utilizado en encendedores, o cloruro de potasio, KCL, en sustitutos de sal:

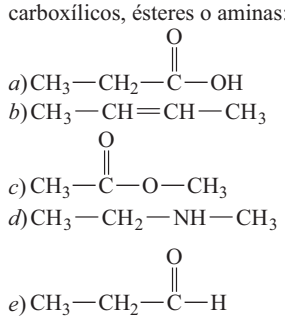




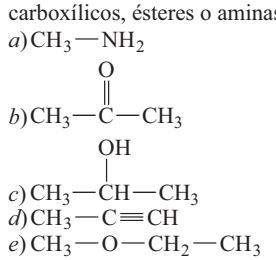
a) se funde a −138°C
b) se quema vigorosamente en el aire
c) se funde a 770°C
d) produce iones en agua
e) es un gas a temperatura ambiente

17.80 Relaciona las siguientes propiedades físicas y químicas con los compuestos ciclohexano, C_6H_{12}, o nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$:
a) contiene sólo enlaces covalentes
b) se funde sobre 500°C
c) insoluble en agua
d) líquido a temperatura ambiente
e) produce iones en agua

17.81 Clasifica los siguientes ejemplos como alquenos, alquinos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres o aminas:



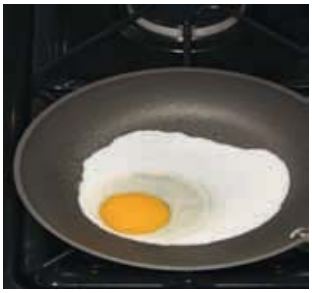
17.82 Clasifica los siguientes ejemplos como alquenos, alquinos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres o aminas:



17.83 Relaciona cada uno de los siguientes términos con la descripción correspondiente:
alcano, alqueno, alquino, alcohol, éter, aldehído, cetona, ácido carboxílico, éster, amina, grupo funcional, tetraédrico.
a) compuesto orgánico que contiene un grupo hidroxilo unido a un carbono
b) hidrocarburo que contiene uno o más enlaces dobles carbono-carbono
c) compuesto orgánico en el que el carbono de un grupo carbonilo está unido a un hidrógeno
d) hidrocarburo que contiene sólo enlaces sencillos carbono-carbono
e) compuesto orgánico en el que el carbono de un grupo carbonilo está unido a un grupo hidroxilo
f) compuesto orgánico que contiene un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono

17.84 Relaciona cada uno de los siguientes términos con la descripción correspondiente:
alcano, alqueno, alquino, alcohol, éter, aldehído, cetona, ácido carboxílico, éster, amina, grupo funcional, tetraédrico.
a) forma tridimensional de un carbono unido a cuatro átomos de hidrógeno
b) compuesto orgánico en el que el átomo de hidrógeno de un grupo carboxilo se sustituye con un átomo de carbono
c) compuesto orgánico que contiene un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono
d) hidrocarburo que contiene un enlace triple carbono-carbono
e) grupo característico de átomos que forman compuestos que se comportan y reaccionan en una forma particular
f) compuesto orgánico en el que el grupo carbonilo está unido a dos átomos de carbono

17.85 Dibuja una parte del polímero (usa cuatro monómeros) de Teflón hecho de 1,1,2,2-tetrafluoroeteno

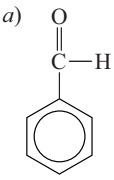


17.86 Una manguera para jardín está hecha de cloruro de polivinilo (PVC) de cloroeteno (cloruro de vinilo). Dibuja una parte del polímero (usa cuatro monómeros) para PVC.



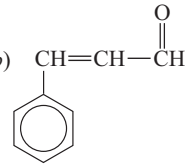
17.87 Identifica los grupos funcionales en cada uno de los siguientes casos:

a)



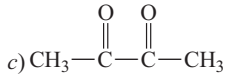


b)



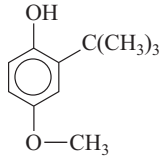


c)



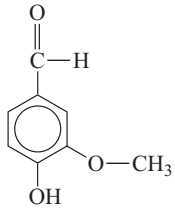


17.88 Identifica los grupos funcionales en cada uno de los siguientes casos:
a) BHA, un antioxidante utilizado como conservador en alimentos como pan horneado, mantequilla, carnes y bocadillos



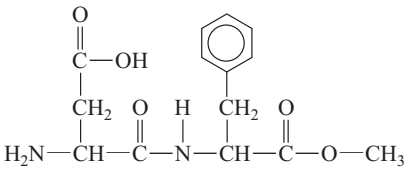


b) vainillina, un saborizante, obtenido de las semillas de la vaina de vainilla



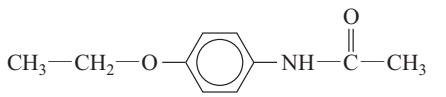


17.89 El edulcorante aspartame está hecho de dos ácidos amino: ácido aspártico y fenilalanina. Identifica los grupos funcionales en el aspartame.





17.90 Algunos sustitutos de la aspirina contienen fenacetina para reducir la fiebre. Identifica los grupos funcionales en la fenacetina.

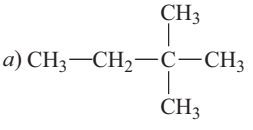




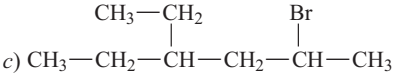
Preguntas y problemas adicionales

17.91 Escribe la fórmula estructural condensada de cada una de las siguientes moléculas:
a) 3-etilhexano
b) 2,3-dimetilpentano
c) 1,3-dicloro-3-metilheptano

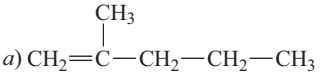
17.92 Proporciona los nombres IUPAC para cada una de las siguientes moléculas:



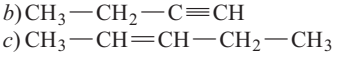
b) $CH_3—CH_2—Cl$



17.93 Proporciona el nombre IUPAC para cada uno de los siguientes compuestos:

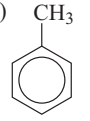


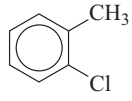
b) $CH_3—CH_2—C{\equiv}CH$

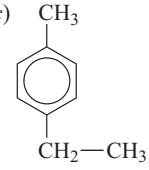


17.94 Escribe las estructuras condensadas de cada uno de los siguientes compuestos:
a) 2-pentino *b*) 2-hepteno
c) 3-hexeno

17.95 Nombra cada uno de los siguientes compuestos aromáticos:

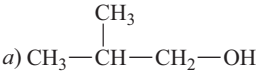
a) 

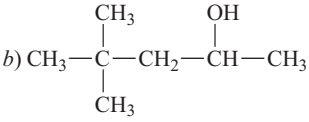
b) 

c) 

17.96 Escribe las fórmulas estructurales de cada uno de los siguientes:
a) etilenceno
b) 1,3-diclorobenceno
c) 1,2,4-trimetilbenceno

17.97 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como alcohol primario, secundario o terciario:





c) $HO—CH_2—CH_2—CH_3$

17.98 Clasifica cada uno de los siguientes ejemplos como alcohol primario, secundario o terciario:

a) $CH_3-CH(CH_2-OH)-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-C(OH)(CH_3)-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

17.99 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes compuestos:

a) 4-clorofenol *b*) 2-metil-3-pentanol

c) 3-pentanona

17.100 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes compuestos:

a) 3-pentanol *b*) 2-pentanol

c) metil propil éter

17.101 Dibuja la fórmula estructural condensada para el producto de cada una de las siguientes reacciones:

a) $CH_3-CH_2-CH_2-OH \xrightarrow{[O]}$

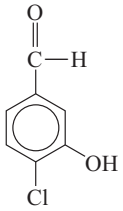
b) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

17.102 Dibuja la fórmula estructural condensada para el producto de cada una de las siguientes reacciones:

a) $CH_3-CH(CH_3)-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

b) $CH_3-CH_2-CH_2-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

17.103 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para cada uno de los siguientes compuestos:

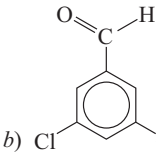
a) 

b) $Cl-CH_2-CH_2-C(=O)-H$

c) $CH_3-CH(Cl)-C(=O)-CH_2-CH_3$

17.104 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3$

b) 

c) $CH_3-CH(CH_3)-CH(OH)-CH_2-C(=O)-H$

17.105 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes ejemplos:

a) 4-clorobenzaldehído

b) 3-cloropropionaldehído

c) etil metil cetona

17.106 Dibuja la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes ejemplos:

a) propionaldehído *b*) 2-clorobutanal

c) 3,5-dimetilhexanal

17.107 Dibuja la fórmula estructural del aldehído o cetona formados cuando se oxidan cada uno de los siguientes ejemplos:

a) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$

b) $CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

17.108 Dibuja la fórmula estructural del aldehído o cetona formados cuando se oxidan cada uno de los siguientes ejemplos:

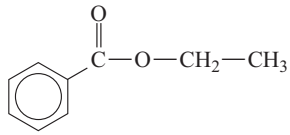
a) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_2OH$

b) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$

c) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-OH$

17.109 Proporciona los nombres IUPAC y común (si hay alguno) para cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-C(=O)-OH$

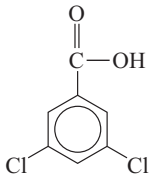
b) 

c) $CH_3-CH_2-O-C(=O)-CH_2-CH_3$

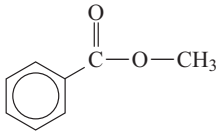
17.110 Dibuja la estructura de cada uno de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-C(=O)-OH$

b)



c)

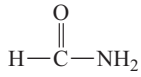


17.111 Dibuja la estructura de cada uno de los siguientes compuestos:

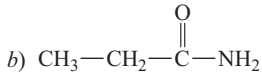
a) etilamina
b) dimetilamina
c) trietilamina

17.112 Proporciona el nombre IUPAC de cada una de las siguientes amidas:

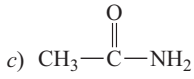
a)



b)

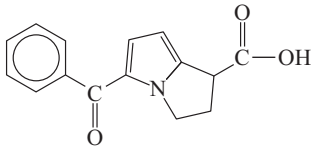


c)

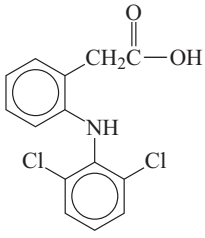


Preguntas de desafío

17.113 El Toradol lo usan los dentistas para aliviar el dolor. Menciona los grupos funcionales en esta molécula.



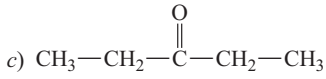
17.114 El Voltarén se indica para tratamiento agudo y crónico de los síntomas de la artritis reumatoide. Menciona los grupos funcionales en esta molécula.



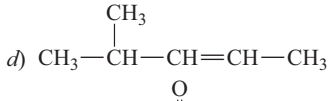
17.115 Identifica el grupo funcional y nombra cada uno de los siguientes ejemplos:

a) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$
b) $CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_3$

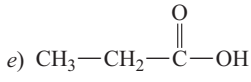
c)



d)



e)



17.116 Escribe la fórmula estructural condensada para cada uno de los siguientes casos:

a) 2,4-dimetilpentano
b) 1,2-diclorobenceno
c) etilmetilamina
d) dimetilcetona

17.117 Escribe las fórmulas estructurales condensadas para todos los compuestos con la fórmula $C_4H_{10}O$.

17.118 Completa y balancea cada una de las siguientes reacciones:

a) $C_5H_{12} + O_2 \xrightarrow{\text{calor}}$

b) $CH_3-CH=CH-CH_3 + H_2 \xrightarrow{\text{Ni}}$

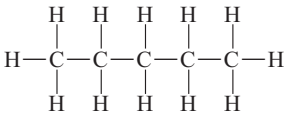
c) $CH_3-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow{[O]}$

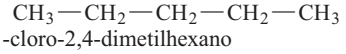
Respuestas

Respuestas a las comprobaciones de estudio

17.1 El octano no es soluble en agua; es un compuesto orgánico.

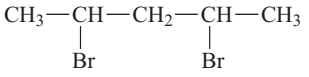
17.2





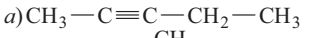
17.3 1-cloro-2,4-dimetilhexano

17.4

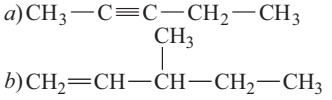


17.5 Un ácido carboxílico tiene un grupo carboxilo COOH. En un éster, el átomo de oxígeno del grupo hidroxilo se une a un átomo de carbono, no al hidrógeno.

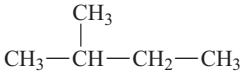
17.6 *a*)



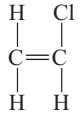
b)



17.7



17.8 El monómero de PVC, cloruro de polivinilo, es cloroeteno:

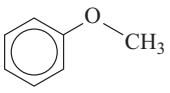


17.9 1,3-dietilbenceno

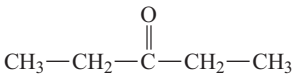
17.10 3-cloro-1-butanol

17.11 secundario

17.12



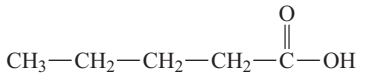
17.13



17.14 propanal (IUPAC), propionaldehído (común)

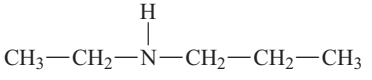
17.15 etil propil cetona

17.16

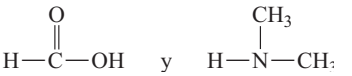


17.17 ácido propanoico (propiónico) y 1-pentanol

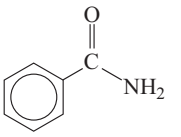
17.18



17.19



17.20



Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

17.1 *a*) inorgánico *b*) orgánico
c) orgánico *d*) inorgánico
e) inorgánico *f*) orgánico

17.3 *a*) inorgánico *b*) orgánico
c) orgánico *d*) inorgánico

17.5 *a*) etano *b*) etano
c) NaBr *d*) NaBr

17.7 La teoría TRPECV predice que los cuatro enlaces en CH_4 estarán tan lejos como sea posible, lo que significa que los átomos de hidrógeno están en las esquinas de un tetraedro.

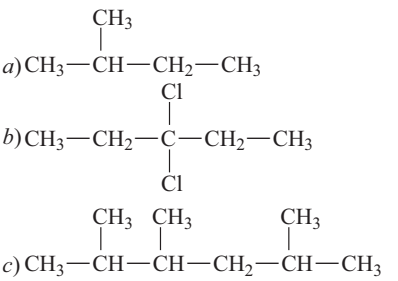
17.9 *a*) pentano
b) etano
c) hexano

17.11 *a*) CH_4
b) $CH_3—CH_3$
c) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

17.13 *a*) mismas moléculas
b) isómeros de C_5H_{12}
c) isómeros de C_6H_{14}

17.15 *a*) 2-fluorobutano
b) 2,2-dimetilpropano
c) 2-cloro-3-metilpentano

17.17



17.19 *a*) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
b) líquido
c) insoluble en agua
d) flota

17.21 *a*) $2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$
b) $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
c) $2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$

17.23 *a*) alcohol *b*) alqueno
c) aldehído *d*) éster

17.25 *a*) éter *b*) alcohol
c) cetona *d*) ácido carboxílico
e) amina

17.27 *a*) Un alqueno tiene un enlace doble.
b) Un alquino tiene un enlace triple.

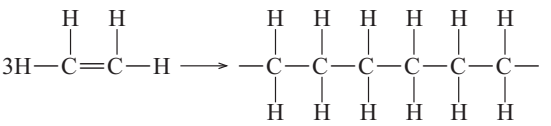
17.29 *a*) etano *b*) 2-metilpropeno
c) 2-pentino

17.31 *a*) $CH_3-CH=CH_2$
b) $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$
c) $CH_2=C(CH_3)-CH_2-CH_3$

17.33 *a*) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ Pentano
b) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ Butano
c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ Hexano

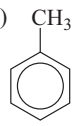
17.35 Un polímero es una molécula muy grande compuesta de pequeñas unidades que se repiten muchas veces.

17.37

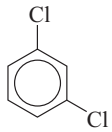


17.39 *a*) 2-clorotolueno *b*) etilbenceno
c) 1,3,5-triclorobenceno

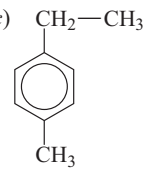
17.41 *a*)



b)



c)



17.43 *a*) etanol *b*) 2-butanol
c) 2-pentanol *d*) fenol

17.45 *a*) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$
b) CH_3-OH
c) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_2-CH_3$
d) $CH_3-C(OH)(CH_3)-CH_2-CH_3$

17.47 *a*) 1° *b*) 1° *c*) 3°

17.49 *a*) etil metil éter
b) dipropil éter
c) metil propil éter

17.51 *a*) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-H$
b) $CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3$
c) $CH_3-C(=O)-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$

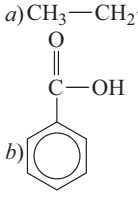
17.53 *a*) acetaldehído *b*) metil propil cetona
c) formaldehído

17.55 *a*) propanal *b*) 2-metil-3-pentanona
c) benzaldehído

17.57 *a*) $CH_3-C(=O)-H$
b) $CH_3-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_3$
c) $CH_3-C(=O)-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

17.59 *a*) ácido etanoico (ácido acético)
b) ácido propanoico (ácido propiónico)
c) ácido 4-hidroxibenzoico

17.61 *a*) $CH_3-CH_2-C(=O)-OH$
b)



c) $Cl-CH_2-C(=O)-OH$
d) $HO-CH_2-CH_2-C(=O)-OH$

17.63 *a*) aldehído
b) éster
c) cetona
d) ácido carboxílico

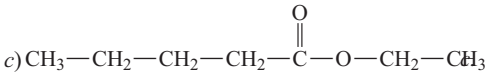
17.65 *a*) $CH_3-C(=O)-O-CH_3$
b) $CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH_3$

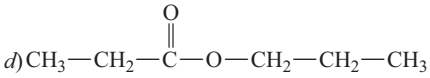
17.67 *a*) $CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_2-CH_2-CH_3$
b) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)-O-CH(CH_3)-CH_3$

17.69 *a*) formato de metilo (metanoato de metilo)
b) acetato de metilo (etanoato de metilo)
c) butirato de metilo (butanoato de metilo)

17.71 *a*)


b)


c)


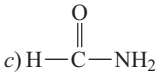
d)


17.73 *a*) etilamina
b) metilpropilamina
c) dietilmetilamina

17.75 *a*) etanamida (acetamida)
b) butanamida (butiramida)
c) metanamida (formamida)

17.77 *a*)

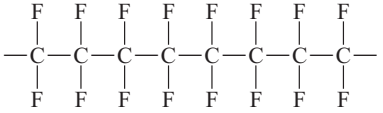

b)


c)


17.79 *a*) butano
b) butano
c) cloruro de potasio
d) cloruro de potasio
e) butano

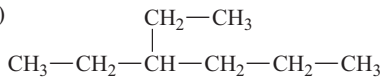
17.81 *a*) ácido carboxílico
b) alqueno
c) éster
d) amina
e) aldehído

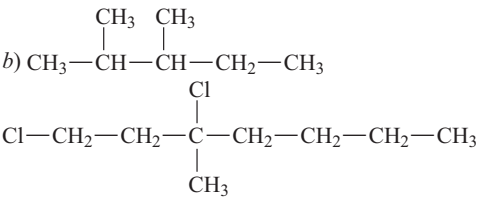
17.83 *a*) alcohol *b*) alqueno
c) aldehído *d*) alcano
e) ácido carboxílico *f*) amina

17.85


17.87 *a*) aromático, aldehído
b) aromático, aldehído, alqueno
c) cetona

17.89 ácido carboxílico, aromático, amina, amida, éster

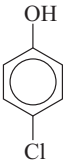
17.91 *a*)


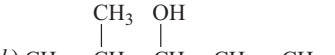
b)


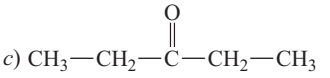
17.93 *a*) 2-metil-1-penteno
b) 1-butino
c) 2-penteno

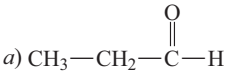
17.95 *a*) tolueno
b) 2-clorotolueno
c) 4-etiltolueno

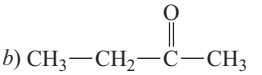
17.97 *a*) 1°
b) 2°
c) 1°

17.99 *a*)


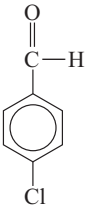
b)


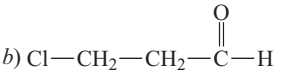
c)


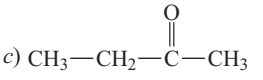
17.101 *a*)


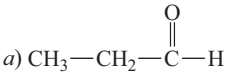
b)


17.103 *a*) 4-cloro-3-hidroxibenzaldehído
b) 3-cloropropanal
c) 2-cloro-3-pentanona

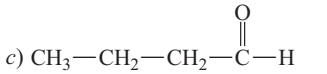
17.105 *a*)


b)


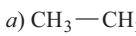
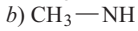
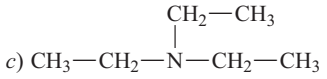
c)


17.107 *a*)


b) 

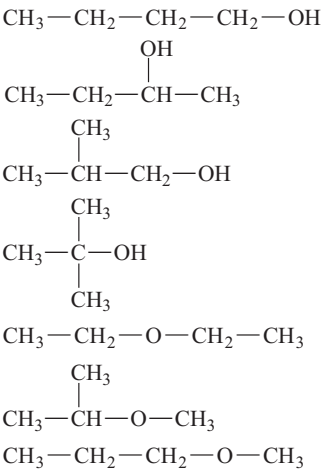
c) 

17.109 *a*) ácido 3-metilbutanoico
b) benzoato de etilo
c) propanoato de etilo; propionato de etilo

17.111 *a*) 
b) 
c) 

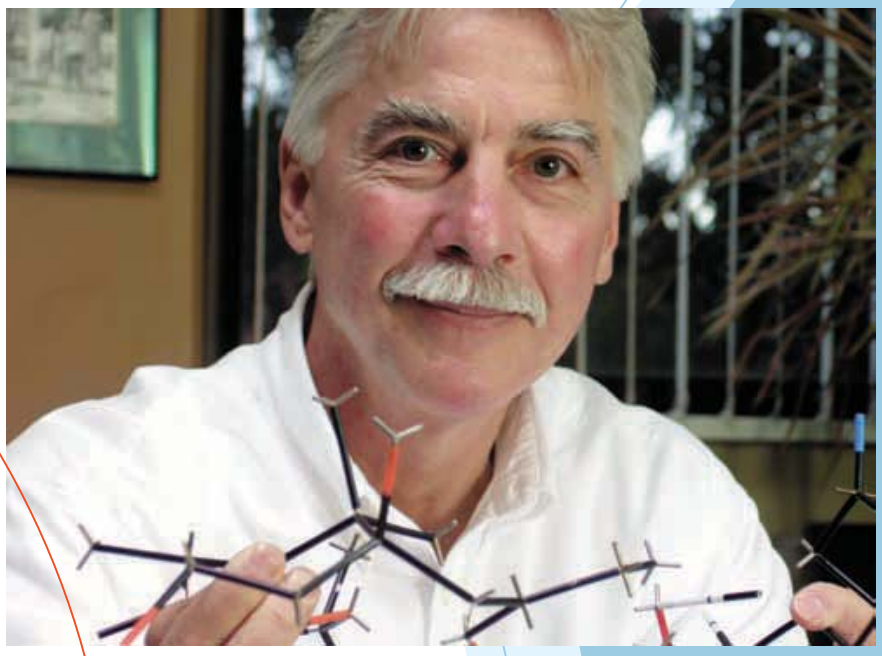
17.113 aromático, cetona, amina, ácido carboxílico

17.115 *a*) alcohol; 1-propanol
b) amina; metilpropilamina
c) cetona; 3-pentanona
d) alqueno; 4-metil-2-penteno
e) ácido carboxílico; ácido propanoico

17.117 

18

Bioquímica



"El propósito de nuestra investigación era crear una forma de elaborar Taxol", dice Paul Wender, profesor del Francis W. Bergstrom de Química y jefe del grupo de investigación Wender en la Universidad de Stanford. "El Taxol es un medicamento de quimioterapia originalmente derivado de la corteza del árbol de tejo del Pacífico. Sin embargo, cortar la corteza de estos árboles los destruía, así que necesitábamos un recurso renovable. Trabajamos en una síntesis que comenzó con trementina, que es renovable y barata. Inicialmente, el Taxol se usó con pacientes que no respondían a la quimioterapia. La primera persona tratada fue una mujer diagnosticada con cáncer ovárico terminal y a quien se le daban de tres a seis meses de vida. Después de algunos tratamientos con Taxol, se declaró 98% libre de la enfermedad. Un medicamento como el Taxol puede salvar muchas vidas, que es una razón por la que el estudio de la bioquímica es tan importante."

AVANCES

18.1 Carbohidratos
18.2 Disacáridos y polisacáridos
18.3 Lípidos
18.4 Proteínas
18.5 Estructura de proteínas
18.6 Proteínas como enzimas
18.7 Ácidos nucleicos
18.8 Síntesis de proteínas

el lugar de la Química

Visita **www.aw-bc.com/chemplace** para preguntas adicionales, tutoriales interactivos, recursos profesionales, diapositivas PowerPoint para repaso del capítulo, ayuda matemática y estudios de caso.

En **bioquímica,** estudiamos las estructuras y reacciones de los químicos que ocurren en los sistemas vivientes. En este capítulo nos enfocaremos en cuatro tipos importantes de biomoléculas: carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos. Cada una consiste de pequeñas moléculas que se unen para formar moléculas grandes.

Los carbohidratos son los compuestos orgánicos más abundantes en la naturaleza. En las plantas, la energía del sol se convierte en dióxido de carbono y el agua en el carbohidrato glucosa. Muchas moléculas de glucosa se unen para formar polímeros de cadena larga de almidón que almacenan energía, o en celulosa para construir la estructura de la planta. Todos los días disfrutas los polisacáridos llamados almidones en el pan y las pastas. El azúcar común que se usa para endulzar el cereal, té o café es sacarosa, un disacárido que consiste de dos azúcares simples: glucosa y fructosa.

Los lípidos y proteínas también son importantes nutrientes que obtenemos de los alimentos. Los lípidos incluyen las grasas y aceites en nuestras dietas, esteroides y colesterol. En el cuerpo, los lípidos almacenan energía, aíslan los órganos y construyen membranas celulares. Las proteínas tienen muchas funciones en el cuerpo, incluidas la construcción de músculo y cartílago, el transporte de oxígeno en la sangre y dirigir las reacciones biológicas. Todas las proteínas están compuestas de bloques constructores llamados aminoácidos.

Los ácidos nucleicos son moléculas en nuestras células que almacenan información para el crecimiento y la reproducción celulares y para dirigir el uso de esta información. El ácido desoxirribonucleico (ADN) contiene las instrucciones para elaborar proteínas, mientras que el ácido ribonucleico (ARN) se usa para decodificar esta información para la producción de proteínas.

Meta de aprendizaje

Clasificar los carbohidratos como aldosa o cetosa; dibujar las estructuras de cadena abierta y cíclica para glucosa, galactosa y fructosa.

18.1 Carbohidratos

Los **carbohidratos** como el azúcar común, la lactosa en la leche y la celulosa están hechos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Alguna vez se pensó que los azúcares simples, que tienen fórmulas de $C_n(H_2O)_n$, eran hidratos de carbono, de ahí el nombre de *carbohidrato*. En una serie de reacciones llamada fotosíntesis, la energía del sol se usa para combinar los átomos de carbono a partir de dióxido de carbono (CO_2) y los átomos de hidrógeno y oxígeno del agua en el carbohidrato glucosa:

$$6CO_2 + 6H_2O + \text{energía} \underset{\text{Respiración}}{\overset{\text{Fotosíntesis}}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2$$

En nuestro cuerpo, la glucosa se oxida en una serie de reacciones metabólicas conocidas como respiración, que liberan energía química para realizar el trabajo en las células, donde se producen dióxido de carbono y agua, que regresan a la atmósfera. La combinación de la fotosíntesis y la respiración se llama ciclo del carbono, en el cual la energía del sol se almacena en las plantas mediante la fotosíntesis y se pone a nuestra disposición cuando metabolizamos los carbohidratos en nuestra dieta (figura 18.1).

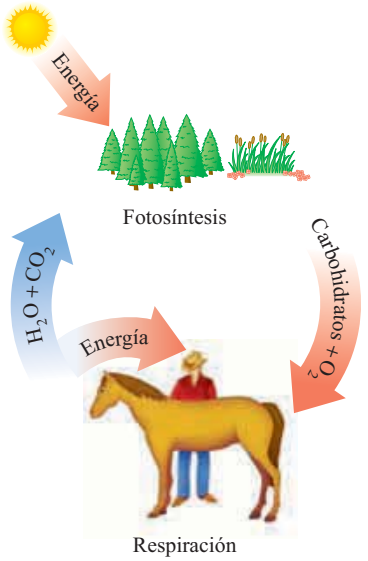


Figura 18.1 Durante la fotosíntesis, la energía del sol combina CO_2 y H_2O para formar glucosa, $C_6H_{12}O_6$, y O_2. Durante la respiración en el cuerpo, los carbohidratos se oxidan a CO_2 y H_2O, mientras se produce energía.

P *¿Cuáles son los reactivos y productos de la respiración?*

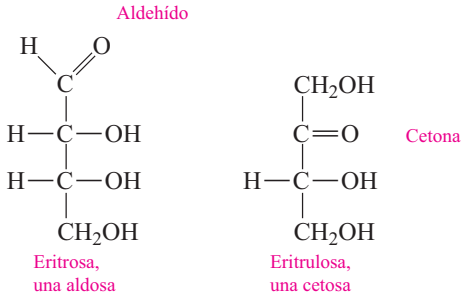
Monosacáridos

Los **monosacáridos** son azúcares simples que tienen una cadena no ramificada de tres a seis átomos de carbono, con un carbono en un grupo carbonilo y el resto unido a grupos hidroxilo. En una **aldosa,** el grupo carbonilo está en el primer carbono como un aldehído (—CHO); una **cetosa** tiene el grupo carbonilo en el segundo átomo de carbono como una cetona (C═O).

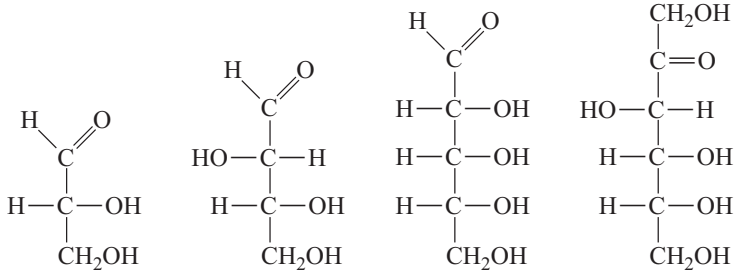


el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Carbohidratos

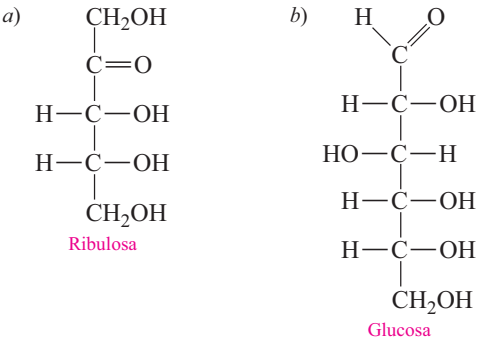


Un monosacárido con tres átomos de carbono es una *triosa*, uno con cuatro átomos de carbono es una *tetrosa*, una *pentosa* tiene cinco carbonos y una *hexosa* seis carbonos. Por tanto, una aldopentosa es un monosacárido de cinco carbonos que es un aldehído; una cetohexosa sería un monosacárido de seis carbonos que es una cetona. Algunos ejemplos son



Problema de muestra 18.1 **Monosacáridos**

Clasifica cada uno de los siguientes monosacáridos para indicar su grupo carbonilo y número de átomos de carbono:



NOTA QUÍMICA

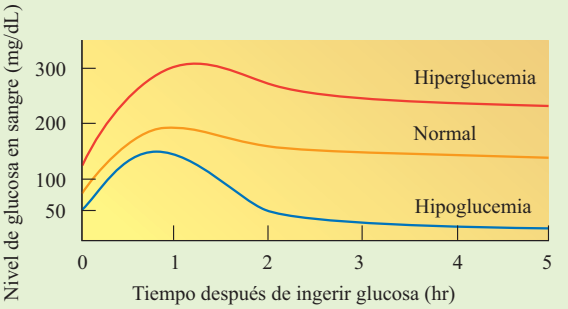
HIPERGLUCEMIA E HIPOGLUCEMIA

Un médico puede ordenar una prueba de tolerancia a la glucosa para evaluar la habilidad del cuerpo para regresar a concentraciones normales de glucosa (70–90 mg/dL plasma) en respuesta a la ingestión de una cantidad específica de ésta. El paciente ayuna durante 12 horas y luego bebe una solución que contiene glucosa. Si la glucosa en la sangre supera 140 mg/dL en plasma y permanece alta, se puede indicar hiperglucemia. El término *glic* o *gluco* se refieren a "azúcar". El prefijo *hiper* significa arriba o por encima, e *hipo* es abajo o bajo. Por tanto, el nivel de azúcar en la sangre en la *hiperglucemia* está por arriba de lo normal y en la *hipoglucemia* por abajo de lo normal.

Un ejemplo de una enfermedad que puede causar hiperglucemia es la diabetes mellitus, que ocurre cuando el páncreas es incapaz de producir suficientes cantidades de insulina. Como resultado, los niveles de glucosa en los fluidos corporales se elevan tan altos como 350 mg/dL plasma. Los síntomas de la diabetes en personas menores a 40 años incluyen sed, orina excesiva, apetito creciente y pérdida de peso. En las personas mayores, a veces la diabetes es consecuencia de la ganancia excesiva de peso.

Cuando una persona es hipoglucémica, el nivel de glucosa en la sangre se eleva y luego disminuye rápidamente a niveles tan bajos como 40 mg/dL plasma. En algunos casos, la hipoglucemia es causada por sobreproducción de insulina en el páncreas. La baja de glucosa en la sangre causa mareo, debilidad general y temblores musculares. Se puede prescribir una dieta que consista de pequeñas comidas altas en proteína y bajas en carbohidratos. Algunos pacientes hipoglucémicos tienen éxito con dietas que incluyen carbohidratos más complejos en lugar de azúcares simples.





el lugar de la Química

ESTUDIO DE CASO

Diabetes y glucosa en sangre

Solución

a) la fórmula estructural tiene un grupo cetona; la ribulosa es una cetosa. Puesto que hay cinco átomos de carbono, es una pentosa. Al combinar estas clasificaciones hacen una cetopentosa

b) la fórmula estructural tiene un grupo aldehído; la glucosa es una aldosa. Puesto que hay seis átomos de carbono, es una aldohexosa

Comprobación de estudio

La cetosa más simple es una triosa llamada dihidroxiacetona. Dibuja su fórmula estructural.

Estructuras de algunos monosacáridos importantes

La hexosa más común, **glucosa,** $C_6H_{12}O_6$, se encuentra en las frutas, los vegetales, el jarabe de maíz y la miel (figura 18.2). Es un bloque constructor de los disacáridos sacarosa, lactosa y maltosa, y de polisacáridos como almidón, celulosa y glucógeno.



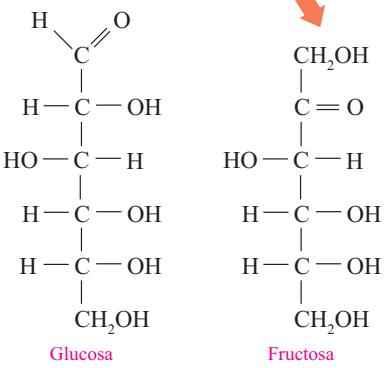
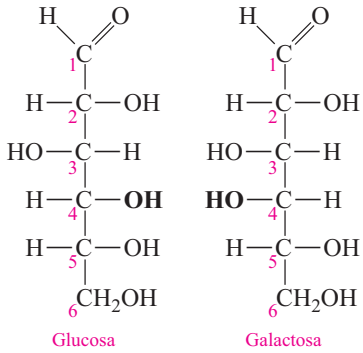


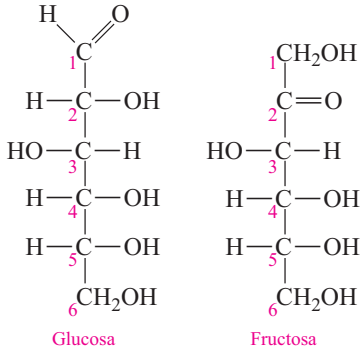
Figura 18.2 El sabor dulce de la miel se debe a los monosacáridos glucosa y fructosa.

P *¿Cuáles son algunas diferencias en las estructuras de la glucosa y la fructosa?*

La **galactosa** es una aldohexosa que no se encuentra de forma libre en la naturaleza. Se obtiene del disacárido lactosa, un azúcar que se encuentra en la leche y productos lácteos. La galactosa es importante en las membranas celulares del cerebro y el sistema nervioso. La única diferencia en las estructuras de la glucosa y la galactosa es la distribución del grupo —OH en el carbono 4.



En contraste con la glucosa y la galactosa, la **fructosa** es una cetohexosa. La estructura de la fructosa difiere de la glucosa en los carbonos 1 y 2, debido a la ubicación del grupo carbonilo.



La fructosa es el edulcorante de los carbohidratos, es el doble de dulce que la sacarosa (azúcar de mesa). Esto hace popular a la fructosa entre quienes hacen dieta porque se necesita menos, y por tanto son menos calorías, para proporcionar un sabor agradable. La fructosa se encuentra en los jugos de fruta y la miel.

el lugar de la Química

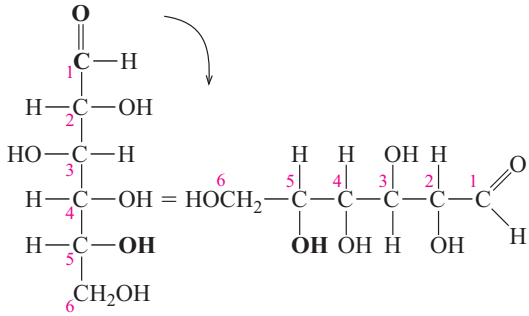
TUTORIAL WEB
Formas de carbohidratos

Estructuras cíclicas de monosacáridos

Hasta ahora hemos dibujado las estructuras de monosacáridos como la glucosa como cadenas abiertas; sin embargo, estas moléculas por lo general existen en su estructura cíclica. Por ejemplo, en la glucosa, un anillo de seis átomos se forma cuando el grupo —OH en el carbono 5 (C5) reacciona con el grupo carbonilo (C═O) en el carbono 1 (C1). Observa cómo se dibuja la estructura cíclica de la glucosa, comenzando con la cadena abierta.

PASO 1 Piensa en girar la cadena abierta de la glucosa en sentido de las manecillas del reloj. Entonces los grupos —OH escritos a la derecha,

distintos al del carbono 6, se dibujan hacia abajo y el grupo —OH a la izquierda está hacia arriba



Glucosa (cadena abierta)

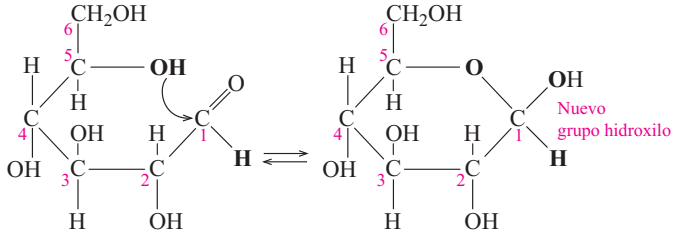
Guía para dibujar estructuras cíclicas

PASO 1
Gira la cadena abierta 90° en sentido de las manecillas del reloj.

PASO 2
Dobla la cadena en un hexágono y une el O en el carbono 5 al carbono 1 del grupo carbonilo.

PASO 3
Escribe el nuevo grupo —OH en el carbono 1 abajo para dar el anómero α o arriba para dar el anómero β.

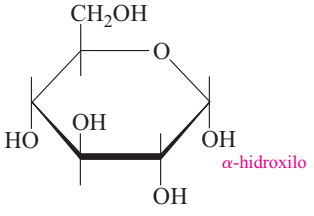
PASO 2 Rota los grupos alrededor del carbono 5, colocando —CH_2OH hacia arriba y el grupo —OH cerca del carbonilo del carbono 1. Forma la estructura cíclica al unir el oxígeno en el grupo —OH con el carbono carbonilo.



El oxígeno del carbono 5 se une al carbonilo — Estructura cíclica — Nuevo grupo hidroxilo

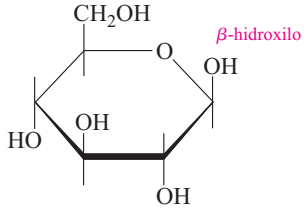
PASO 3 En la estructura cíclica, el carbono 1 ahora está unido a un nuevo grupo —OH. Hay dos formas de colocar —OH, arriba o abajo. El nuevo grupo —OH está hacia abajo en la forma α (alfa) y hacia arriba en la forma β (beta).

Por conveniencia, la estructura cíclica se simplifica al indicar los átomos de carbono como las esquinas de un hexágono y mostrar sólo los grupos unidos distintos al hidrógeno.



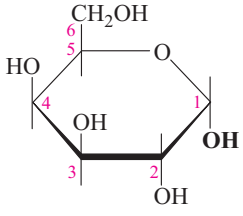
α-hidroxilo

α-glucosa (estructura simplificada)



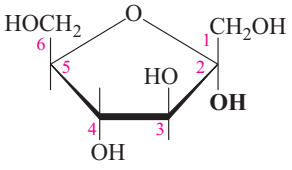
β-hidroxilo

β-glucosa



α-galactosa

La galactosa es una aldohexosa como la glucosa, sólo difiere en la distribución del grupo —OH en el carbono 4. Por tanto, esta estructura cíclica también es similar a la glucosa, excepto que en la galactosa el —OH en el carbono 4 está hacia arriba. La galactosa también existe en formas α y β.



α-fructosa

En contraste con la glucosa y la galactosa, la fructosa es una cetohexosa. Forma un anillo de cinco átomos cuando un grupo hidroxilo en el carbono 5 reacciona con el carbono del grupo cetona. El nuevo grupo hidroxilo está en el carbono 2.

Preguntas y problemas Carbohidratos

18.1 ¿Cuáles grupos funcionales están en todos los monosacáridos?

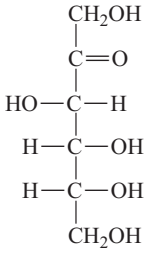
18.2 ¿Cuál es la diferencia entre una aldosa y una cetosa?

18.3 ¿Cuáles son los grupos funcionales y número de carbonos en una cetopentosa?

18.4 ¿Cuáles son los grupos funcionales y número de carbonos en una aldohexosa?

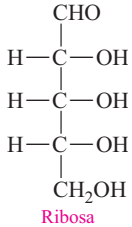
18.5 Clasifica cada uno de los siguientes monosacáridos como aldosa o cetosa:

a)



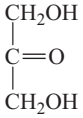
Fructosa

b)



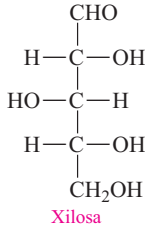
Ribosa

c)



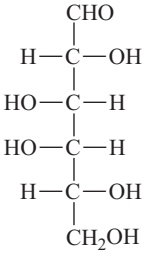
Dihidroxiacetona

d)



Xilosa

e)



Galactosa

18.6 Clasifica cada uno de los monosacáridos del problema 18.5 de acuerdo con el número de átomos de carbono en la cadena.

18.7 ¿En qué difiere la estructura de cadena abierta de la galactosa con la de la glucosa?

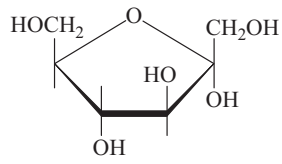
18.8 ¿En qué difiere la estructura de cadena abierta de la fructosa con la de la glucosa?

18.9 ¿Cuáles son el tipo y número de átomos en la porción del anillo de la estructura cíclica de la glucosa?

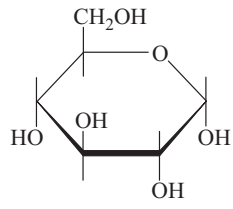
18.10 ¿Cuáles son el tipo y número de átomos en la porción del anillo de la estructura cíclica de la fructosa?

18.11 Identifica cada una de las siguientes estructuras cíclicas como la forma α o β:

a)

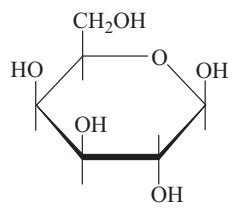


b)

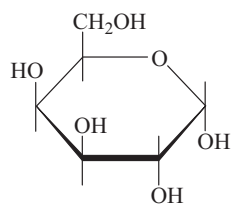


18.12 Identifica cada una de las siguientes estructuras cíclicas como la forma α o β:

a)



b)



Meta de aprendizaje

Describir las unidades monosacárido y los enlaces en los disacáridos.

18.2 Disacáridos y polisacáridos

Un **disacárido** está compuesto de dos monosacáridos unidos. Los disacáridos más comunes son maltosa, lactosa y sacarosa, que consisten de los siguientes monosacáridos:

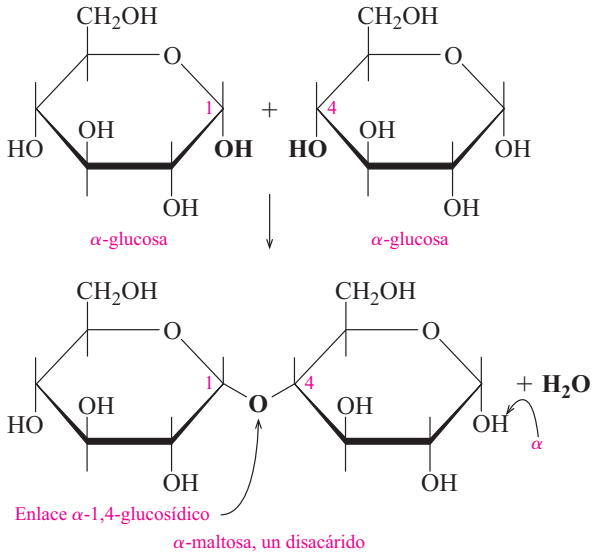
$$\text{Maltosa} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{glucosa} + \text{glucosa}$$

$$\text{Lactosa} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{glucosa} + \text{galactosa}$$

$$\text{Sacarosa} + H_2O \xrightarrow{H^+} \text{glucosa} + \text{fructosa}$$

La **maltosa,** o azúcar de malta, se obtiene del almidón. La maltosa se utiliza en cereales, dulces y la fermentación de bebidas.

En la maltosa, un *enlace glucosídico* une las dos moléculas de glucosa con la pérdida de una molécula de agua. El enlace glucosídico se designa como una unión α-1,4 para mostrar que α —OH en el carbono 1 se une al carbono 4 de la segunda glucosa. Puesto que la segunda molécula de glucosa tiene un —OH libre en el carbono 1, hay formas α y β de maltosa.



La **lactosa,** azúcar de leche, se encuentra en la leche y productos lácteos (figura 18.3). Constituye del 6–8% de la leche humana y aproximadamente 4–5% de la leche de vaca. Algunas personas no producen suficientes cantidades de la enzima necesaria para descomponer la lactosa, y el azúcar permanece sin digerir, lo que causa cólicos y diarrea. En algunos productos lácteos comerciales se agrega una enzima llamada lactasa para descomponer la lactosa. El enlace en la lactosa es un enlace β-1,4-glucosídico porque la forma β de la galactosa se une a un grupo hidroxilo en el carbono 4 de la glucosa.

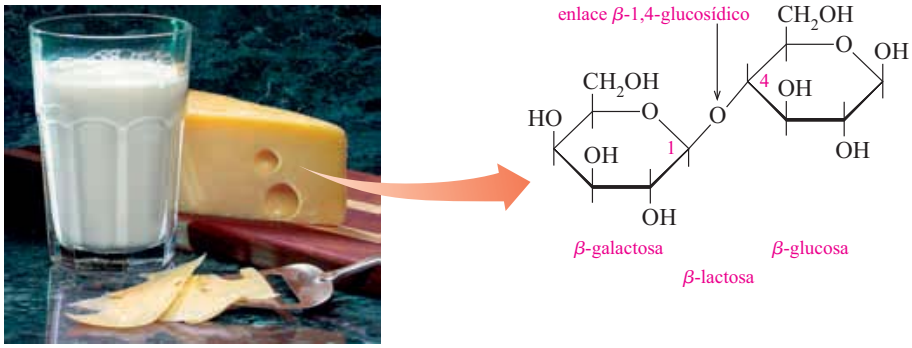


Figura 18.3 La lactosa es un disacárido que se encuentra en la leche y productos lácteos.

P *¿Qué tipos de enlaces glucosídicos unen la galactosa y la glucosa en la lactosa?*

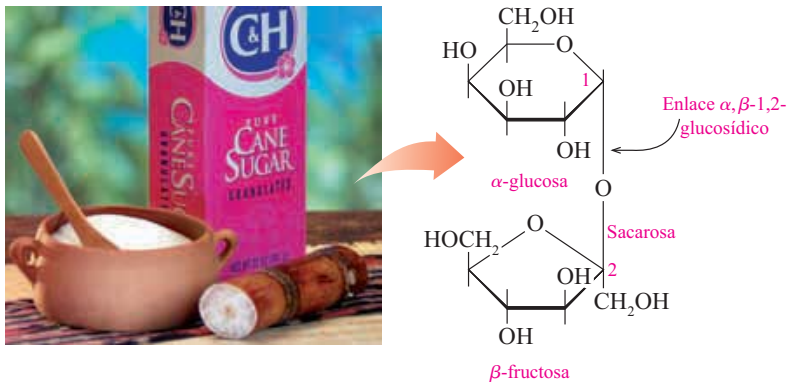


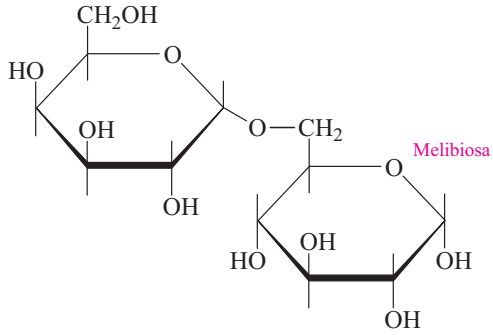
Figura 18.4 La sacarosa es un disacárido que se obtiene de las remolachas y la caña de azúcar.

P *¿Cuáles monosacáridos forman la sacarosa?*

La **sacarosa,** azúcar ordinaria de mesa, es un disacárido que es el carbohidrato más abundante del mundo. La mayor parte de la sacarosa del azúcar de mesa proviene de la caña de azúcar (20% por masa) o de las remolachas (15% por masa) (figura 18.4). Tanto el azúcar refinada como la no refinada son sacarosa. Algunas estimaciones indican que cada persona en Estados Unidos consume un promedio de 45 kg (100 lb) de sacarosa cada año, por sí misma o en una variedad de productos alimenticios. La sacarosa consiste de moléculas de glucosa y fructosa unidas mediante un enlace α,β-1,2-glucosídico.

Problema de muestra 18.2 **Enlaces glucosídicos en disacáridos**

La melibiosa es un disacárido que tiene una dulzura de aproximadamente 30 en comparación con la sacarosa (= 100).



a) ¿cuáles son las unidades monosacárido en la melibiosa?
b) ¿qué tipo de enlace glucosídico une los monosacáridos?

Solución

a) el monosacárido a la izquierda es α-galactosa; a la derecha es α-glucosa
b) las unidades monosacárido se unen mediante un enlace α-1,6-glucosídico

Comprobación de estudio

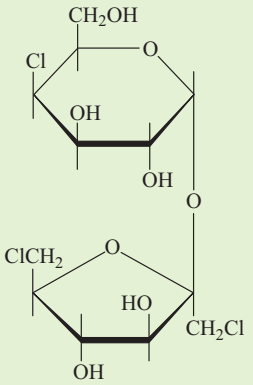
La celobiosa es un disacárido compuesto de dos moléculas β-glucosa unidas mediante una unión β-1,4-glucosídico. Dibuja una fórmula estructural para β-celobiosa.

NOTA QUÍMICA

¿CUÁN DULCE ES MI EDULCORANTE?

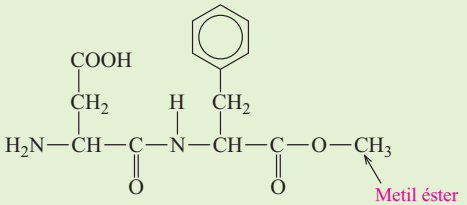
Aunque muchos de los monosacáridos y disacáridos saben dulce, difieren considerablemente en su grado de dulzura. Los alimentos dietéticos contienen edulcorantes que no son carbohidratos o carbohidratos que son más dulces. En la tabla 18.1 se muestran algunos ejemplos de edulcorantes comparados con la sacarosa.

La sucralosa se elabora a partir de sacarosa al sustituir parte de los grupos hidroxilo con átomos de cloro.



Sucralosa

El aspartame, que se comercializa como NutraSweet, se utiliza en gran cantidad de productos libres de azúcar. Es un edulcorante no carbohidrato elaborado de ácido aspártico y metil éster de fenilalanina. Tiene algún valor calórico, pero es tan dulce que se utiliza una cantidad muy pequeña. Sin embargo, uno de los productos de descomposición, la fenilalanina, impone un peligro a quien no puede metabolizarla de manera adecuada, y provoca una patología llamada fenilcetonuria (PKU).



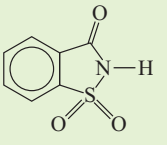
De ácido aspártico De fenilalanina

Aspartame (Nutra-Sweet)

La sacarina se utilizó como edulcorante artificial no carbohidrato durante los últimos 25 años. Sin embargo, su uso se prohibió en Canadá porque algunos estudios indicaban que puede causar tumores en la vejiga. No obstante, la FDA todavía aprueba su uso en Estados Unidos.

Tabla 18.1 Dulzura relativa de azúcares y edulcorantes artificiales

	Dulzura relativa con la sacarosa (=100)
Monosacáridos	
galactosa	30
sorbitol	36
glucosa	75
fructosa	175
Disacáridos	
lactosa	16
maltosa	33
sacarosa	100 ← estándar de referencia
Edulcorantes artificiales (no carbohidratos)	
sucralosa	60 000
aspartame	18 000
sacarina	45 000



Sacarina



el lugar de la Química

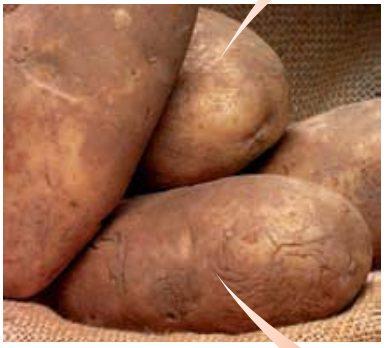
TUTORIAL WEB
Polímeros

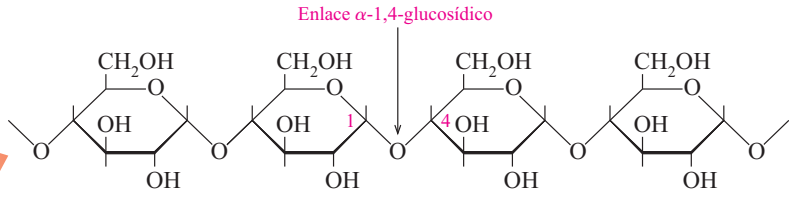
Polisacáridos

Un **polisacárido** es un polímero de muchos monosacáridos unidos. Tres polisacáridos biológicamente importantes (almidón, celulosa y glucógeno) son polímeros de la glucosa, que sólo difieren en el tipo de enlace glucosídico y la cantidad de ramificación en la molécula. El almidón, una forma de almacenamiento de glucosa en las plantas, está compuesto de dos tipos de polisacáridos. La **amilosa**, que constituye aproximadamente 20% del almidón, consiste de moléculas α-glucosa unidas mediante enlaces α-1,4-glucosídicos en una cadena continua. Un polímero

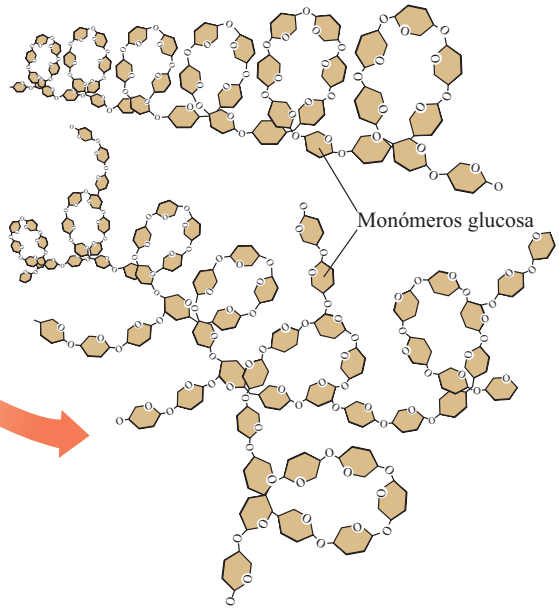
típico de la amilosa puede tener de 250 a 4000 unidades glucosa. A veces llamado polímero de cadena recta, los polímeros de la amilosa en realidad están enrollados en forma helicoidal.

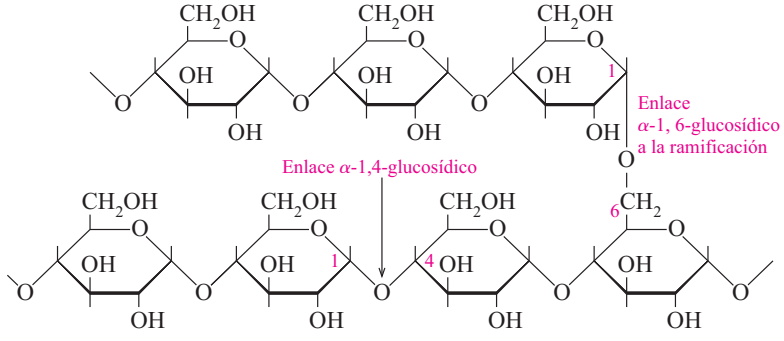
La **amilopectina,** que constituye hasta el 80% del almidón de las plantas, es un polisacárido de cadena ramificada. Como la amilosa, las moléculas de glucosa están unidas mediante enlaces α-1,4-glucosídicos. Sin embargo, aproximadamente cada 25 unidades de glucosa, hay una ramificación de moléculas de glucosa unidas mediante un enlace α-1,6-glucosídico entre el carbono 1 de la ramificación y el carbono 6 en la cadena principal (figura 18.5).





a) Cadena no ramificada de amilosa





b) Cadena ramificada de amilopectina

Figura 18.5 La estructura de ***a)*** la amilosa es un polisacárido de cadena recta de unidades de glucosa y ***b)*** la amilopectina es una cadena de glucosa ramificada.

P *¿Cuáles son los dos tipos de enlaces glucosídicos que unen las moléculas de glucosa en la amilopectina?*

Los almidones se hidrolizan fácilmente en agua y ácido para producir sacáridos más pequeños llamados dextrinas, que luego se hidrolizan a maltosa y finalmente a glucosa. En nuestros cuerpos, estos carbohidratos complejos se digieren mediante las enzimas amilasa (en la saliva) y maltasa. La glucosa obtenida proporciona aproximadamente 50% de nuestras calorías nutricionales.

$$\text{Amilosa, amilopectina} \xrightarrow{H^+ \text{ o amilasa}} \text{dextrinas} \xrightarrow{H^+ \text{ o amilasa}} \text{maltosa} \xrightarrow{H^+ \text{ o maltasa}} \text{muchas unidades glucosa}$$

El **glucógeno,** un almidón animal, es un polímero de glucosa que se almacena en el hígado y los músculos de los animales. Se usa en nuestras células para mantener el nivel de glucosa en la sangre y proporcionar energía entre comidas. La estructura del glucógeno es muy similar a la de la amilopectina, excepto que el glucógeno es más ampliamente ramificado. En el glucógeno, las ramificaciones ocurren aproximadamente cada 10-15 unidades de glucosa.

La **celulosa** es el principal material estructural de la madera y las plantas. El algodón es casi pura celulosa. En la celulosa, las moléculas de glucosa forman una larga cadena no ramificada similar a la de la amilosa. Sin embargo, las unidades de glucosa en la celulosa están unidas mediante enlaces β-1,4-glucosídicos (figura 18.6).

Las enzimas en nuestra saliva y jugos pancreáticos rompen los enlaces α-1,4-glucosídicos de los almidones. No obstante, no hay enzimas en los humanos que rompan los enlaces β-1,4-glucosídicos de la celulosa; no podemos digerir la celulosa. Algunos animales como cabras y vacas, e insectos como las termitas, son capaces de obtener glucosa de la celulosa. Sus sistemas digestivos contienen bacterias y protozoarios con enzimas que pueden romper los enlaces β-1,4-glucosídicos.





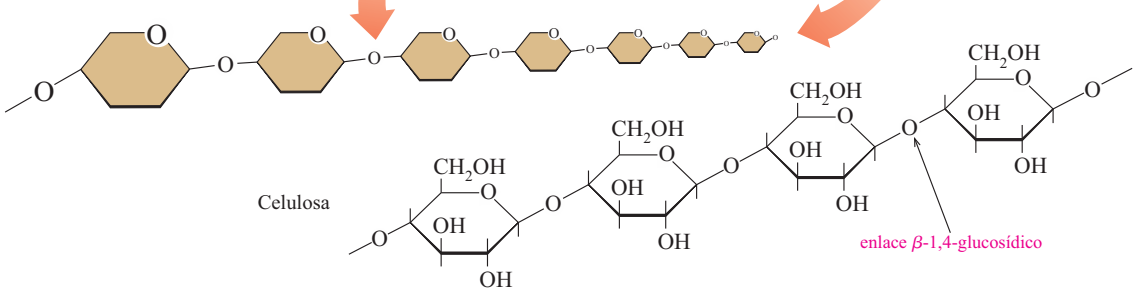


Figura 18.6 El polisacárido celulosa está compuesto de enlaces β-1,4-glucosídicos.

P *¿Por qué los humanos no pueden digerir celulosa?*

Problema de muestra 18.3 **Estructuras de polisacáridos**

Identifica el polisacárido descrito por cada uno de los siguientes enunciados:
a) polisacárido no ramificado con enlaces α-1,4-glucosídicos
b) polisacárido no ramificado que contiene enlaces β-1,4-glucosídicos
c) almidón que contiene enlaces α-1,4- y α-1,6-glucosídicos

Solución

a) amilosa *b*) celulosa *c*) amilopectina, glucógeno

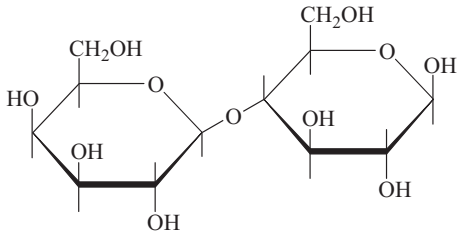
Comprobación de estudio

La celulosa y la amilosa son polímeros de glucosa no ramificados. ¿En qué difieren?

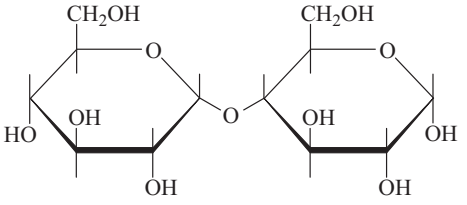
Preguntas y problemas — Disacáridos y polisacáridos

18.13 Para cada uno de los siguientes disacáridos, proporciona las unidades monosacárido, el tipo de enlace glucosídico y la identidad del disacárido:

a)

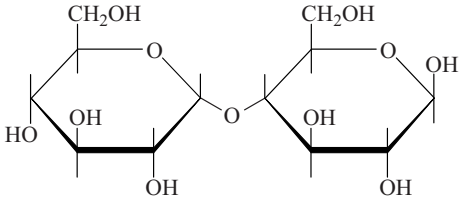


b)

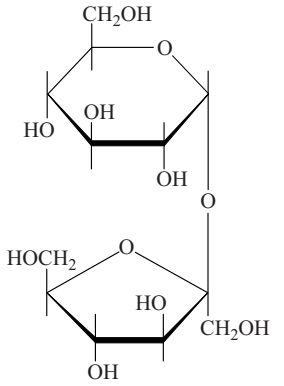


18.14 Para cada uno de los siguientes disacáridos, proporciona las unidades monosacárido, el tipo de enlace glucosídico y la identidad del disacárido:

a)



b)



18.15 Identifica los disacáridos que se ajusten a cada una de las siguientes descripciones:
a) azúcar ordinaria de mesa
b) se encuentra en leche y productos lácteos
c) también se conoce como azúcar de *malta*
d) contiene galactosa y glucosa

18.16 Identifica los disacáridos que se ajusten a cada una de las siguientes descripciones:
a) se usa en cervecería
b) compuesto de dos unidades glucosa
c) también llamado azúcar de *leche*
d) contiene glucosa y fructosa

18.17 Proporciona el nombre de uno o más polisacáridos que coincidan con cada una de las siguientes descripciones:
a) no digerible por los humanos
b) forma de almacenamiento de carbohidratos en plantas
c) contiene sólo enlaces α-1,4-glucosídicos
d) el polisacárido más ramificado

18.18 Proporciona el nombre de uno o más polisacáridos que coincidan con cada una de las siguientes descripciones:
a) forma de almacenamiento de carbohidratos en animales
b) contiene sólo enlaces β-1,4-glucosídicos
c) contiene tanto enlaces α-1,4- como α-1,6-glucosídicos
d) produce maltosa durante la digestión

Meta de aprendizaje

Describir algunas propiedades de los lípidos.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Grasas

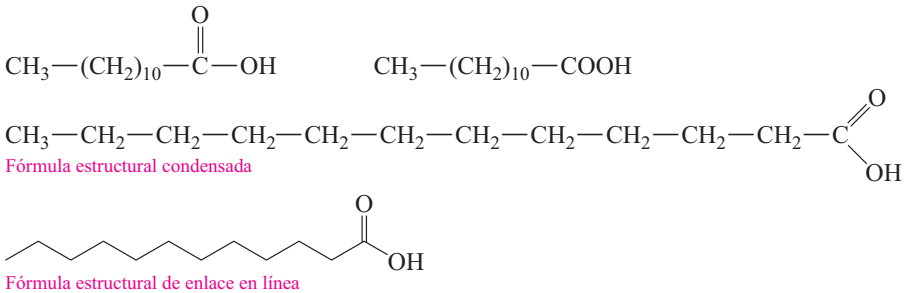
18.3 Lípidos

Los **lípidos** son una familia de biomoléculas que tienen la propiedad común de ser solubles en solventes orgánicos, pero no muy solubles en agua. *Lípido* viene de la palabra griega *lipos*, que significa "grasa". Dentro de la familia de los lípidos hay ciertas estructuras que distinguen los diferentes tipos de lípidos. Los lípidos como las grasas y aceites son ésteres de glicerol y ácidos grasos. Los esteroides se caracterizan por el núcleo de esteroide de cuatro anillos de carbono fusionados.

Ácidos grasos

Un **ácido graso** contiene una larga cadena de carbono con un grupo ácido carboxílico en un extremo. Un ejemplo es el ácido láurico, un ácido de 12 carbonos que se encuentra en el aceite de coco, que tiene una estructura que se puede escribir de muchas formas.

Escritura de fórmulas para ácido láurico



Los *ácidos grasos saturados*, como el ácido láurico, contienen sólo enlaces sencillos entre carbonos. Los *ácidos grasos monoinsaturados* tienen un enlace doble en la cadena de carbono, y los *ácidos grasos poliinsaturados* tienen dos o más enlaces dobles. La tabla 18.2 menciona algunos de los ácidos grasos típicos en los lípidos.

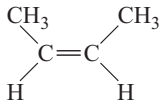
Los compuestos con enlaces dobles pueden tener dos estructuras conocidas como isómeros *cis* y *trans*. Un isómero cis tiene grupos unidos en el mismo lado

Tabla 18.2 Estructuras y puntos de fusión de ácidos grasos comunes

Nombre	Átomos de carbono	Enlaces dobles	Estructura de fusión	Punto de fusión (°C)	Fuente
Saturados					
Ácido láurico	12	0	$CH_3—(CH_2)_{10}—COOH$	43	Coco
Ácido mirístico	14	0	$CH_3—(CH_2)_{12}—COOH$	54	Nuez moscada
Ácido palmítico	16	0	$CH_3—(CH_2)_{14}—COOH$	62	Palma
Ácido esteárico	18	0	$CH_3—(CH_2)_{16}—COOH$	69	Grasa animal
Insaturados					
Ácido palmitoleico	16	1	$CH_3—(CH_2)_5—CH=CH—(CH_2)_7—COOH$	0	Mantequilla
Ácido oleico	18	1	$CH_3—(CH_2)_7—CH=CH—(CH_2)_7—COOH$	13	Aceitunas, maíz
Ácido linoleico	18	2	$CH_3—(CH_2)_4—CH=CH—CH_2—CH=CH—(CH_2)_7—COOH$	−9	Frijol de soya, cártamo, girasol
Ácido linolénico	18	3	$CH_3—CH_2—CH=CH—CH_2—CH=CH—CH_2—CH=CH—(CH_2)_7—COOH$	−17	Maíz

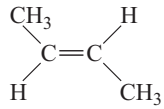
del enlace doble y el isómero trans tiene grupos unidos en lados opuestos del enlace doble.

Grupos CH_3— en el mismo lado del enlace doble



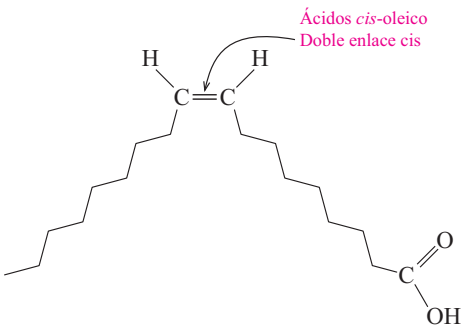
cis-2-buteno

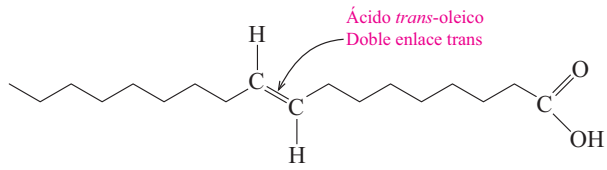
Grupos CH_3— en lados opuestos del enlace doble



trans-2-buteno

Como se ve abajo, el ácido *cis*-oleico no es lineal, sino que tiene un "residuo" en el enlace doble. En contraste, el ácido *trans*-oleico tiene un orden lineal regular de átomos. En los ácidos grasos insaturados que ocurren naturalmente, los enlaces dobles son predominantemente los isómeros cis. Como se verá, los enlaces cis tienen un mayor impacto en las propiedades físicas de los ácidos grasos insaturados.





Problema de muestra 18.4 **Estructuras y propiedades de los ácidos grasos**

Considera la fórmula estructural del ácido oleico:

$$CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7\overset{\overset{O}{\|}}{C}OH$$

a) ¿por qué la sustancia se llama ácido?
b) ¿cuántos átomos de carbono hay en el ácido oleico?
c) ¿es un ácido graso saturado o insaturado?

Solución

a) el ácido oleico contiene un grupo ácido carboxílico
b) contiene 18 átomos de carbono
c) es un ácido graso insaturado

Comprobación de estudio

El ácido palmitoleico es un ácido graso con la siguiente fórmula:

$$CH_3(CH_2)_5CH{=}CH(CH_2)_7\overset{\overset{O}{\|}}{C}OH$$

a) ¿cuántos átomos de carbono hay en el ácido palmitoleico?
b) ¿es un ácido graso saturado o insaturado?

NOTA QUÍMICA

ÁCIDOS GRASOS OMEGA-3 EN ACEITES DE PESCADO



Puesto que las grasas insaturadas se reconocen como más benéficas para la salud que las grasas saturadas, los estadounidenses cambiaron sus dietas para incluir más grasas insaturadas. Las grasas insaturadas contienen dos tipos de ácidos grasos insaturados: omega-3 y omega-6. Al contarse desde el extremo CH_3—, el primer enlace doble ocurre en el carbono 6 en un ácido graso omega-6, mientras que en el tipo omega-3, el primer enlace doble ocurre en el tercer carbono.

Los ácidos grasos omega-6 se encuentran principalmente en granos, aceites de plantas y huevos, y los ácidos grasos omega-3 están principalmente en peces de agua fría como el atún y el salmón. Los beneficios de los ácidos grasos omega-3 se reconocieron por primera vez cuando se realizó un estudio de las dietas del pueblo Inuit de Alaska, que tiene una dieta alta en grasas y altos niveles de colesterol sanguíneo, pero una muy baja ocurrencia de enfermedad cardiaca coronaria. Las grasas en la dieta de los inuit son ácidos grasos omega-3, obtenidos principalmente del pescado.

En la enfermedad cardiaca coronaria, el colesterol forma placas que se adhieren a las paredes de los vasos sanguíneos. La presión sanguínea se eleva conforme la sangre tiene que exprimirse a través de aberturas más pequeñas en el vaso sanguíneo. Conforme se forma más placa, hay también más posibilidad de que los coágulos sanguíneos bloqueen los vasos y provoquen un ataque cardiaco. Los ácidos grasos omega-3 reducen la tendencia a que las plaquetas se peguen unas con otras, lo que reduce la posibilidad de coágulos sanguíneos. Sin embargo, altos niveles de ácidos grasos omega-3 pueden aumentar el sangrado si la habilidad de las plaquetas para formar coágulos se reduce demasiado. Parece que una dieta que incluya pescados como salmón, atún y arenque proporciona mayores cantidades de los ácidos grasos omega-3, lo que ayuda a disminuir la posibilidad de desarrollar enfermedades cardiacas.

Ácidos grasos omega-6

Ácido linoleico $CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$ (1, 6)

Ácido araquidónico $CH_3-(CH_2)_4-(CH=CH-CH_2)_4-(CH_2)_2-COOH$ (1, 6)

Ácidos grasos omega-3

Ácido linoleico $CH_3-CH_2-(CH=CH-CH_2)_3-(CH_2)_6-COOH$ (1, 2, 3)

Ácido eicosapentaenoico (EPA) $CH_3-CH_2-(CH=CH-CH_2)_5-(CH_2)_2-COOH$ (1, 2, 3)

Ácido docosahexaenoico (DHA) $CH_3-CH_2-(CH=CH-CH_2)_6-CH_2-COOH$ (1, 2, 3)

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Triacilgliceroles

Grasas y aceites: triacilgliceroles

Las grasas y aceites se conocen como **triacilgliceroles.** Estas sustancias, también llamadas *triglicéridos,* son triésteres de glicerol (un alcohol trihidroxi) y ácidos grasos. Un triacilglicerol se produce mediante *esterificación,* una reacción en la que los grupos hidroxilo del glicerol forman enlaces éster con los grupos carboxilo de los ácidos grasos. Por ejemplo, el glicerol y tres moléculas de ácido esteárico forman triestearina (triestearato de glicerilo).

Enlaces éster

glicerol — Ácido graso
— Ácido graso
— Ácido graso

$$\begin{array}{l} CH_2O-H \\ CHO-H \\ CH_2O-H \end{array} + 3\,HO-C(=O)-(CH_2)_{16}CH_3 \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2-O-C(=O)-(CH_2)_{16}CH_3 \\ CH-O-C(=O)-(CH_2)_{16}CH_3 \\ CH_2-O-C(=O)-(CH_2)_{16}CH_3 \end{array} + 3H_2O$$

Glicerol — 3 moléculas de ácido esteárico — Triestearato de glicerilo (triestearina, una grasa)



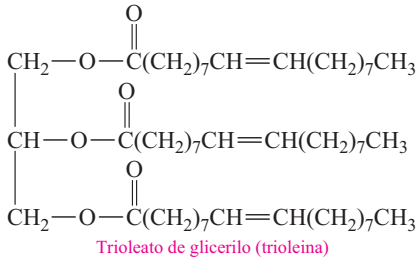
Los triacilgliceroles son la principal forma de almacenamiento de energía de los animales. Los animales que hibernan comen grandes cantidades de plantas, semillas y nueces que contienen importantes cantidades de grasas y aceites. Ganan hasta 14 kilogramos en una semana. Conforme la temperatura externa disminuye, el animal entra en hibernación. La temperatura corporal decrece casi a la congelación, y hay una reducción dramática en la actividad celular, la respiración y el ritmo cardiaco. Los animales que viven en climas extremadamente fríos hibernarán durante 4 a 7 meses. Durante este tiempo, la grasa almacenada es la única fuente de energía.

Problema de muestra 18.5 **Escritura de estructuras para un triacilglicerol**

Dibuja la fórmula estructural de la trioleina, un triacilglicerol que usa ácido oleico.

Solución

La trioleina es el triacilglicerol de glicerol y tres moléculas de ácido oleico. Cada ácido graso se une mediante un enlace éster a uno de los grupos hidroxilo en el glicerol.



Trioleato de glicerilo (trioleina)

Comprobación de estudio

Escribe la estructura del triacilglicerol que contiene tres moléculas de ácido mirístico.

Puntos de fusión de grasas y aceites

Una **grasa** es un triacilglicerol que es sólido a temperatura ambiente, como las grasas en la carne, la leche entera, la mantequilla y el queso. Un **aceite** es un triacilglicerol que por lo general es líquido a temperatura ambiente. Los aceites más comunes, como el aceite de oliva, de cacahuate y de maíz, provienen de fuentes vegetales (figura 18.7).

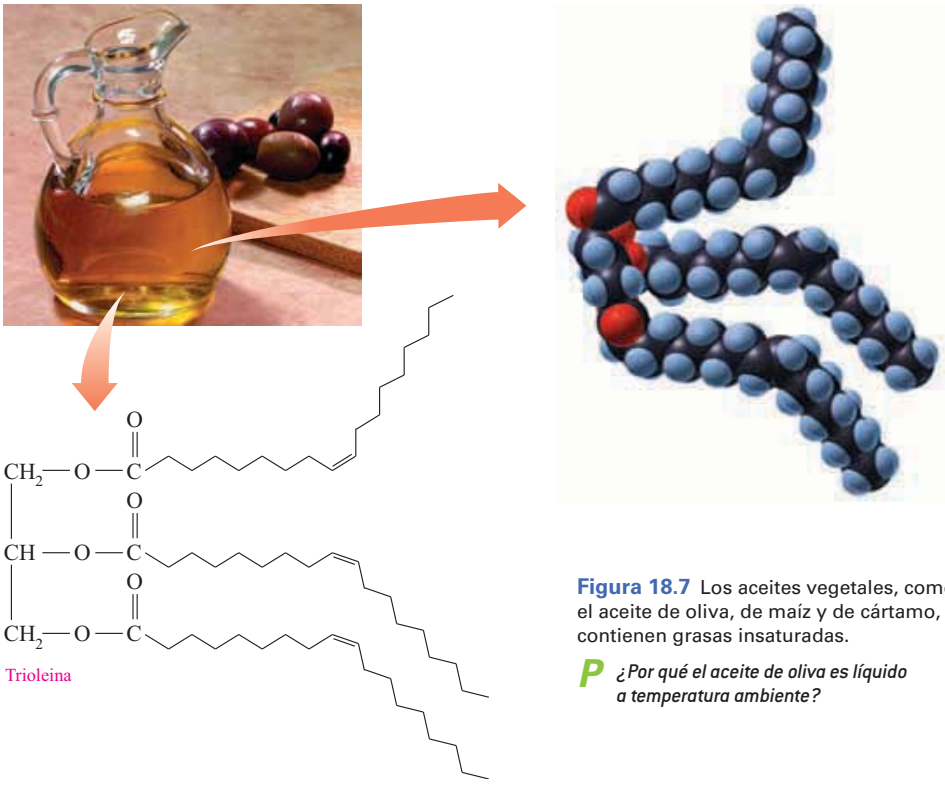


Figura 18.7 Los aceites vegetales, como el aceite de oliva, de maíz y de cártamo, contienen grasas insaturadas.

P *¿Por qué el aceite de oliva es líquido a temperatura ambiente?*

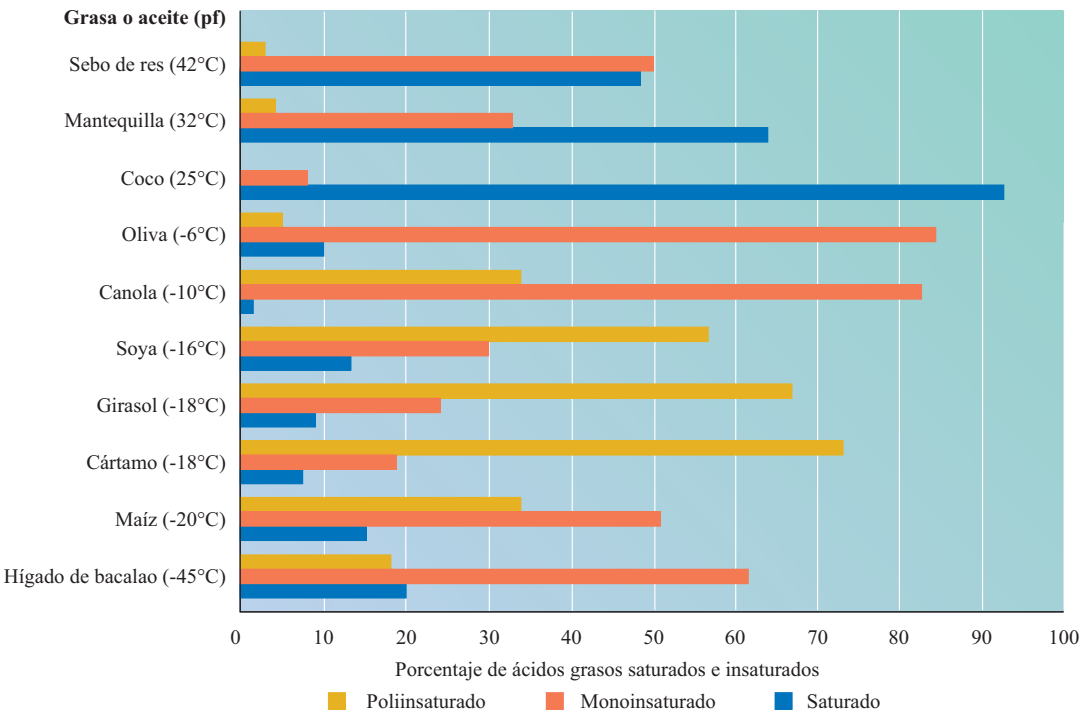


Figura 18.8 Los aceites vegetales y de pescado tienen puntos de fusión bajos porque tienen un mayor porcentaje de ácidos grasos insaturados que las grasas animales.

P *¿Por qué el punto de fusión de la mantequilla es mayor que el del aceite de oliva o canola?*

NOTA QUÍMICA

OLESTRA: UN SUSTITUTO GRASO

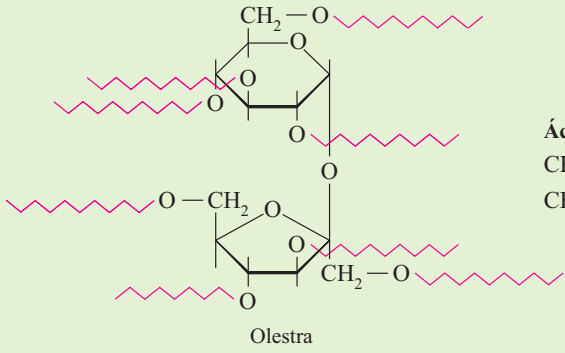
En 1968, los científicos en alimentos diseñaron una grasa artificial, llamada *olestra*, como una fuente de nutrición para bebés prematuros. Sin embargo, olestra no se podía digerir y nunca se utilizó para dicho propósito. Entonces los científicos se dieron cuenta de que olestra tenía el sabor y la textura de una grasa sin las calorías.

Olestra se fabrica al obtener los ácidos grasos de las grasas en los aceites de semilla de algodón o de soya y unirlos a los ácidos grasos con los grupos hidroxilo en la sacarosa. Químicamente, olestra está compuesto de seis a ocho ácidos grasos de cadena larga, unidos mediante enlaces éster a un azúcar (sacarosa), en vez de a una molécula de glicerol que se encuentra en las grasas. Esto hace a olestra una molécula muy grande, que no se puede absorber a través de las paredes del intestino. Las enzimas y bacterias en el tracto intestinal son incapaces de romper la molécula de olestra y viaja a través del tracto intestinal sin digerir.

En 1996, la FDA aprobó olestra para usar en las papas fritas, totopos, galletitas saladas y bocadillos fritos. Los bocadillos con olestra se probaron en el mercado en 1996, en partes de Iowa, Wisconsin, Indiana y Ohio. Hacia 1997 hubo reportes de algunas reacciones adversas, incluidas diarrea, cólicos e incontinencia anal, lo que indica que olestra puede actuar como laxante en algunas personas. Sin embargo, los fabricantes argumentaron que no había prueba directa de que olestra fuera la causa de tales efectos.

La gran molécula de olestra también se combina con vitaminas solubles en grasa (A, D, E y K), así como con los carotenoides de los alimentos que ingerimos, antes de que puedan absorberse a través de la pared intestinal. Los carotenoides son pigmentos de plantas en frutas y vegetales que protegen contra el cáncer, enfermedad cardiaca y degeneración macular, una forma de ceguera en los ancianos. Ahora la FDA requiere que los fabricantes agreguen las cuatro vitaminas, pero no los carotenoides, a los productos de olestra. La etiqueta en un producto de olestra puede afirmar lo siguiente: "Este producto contiene olestra. Olestra puede causar cólicos y diarrea. Olestra inhibe la absorción de algunas vitaminas y otros nutrientes. Se agregaron vitaminas A, D, E y K." Algunos bocadillos hechos con olestra ahora están en supermercados de todo Estados Unidos. Dado que en el mercado ya hay bocadillos bajos en grasas, queda por ver si olestra tendrá algún efecto significativo en la reducción del problema de la obesidad.



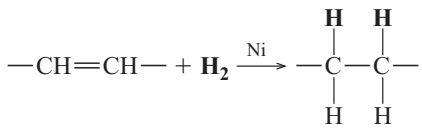


Olestra

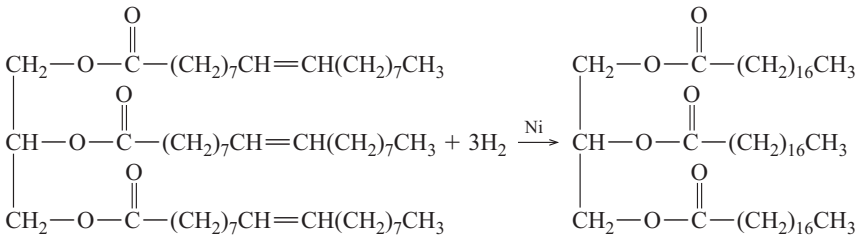
En la figura 18.8 se muestran las cantidades de ácidos grasos saturados, monoinsaturados y poliinsaturados en algunas grasas y aceites típicos. Los ácidos grasos saturados tienen puntos de fusión más elevados que los ácidos grasos insaturados porque se empacan más apretadamente. Las grasas animales por lo general contienen más ácidos grasos saturados que los aceites vegetales. Por tanto, los puntos de fusión de las grasas animales son más altos que los de los aceites vegetales.

Reacciones de grasas y aceites

La **hidrogenación** de las grasas insaturadas convierte los enlaces dobles carbono-carbono en enlaces sencillos. El gas hidrógeno burbujea a través del aceite caliente en presencia de un catalizador níquel.



Por ejemplo, cuando se agrega hidrógeno a todos los enlaces dobles de trioleina usando un catalizador níquel, el producto es la grasa saturada triestearina.



En la hidrogenación comercial, la adición de hidrógeno se detiene antes de que todos los enlaces dobles en un aceite estén completamente saturados. La hidrogenación completa proporciona un producto muy quebradizo, mientras que la hidrogenación parcial de un aceite vegetal líquido lo cambia a una suave grasa semisólida. Conforme el aceite se vuelve más saturado, el punto de fusión aumenta y la grasa se vuelve más sólida a temperatura ambiente. El control del grado de hidrogenación proporciona los varios tipos de productos de aceite vegetal parcialmente hidrogenado en el mercado actual: margarinas suaves, barras de margarina sólida y manteca o grasa sólidas (figura 18.9). Aunque estos productos contienen más ácidos grasos saturados que los aceites originales, no contienen colesterol, a diferencia de productos similares de fuentes animales, como la mantequilla y la manteca.

Saponificación

La **saponificación** ocurre cuando una grasa se calienta con una base fuerte como hidróxido de sodio para formar glicerol y las sales de sodio de los ácidos grasos, que son jabones. Cuando se usa NaOH, se produce un jabón sólido que se puede

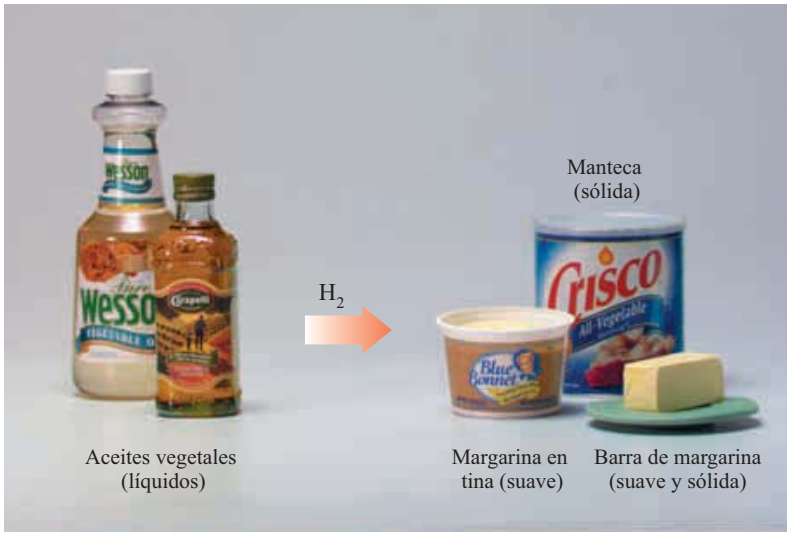


Figura 18.9 Muchas margarinas suaves, barras de margarina y mantecas sólidas se producen mediante la hidrogenación parcial de aceites vegetales.

P *¿Cómo la hidrogenación cambia la estructura de los ácidos grasos en los aceites vegetales?*

NOTA QUÍMICA

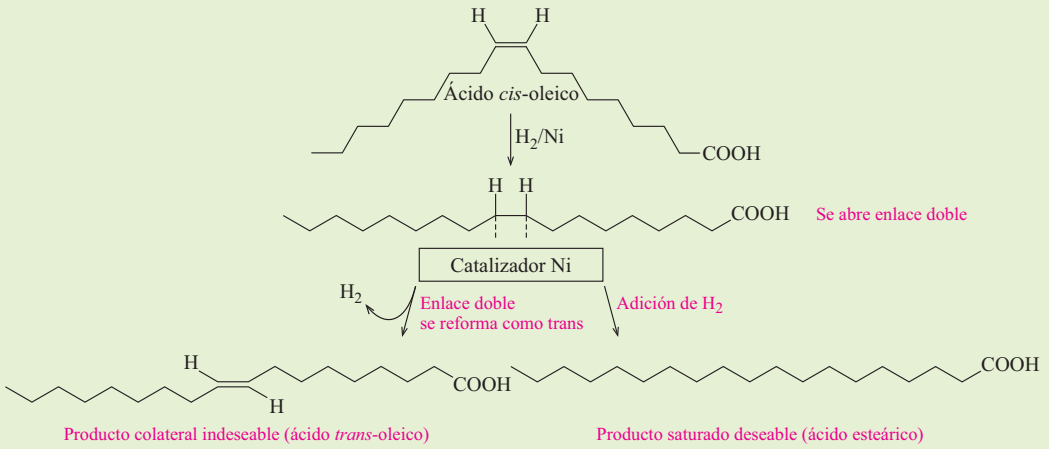
ÁCIDOS GRASOS TRANS E HIDROGENACIÓN

La margarina se produce mediante hidrogenación parcial de las grasas insaturadas en aceites vegetales como aceite de cártamo, de maíz, de canola, de semilla de algodón y de girasol, que por lo general contienen enlaces dobles cis. Conforme ocurre la hidrogenación, algunos de los enlaces dobles cis se convierten en enlaces dobles trans. Si la etiqueta de un producto afirma que los aceites están "parcialmente" o "completamente hidrogenados", dicho producto también contendrá ácidos grasos trans.

La preocupación acerca de los ácidos grasos trans es que su estructura alterada puede hacerlos comportarse como ácidos grasos saturados en el cuerpo. Muchos estudios reportan que los ácidos grasos trans elevan los niveles de LDL-colesterol, lipoproteínas de baja densidad que contienen colesterol y que se acumulan en las arterias. Algunos estudios también reportan que los ácidos grasos trans reducen el HDL-colesterol, lipoproteínas de alta densidad que transportan colesterol al hígado para expulsarlo. La evidencia actual todavía no indica que la ingesta de ácidos grasos trans sea un factor de riesgo significativo para las cardiopatías. La controversia de los ácidos grasos trans continuará en debate conforme se realice más investigación.

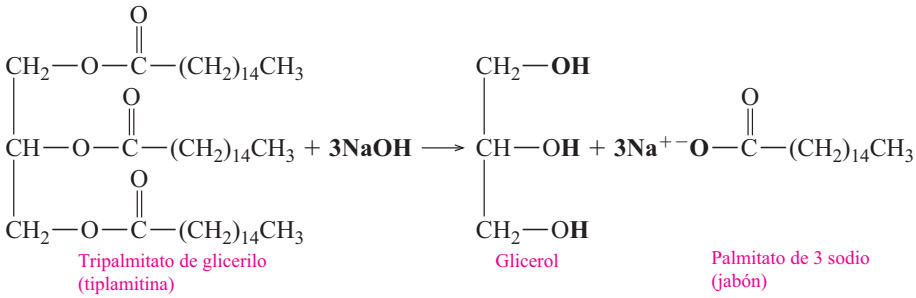
Los alimentos que contienen ácidos grasos trans incluyen leche, pan, alimentos fritos, carne molida, alimentos horneados, margarina en barra y suave, mantequilla, galletas, galletas saladas y manteca vegetal. La American Heart Association recomienda que la margarina no debe tener más de 2 gramos de grasa saturada por cucharada. También recomienda el uso de margarina suave, que es más baja en ácidos grasos trans porque sólo está ligeramente hidrogenada, y margarina de dieta, porque tiene menos grasa y por tanto menos ácidos grasos trans.

En el mercado hay muchos productos, incluidos mantequilla de cacahuate y untables parecidos, que tienen 0% de ácidos grasos trans. En las etiquetas afirman que sus productos no están hidrogenados, lo que evita la producción de los indeseables ácidos grasos trans. Hacia 2006, las etiquetas en los alimentos tenían que mostrar los grados de grasa trans por porción.



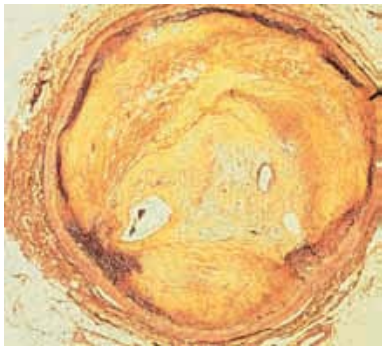
moldear en la forma deseada; KOH produce un jabón líquido más suave. Los aceites que son poliinsaturados producen jabones más suaves. Nombres como "champú de coco" o "aguacate" te dicen la fuente del aceite utilizado en la reacción de hidrólisis.

Grasa o aceite + base fuerte ⟶ glicerol + sales de ácidos grasos (jabones)





a)



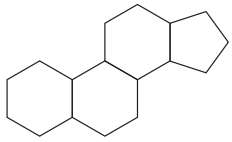
b)

Figura 18.10 El exceso de colesterol forma una placa que puede bloquear una arteria, lo que resulta en un ataque cardiaco. **a)** Una arteria abierta normal no muestra acumulación de placa. **b)** Una arteria casi completamente bloqueada por placa arteriosclerótica.

P *¿Qué propiedad del colesterol provocaría que se formen depósitos a lo largo de las arterias coronarias?*

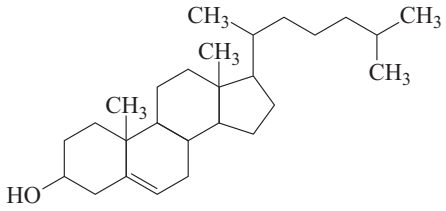
Esteroides: colesterol y hormonas esteroides

Los **esteroides** son compuestos que contienen el núcleo esteroide, que consiste de cuatro anillos de carbono fusionados. Aunque son moléculas grandes, los esteroides no contienen ácidos grasos.



Esteroide

Unir otros átomos y grupos de átomos a la estructura esteroide forma una amplia variedad de compuestos esteroides. El **colesterol,** que es uno de los esteroides más abundantes e importantes en el cuerpo, es un *esterol* porque contiene un átomo de oxígeno como un grupo hidroxilo (—OH). Como muchos esteroides, el colesterol tiene grupos metilo y una cadena de carbono con un enlace doble. En otros esteroides, el grupo hidroxilo se sustituye por un grupo carbonilo (C═O). El colesterol en el cuerpo se obtiene al comer carnes, leche y huevos, y también se sintetiza en el hígado a partir de grasas, carbohidratos y proteínas. No hay colesterol en los productos vegetales ni en las plantas. Los altos niveles de colesterol también se asocian con la acumulación de depósitos lípidos (placa), que cubren y estrechan las arterias coronarias (figura 18.10).



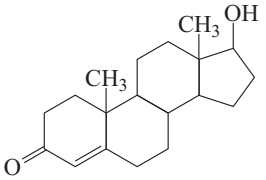
Colesterol

Hormonas esteroides

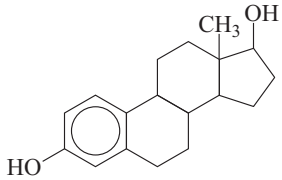
La palabra *hormona* viene del griego "despertar" o "excitar". Las hormonas son mensajeros químicos que funcionan como un sistema de comunicación de una parte del cuerpo con otra. Las hormonas *esteroides*, que incluyen las hormonas sexuales y las hormonas adenocorticales, están estrechamente relacionadas en estructura con el colesterol y dependen del colesterol para su síntesis.

Dos importantes hormonas sexuales masculinas, la *testosterona* y la *androsterona*, promueven el crecimiento de músculo y pelo facial y la maduración de los órganos sexuales masculinos y de los espermatozoides.

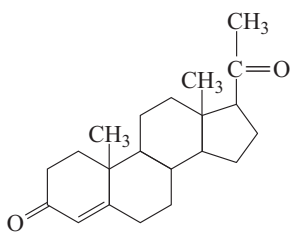
Los *estrógenos,* un grupo de hormonas sexuales femeninas, dirigen el desarrollo de las características sexuales femeninas. La *progesterona* prepara el útero para la implantación del óvulo fertilizado. A continuación se presentan las estructuras de algunas hormonas esteroides:



Testosterona (andrógeno)



Estradiol (estrógeno)



Progesterona

Preguntas y problemas — Lípidos

18.19 ¿Cuáles de los siguientes ácidos grasos son saturados y cuáles insaturados? (Consulta la tabla 18.2.)
a) ácido láurico *b*) ácido linolénico
c) ácido palmitoleico *d*) ácido esteárico

18.20 ¿Cuáles de los siguientes ácidos grasos son saturados y cuáles insaturados? (Consulta la tabla 18.2.)
a) ácido linoleico *b*) ácido palmítico
c) ácido mirístico *d*) ácido oleico

18.21 Dibuja la estructura de la tripalmitina.

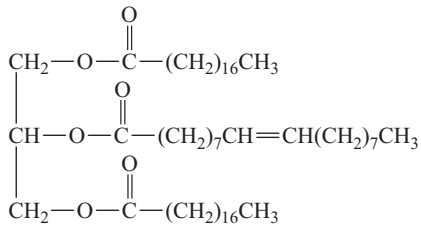
18.22 Dibuja la estructura de la trioleina.

18.23 El aceite de cártamo se llama aceite poliinsaturado, mientras que el aceite de oliva es un aceite monoinsaturado. Explica.

18.24 ¿Por qué el aceite de oliva tiene un punto de fusión más bajo que la grasa de la mantequilla?

18.25 Una etiqueta en un envase de margarina afirma que contiene aceite de maíz parcialmente hidrogenado.
a) ¿cómo cambió el aceite de maíz líquido?
b) ¿por qué la margarina es un producto sólido?

18.26 Escribe el producto de la hidrogenación del siguiente triacilglicerol:



18.27 Dibuja la estructura para el núcleo esteroide.

18.28 ¿Cuáles son los grupos funcionales en el núcleo esteroide en las hormonas sexuales estradiol y testosterona?

Meta de aprendizaje

Describir las funciones de las proteínas y dibujar estructuras de aminoácidos y dipéptidos.



el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Funciones de las proteínas

18.4 Proteínas

Las proteínas realizan muchas diferentes funciones en el cuerpo. Hay proteínas que forman componentes estructurales como cartílago, músculos, pelo y uñas. La lana, la seda, las plumas y cuernos son proteínas elaboradas por los animales. Las proteínas llamadas enzimas regulan reacciones biológicas como la digestión y el metabolismo celular. Incluso otras proteínas, como la hemoglobina y la mioglobina, transportan oxígeno en la sangre y los músculos. La tabla 18.3 proporciona ejemplos de proteínas que se clasifican por sus funciones en los sistemas biológicos.

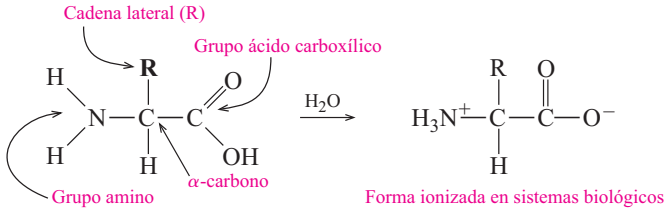
Tabla 18.3 Clasificación de algunas proteínas y sus funciones

Clase de proteína	Función en el cuerpo	Ejemplos
Estructural	Proporciona componentes estructurales	*Colágeno* en tendones y cartílago. *Queratina* en pelo, piel, lana y uñas.
Contráctil	Movimiento de músculos	*Miosina* y *actina* contraen fibras musculares.
Transporte	Transporta sustancias esenciales a través del cuerpo	*Hemoglobina* transporta oxígeno. *Lipoproteínas* transportan lípidos.
Almacenamiento	Almacena nutrientes	*Caseína* almacena proteína en leche. *Ferritina* almacena hierro en el bazo e hígado.
Hormona	Regula el metabolismo corporal y el sistema nervioso	*Insulina* regula el nivel de glucosa en la sangre. *Hormona de crecimiento* regula el crecimiento corporal.
Enzima	Cataliza reacciones bioquímicas en las células	*Sacarasa* cataliza la hidrólisis de sacarosa. *Tripsina* cataliza la hidrólisis de proteínas.
Protección	Reconoce y destruye sustancias extrañas	*Inmunoglobulinas* estimulan respuestas inmunológicas.

Aminoácidos

Las proteínas están compuestas de bloques constructores moleculares llamados **aminoácidos,** que contienen un grupo amino (—NH_2) y un grupo ácido carboxílico (—COOH) unidos a un átomo de carbono central. Los aminoácidos con esta estructura se llaman aminoácidos α (alfa). Aunque hay muchos aminoácidos, generalmente sólo 20 diferentes están presentes en las proteínas en los humanos. Las características únicas de los 20 aminoácidos se deben a una cadena lateral (R), que puede incluir grupos o anillos alquilo, hidroxilo, tiol (—SH), amino, sulfuro o aromático que contienen carbono y nitrógeno. En los sistemas biológicos, los aminoácidos se ionizan.

Estructura general de un α-aminoácido



Los **aminoácidos no polares,** que tienen cadenas laterales de hidrocarburos, son **hidrofóbicos** ("temen al agua"). Los **aminoácidos polares,** que tienen cadenas laterales polares o iónicas, son **hidrofílicos** ("atraídos por el agua"). La cadena lateral de un aminoácido ácido contiene un grupo ácido carboxílico que dona un protón (H^+). El grupo amino en la cadena lateral de un aminoácido básico acepta un protón. En la tabla 18.4 se mencionan las estructuras de los 20 aminoácidos que se encuentran en las proteínas, sus nombres comunes y sus abreviaturas de tres letras.

Problema de muestra 18.6 **Fórmulas estructurales de aminoácidos**

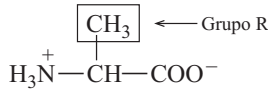
Escribe las fórmulas estructurales y abreviaturas para los siguientes aminoácidos:

a) alanina (R = —CH_3) *b*) serina (R = —CH_2OH)

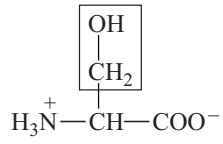
Solución

a) la estructura de los aminoácidos se escribe al unir el grupo lateral (R) al átomo de carbono central de la estructura general de un aminoácido

alanina (Ala)



b) serina (Ser)

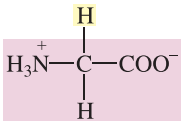


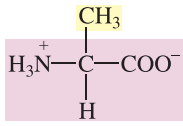
Comprobación de estudio

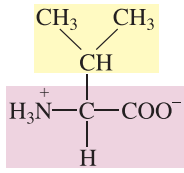
Clasifica los aminoácidos en el problema de muestra como polar o no polar.

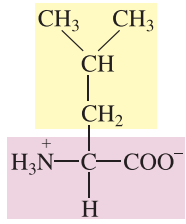
Tabla 18.4 Los 20 aminoácidos en las proteínas

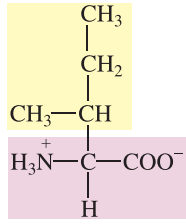
Aminoácidos no polares

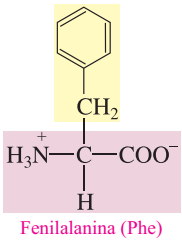

Glicina (Gly)

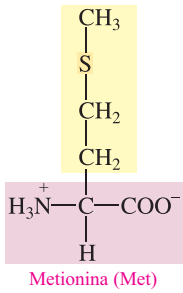

Alanina (Ala)

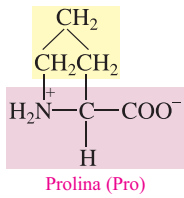

Valina (Val)

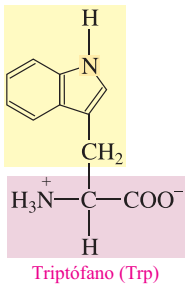

Leucina (Leu)


Isoleucina (Ile)

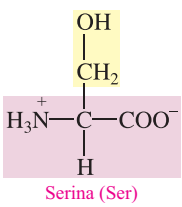

Fenilalanina (Phe)

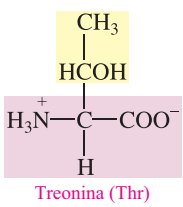

Metionina (Met)

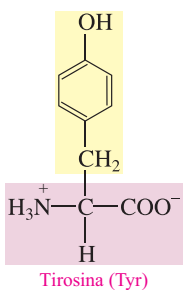

Prolina (Pro)

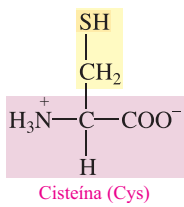

Triptófano (Trp)

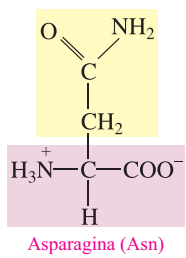
Aminoácidos polares (neutros)

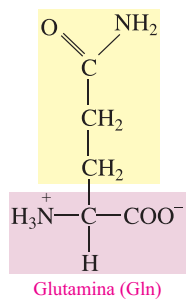

Serina (Ser)


Treonina (Thr)

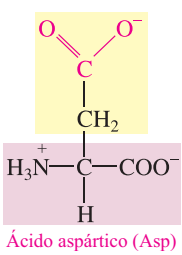

Tirosina (Tyr)

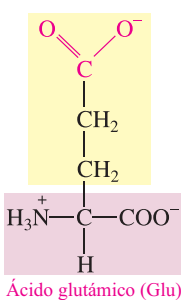

Cisteína (Cys)


Asparagina (Asn)

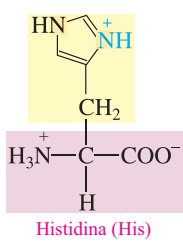

Glutamina (Gln)

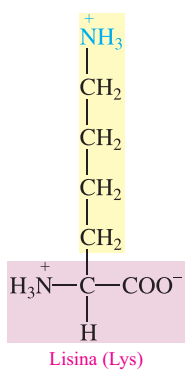
Aminoácidos ácidos

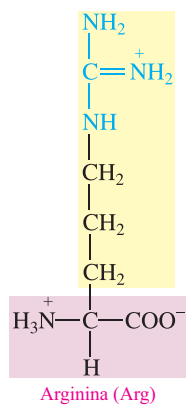

Ácido aspártico (Asp)


Ácido glutámico (Glu)

Aminoácidos básicos


Histidina (His)


Lisina (Lys)


Arginina (Arg)

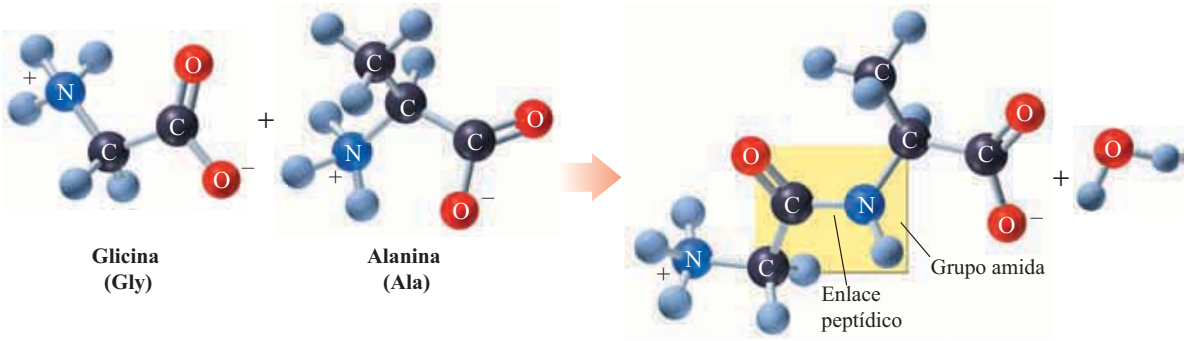
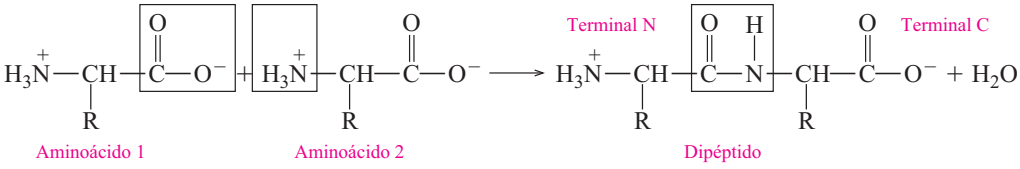


Figura 18.11 Un enlace peptídico une glicina y alanina para formar el dipéptido Gly-Ala.

P *¿Cuáles grupos funcionales en glicina y alanina forman el enlace peptídico?*

Péptidos

La unión de dos o más aminoácidos forma un **péptido.** Un **enlace peptídico** es un enlace amida que se forma cuando el grupo $-COO^-$ de un aminoácido reacciona con el grupo $H_3\overset{+}{N}-$ del siguiente aminoácido.



Dos aminoácidos unidos mediante un enlace peptídico forman un *dipéptido*. En la figura 18.11 se muestra la formación del dipéptido entre glicina y alanina. Por conveniencia, el orden de los aminoácidos en el péptido se escribe como la secuencia de abreviaturas de tres letras de la terminal N a la terminal C.

Problema de muestra 18.7 Escritura de estructuras dipéptido

Escribe una fórmula estructural para el dipéptido Val-Ser.

Solución

La valina se une a serina mediante un enlace peptídico; la valina es la terminal N y la serina es la terminal C.



Comprobación de estudio

El aspartame, un edulcorante artificial 200 veces más dulce que la sacarosa, contiene el dipéptido Asp-Phe. Proporciona la estructura del dipéptido en aspartame.

Preguntas y problemas **Proteínas**

18.29 Describe los grupos funcionales que se encuentran en todos los α-aminoácidos.

18.30 ¿Cómo se compara la polaridad de la cadena lateral de la leucina, con la de la cadena lateral de la serina?

18.31 Dibuja la fórmula estructural para cada uno de los siguientes aminoácidos:
a) alanina *b*) treonina *c*) fenilalanina

18.32 Dibuja la fórmula estructural para cada uno de los siguientes aminoácidos:
a) serina *b*) leucina *c*) tirosina

18.33 Clasifica los aminoácidos del problema 18.31 como hidrofóbicos (no polares) o hidrofílicos (polares, neutros).

18.34 Clasifica los aminoácidos en el problema 18.32 como hidrofóbicos (no polares) o hidrofílicos (polares, neutros).

18.35 Proporciona el nombre del aminoácido representado por cada una de las siguientes abreviaturas de tres letras:
a) Ala *b*) Val *c*) Lys *d*) Cys

18.36 Proporciona el nombre del aminoácido representado por cada una de las siguientes abreviaturas de tres letras:
a) Trp *b*) Met *c*) Pro *d*) Gly

18.37 Dibuja la fórmula estructural de cada uno de los siguientes péptidos:
a) Ala-Cys *b*) Ser-Phe *c*) Gly-Ala-Val

18.38 Dibuja la fórmula estructural de cada uno de los siguientes péptidos:
a) Met-Asp *b*) Ala-Trp *c*) Met-Glu-Lys

18.5 Estructura de proteínas

Meta de aprendizaje

Identificar los niveles de estructura de una proteína.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Estructura de proteínas

Estructura primaria

Cuando hay más de 50 aminoácidos en una cadena, un polipéptido se llama **proteína.** La **estructura primaria** es el orden de los aminoácidos que se mantienen juntos mediante enlaces peptídicos.

La primera proteína de la que se determinó su estructura primaria fue la insulina, que es una hormona que regula el nivel de glucosa en la sangre. La estructura primaria de la insulina humana contiene dos cadenas de polipéptidos. La cadena A tiene 21 aminoácidos, y la cadena B tiene 30. Las cadenas de polipéptidos se mantienen unidas mediante enlaces disulfuro por las cadenas laterales de los aminoácidos cisteína en cada una de las cadenas (figura 18.12).

Estructura secundaria

La **estructura secundaria** de una proteína describe la forma en que los aminoácidos junto a o cerca uno de otro a lo largo del polipéptido se distribuyen en el espacio. Los tres tipos más comunes de estructura secundaria son la *hélice alfa*, la *hoja plegada beta* y la *triple hélice*. La forma de sacacorchos de una **hélice alfa (hélice α)** se mantiene en su lugar mediante puentes de hidrógeno entre cada grupo N—H y el oxígeno de un grupo C═O en el siguiente giro de la hélice, cuatro aminoácidos abajo de la cadena (figura 18.13). Puesto que muchos puentes de hidrógeno se forman a lo largo de la columna de péptido, esta porción de la proteína toma la forma de una fuerte bobina apretada que parece un cordón de teléfono o un juguete Slinky.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Estructuras primaria y secundaria

Otro tipo de estructura secundaria se conoce como **hoja plegada beta (hoja plegada β)**. En una hoja plegada β, las cadenas de polipéptidos se mantienen unidas lado a lado mediante puentes de hidrógeno entre las cadenas de péptidos. Los puentes de hidrógeno que mantienen firmemente las hojas en su lugar explican la fortaleza y durabilidad de proteínas como la seda (figura 18.14).

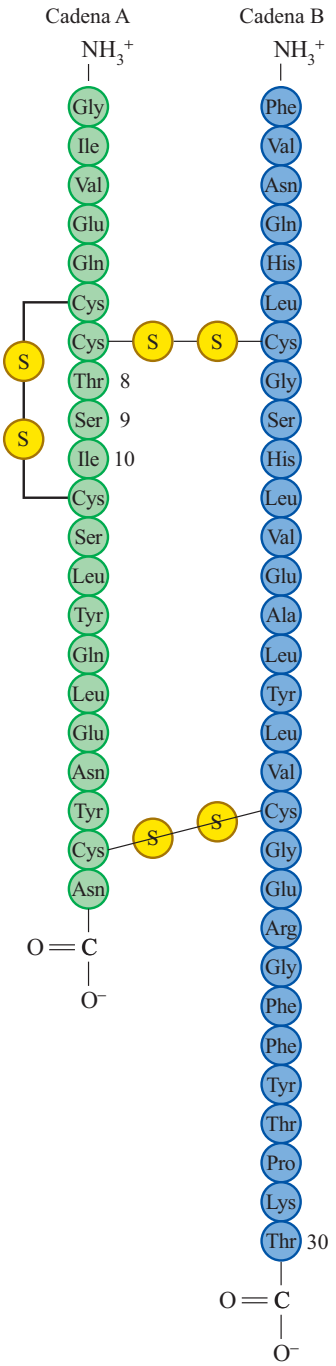


Figura 18.12 La secuencia de aminoácidos en la insulina humana es su estructura primaria.

P *¿Qué tipos de enlaces ocurren en la estructura primaria de una proteína?*

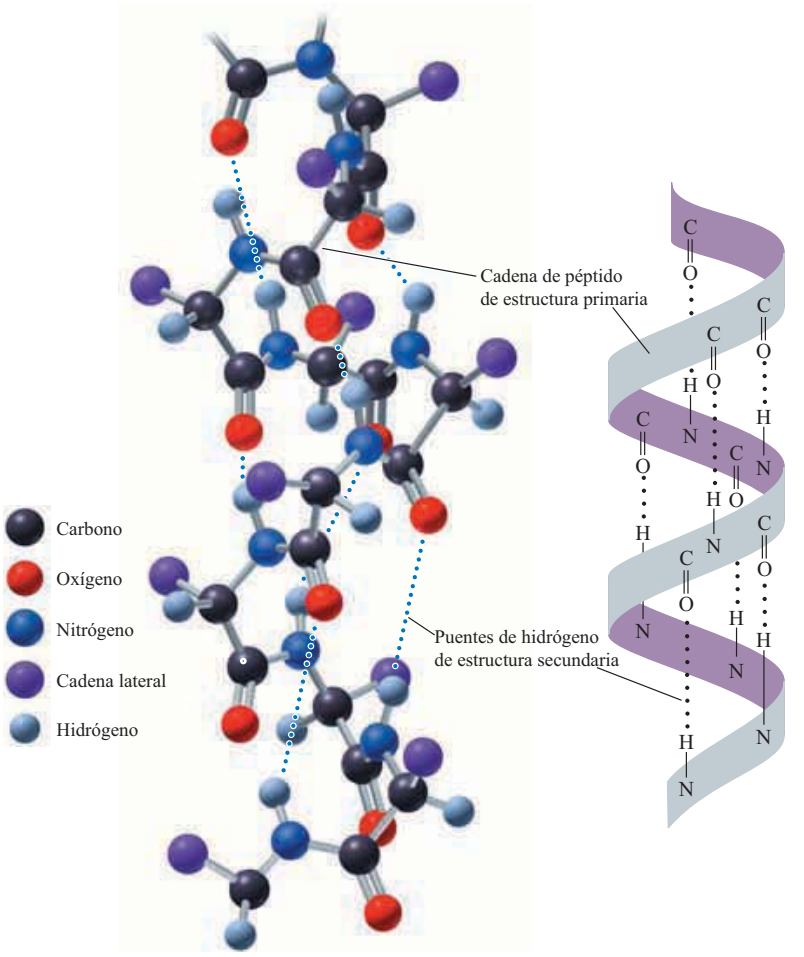


Figura 18.13 La hélice α (alfa) adquiere una forma enrollada a partir de puentes de hidrógeno entre el grupo N—H del enlace peptídico de un residuo y el C═O del enlace peptídico del siguiente residuo situado 4 lugares más adelante.

P *¿Cuáles son las cargas parciales del H en N—H y el O en C═O que permiten formar los puentes de hidrógeno?*

El *colágeno*, la proteína más abundante, constituye hasta un tercio de todas las proteínas en los vertebrados. Se encuentra en el tejido conectivo, vasos sanguíneos, piel, tendones, ligamentos, la córnea del ojo y los cartílagos. La fuerte estructura del colágeno es resultado de tres polipéptidos entretejidos como una trenza para formar una **triple hélice**, como se ve en la figura 18.15. Cuando muchas hélices triples se enredan, forman las fibrillas que constituyen los tejidos conectivos y tendones. En una persona joven, el colágeno es elástico. Conforme la persona envejece, entre las fibrillas se forman entrecruzamientos adicionales, lo que hace al colágeno menos elástico. El cartílago y los tendones se vuelven más quebradizos y en la piel se ven arrugas.

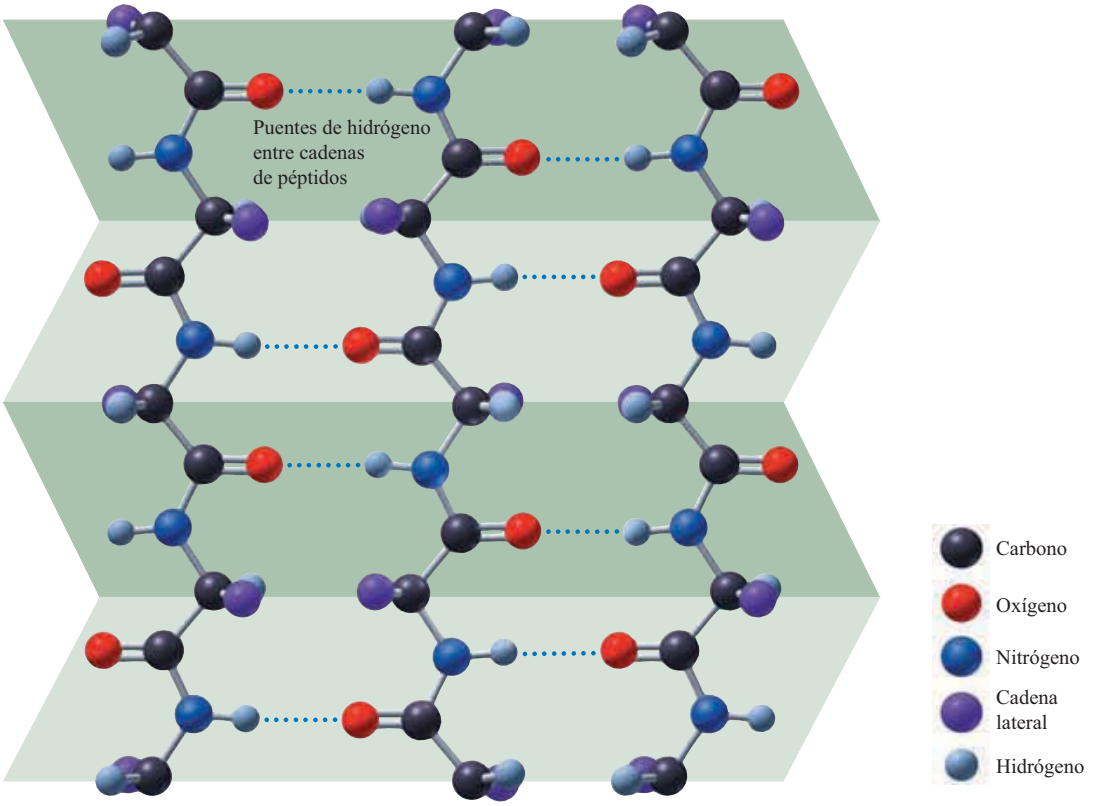


Figura 18.14 En una estructura secundaria de hoja plegada β (beta) se forman puentes de hidrógeno entre las cadenas de péptidos.

P *¿Cómo difieren los puentes de hidrógeno en una hoja plegada β de los que se encuentran en una hélice alfa?*

NOTA QUÍMICA

ESTRUCTURA DE LAS PROTEÍNAS Y ENFERMEDAD DE LAS VACAS LOCAS

Hasta hace poco, los investigadores creían que sólo los virus o bacterias eran responsables de transmitir enfermedades. Ahora se ha encontrado un grupo de enfermedades en las que los agentes infecciosos son proteínas llamadas *priones*. La encefalopatía espongiforme bovina (EEB), o "enfermedad de las vacas locas", es un padecimiento cerebral mortal del ganado, en el que el cerebro se llena con cavidades similares a una esponja. En la forma no infecciosa del prión PrP^{c}, la porción de la terminal N es una bobina aleatoria. Aunque la forma no infecciosa se puede ingerir de productos cárnicos, su estructura cambia a lo que se conoce como PrP^{sc} o *escrapie proteica relacionada con el prión*. En esta forma infecciosa, el final de la cadena peptídica se dobla en una hoja plegada β, lo que tiene efectos desastrosos sobre el cerebro y la médula espinal. Todavía no se conocen las condiciones que causan este cambio estructural.

La variante humana se llama enfermedad de Creutzfeldt-Jakob (ECJ). Alrededor de 1955, el Dr. Carleton Gajdusek estudiaba una enfermedad conocida como kuru, un padecimiento neurológico que mataba a los miembros de una tribu en Papúa, Nueva Guinea. Puesto que sus dietas eran bajas en proteína, era un ritual comerse a los miembros de la tribu que morían. Como resultado, el agente infeccioso kuru se transmitía de un miembro a otro. Después de que Gajdusek identificó al agente infeccioso en kuru como similar a los priones que causaban EEB, recibió el Premio Nobel.

La EEB se diagnosticó en Gran Bretaña en 1986. La proteína se presenta en el tejido nervioso, pero no se encuentra en la carne. Ahora se aplican medidas de control que excluyen el cerebro y la médula espinal del alimento animal para reducir la incidencia de EEB. En 2003 se detectó el primer caso de EEB en Estados Unidos.



Figura 18.15 Los puentes de hidrógeno entre grupos R polares en tres cadenas de polipéptidos forman las triples hélices que se combinan para hacer fibras de colágeno.

P *¿Cómo difiere la estructura del colágeno con la de la hoja plegada β?*



NOTA QUÍMICA

AMINOÁCIDOS ESENCIALES

De los 20 aminoácidos usados para construir las proteínas en el cuerpo, éste sólo puede sintetizar 10 en cantidades adecuadas. Los otros 10 aminoácidos, que se mencionan en la tabla 18.5, son *aminoácidos esenciales* que no se pueden sintetizar y que se deben obtener de las proteínas en la dieta.

Tabla 18.5 Aminoácidos esenciales

arginina (Arg)*	metionina (Met)
histidina (His)*	fenilalanina (Phe)
isoleucina (Ile)	treonina (Thr)
leucina (Leu)	triptófano (Trp)
lisina (Lys)	valina (Val)

* Requerida en dieta de niños, no de adultos.

Las *proteínas completas,* que contienen todos los aminoácidos esenciales, se encuentran en la mayoría de los productos animales como huevos, leche, carne, pescado y pollo. Sin embargo, la gelatina y las proteínas vegetales como granos, frijoles y nueces son *proteínas incompletas* porque son deficientes en uno o más de los aminoácidos esenciales. Las dietas que se basan en alimentos vegetales para proteínas deben contener varias fuentes de éstas para obtener todos los aminoácidos esenciales. Por ejemplo, una dieta de arroz y frijoles contiene todos los aminoácidos esenciales porque son proteínas complementarias. El arroz contiene metionina y triptófano deficiente en los frijoles, mientras que los frijoles contienen lisina, que falta en el arroz (tabla 18.6).



Tabla 18.6 Deficiencia de aminoácidos en vegetales y granos seleccionados

Fuente de alimento	Aminoácidos faltantes
Huevos, leche, carne, pescado, pollo	ninguno
Trigo, arroz, avena	lisina
Maíz	lisina, triptófano
Frijoles	metionina, triptófano
Chícharos	metionina
Almendras, nueces	lisina, triptófano
Soya	baja en metionina

Problema de muestra 18.8 **Identificación de estructuras secundarias**

Indica la estructura secundaria (hélice α, hoja plegada β o triple hélice) descrita en cada uno de los siguientes enunciados:

a) cadena peptídica enrollada que se mantiene en su lugar mediante puentes de hidrógeno entre enlaces peptídicos en la misma cadena

b) estructura que tiene puentes de hidrógeno entre cadenas de polipéptidos ordenados lado a lado

Solución

a) hélice α *b*) hoja plegada β

Comprobación de estudio

¿Cuál es la estructura secundaria en el colágeno?

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

Estructuras terciaria y cuaternaria

Estructura terciaria

La **estructura terciaria** de una proteína implica atracciones y repulsiones entre los grupos de la cadena lateral de los aminoácidos en la cadena de polipéptidos. Conforme ocurren interacciones entre diferentes partes de la cadena peptídica, segmentos de la cadena giran y se doblan hasta que la proteína adquiere una forma tridimensional específica. Es esta forma molecular única la que determina la función biológica de la molécula. La estructura terciaria de una proteína se estabiliza mediante interacciones entre los grupos R de los aminoácidos en una región de la cadena de polipéptidos con grupos R de aminoácidos en otras regiones de la proteína (figura 18.16). La tabla 18.7 menciona las interacciones estabilizadoras de las estructuras terciarias.

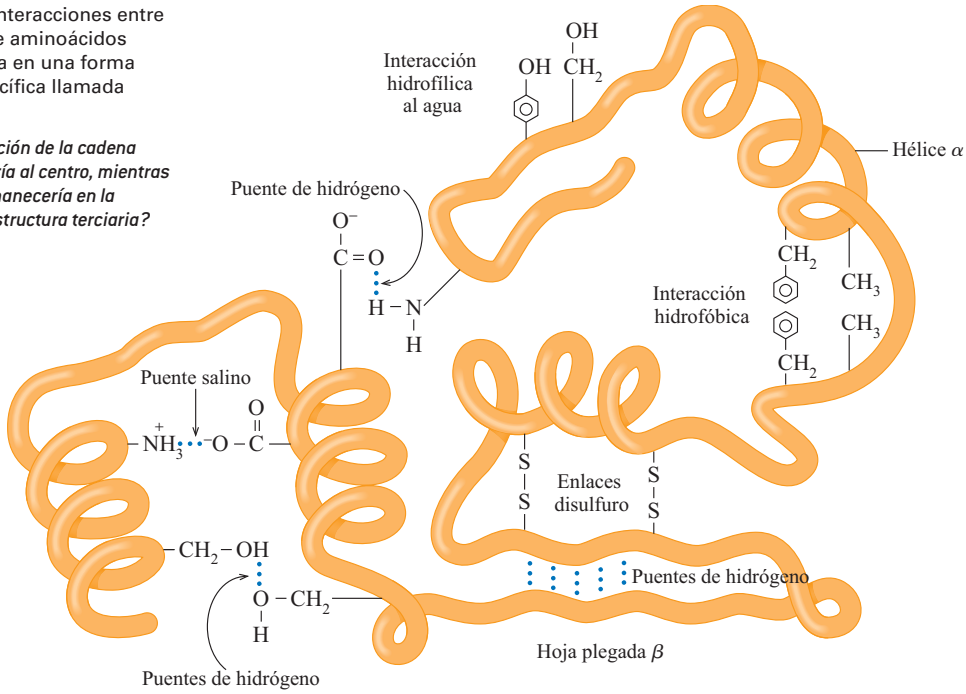


Figura 18.16 Las interacciones entre cadenas laterales de aminoácidos pliegan una proteína en una forma tridimensional específica llamada estructura terciaria.

P *¿Por qué una sección de la cadena proteica se movería al centro, mientras otra sección permanecería en la superficie de la estructura terciaria?*

Tabla 18.7 Algunos cruzamientos en estructuras terciarias

	Naturaleza del enlace
Interacciones hidrofóbicas	Atracciones entre grupos no polares
Interacciones hidrofílicas	Atracciones entre grupos polares y agua
Puentes salinos (enlaces iónicos)	Interacciones iónicas entre aminoácidos ácidos y básicos
Puentes de hidrógeno	Ocurren entre H y O o N
Enlaces disulfuro	Fuertes uniones covalentes entre átomos de azufre de dos aminoácidos cisteína

Problema de muestra 18.9 Cruzamientos en estructuras terciarias

¿Qué tipo de interacción esperarías entre las cadenas laterales de los siguientes aminoácidos?

a) cisteína y cisteína

b) ácido glutámico y lisina

Solución

a) puesto que la cisteína contiene —SH, se formará un enlace disulfuro

b) se puede formar un enlace iónico (puente salino) por la interacción del $—COO^-$ del ácido glutámico y el $—NH_3^+$ de la lisina

Comprobación de estudio

¿Qué tipo de interacción esperarías entre valina y leucina en una proteína globular?

La mioglobina, una proteína que almacena oxígeno en los músculos esqueléticos, contiene 153 aminoácidos en una sola cadena de polipéptidos. Forma una estructura terciaria compacta que contiene una cavidad formada de aminoácidos y un grupo hemo que une y almacena oxígeno (O_2) (figura 18.17). Cuando una proteína biológicamente activa consiste de dos o más subunidades polipéptido, el nivel estructural se conoce como **estructura cuaternaria**. La hemoglobina, una proteína que transporta oxígeno en la sangre, consiste de cuatro cadenas o subunidades de polipéptidos. Las subunidades se mantienen juntas en la estructura cuaternaria mediante las mismas interacciones que estabilizan la estructura terciaria. Cada subunidad de la hemoglobina contiene un grupo hemo que une oxígeno. En la molécula de hemoglobina adulta, la estructura cuaternaria de la hemoglobina puede unir y transportar cuatro moléculas de oxígeno. La tabla 18.8 y la figura 18.18 resumen los niveles estructurales de las proteínas.

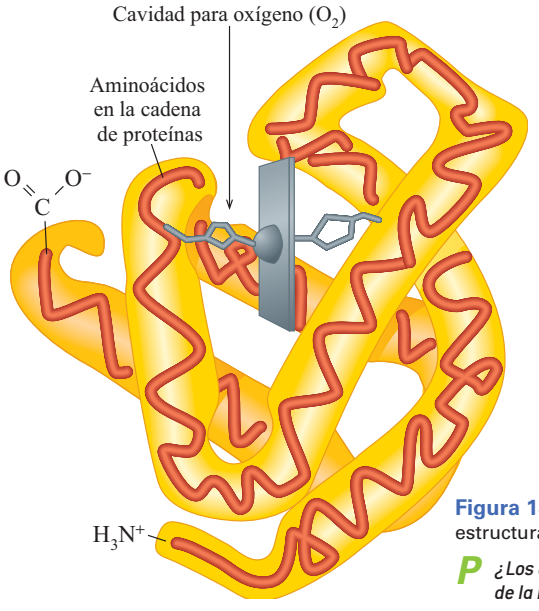


Tabla 18.8 Resumen de niveles estructurales de las proteínas

Nivel estructural	Características
Primario	La secuencia de aminoácidos
Secundario	La hélice α enrollada, hoja plegada β o una triple hélice formada por puentes de hidrógeno entre enlaces peptídicos a lo largo de la cadena
Terciario	Un plegamiento de la proteína en una forma tridimensional compacta estabilizada por interacciones entre grupos R laterales de aminoácidos
Cuaternario	Una combinación de dos o más subunidades proteicas para formar una proteína biológicamente activa más grande

Figura 18.17 La mioglobina es una proteína globular con una cavidad hemo en su estructura terciaria que une oxígeno para transportarlo a los tejidos.

P *¿Los aminoácidos hidrofílicos se encontrarían en el exterior o en el interior de la estructura de la mioglobina?*

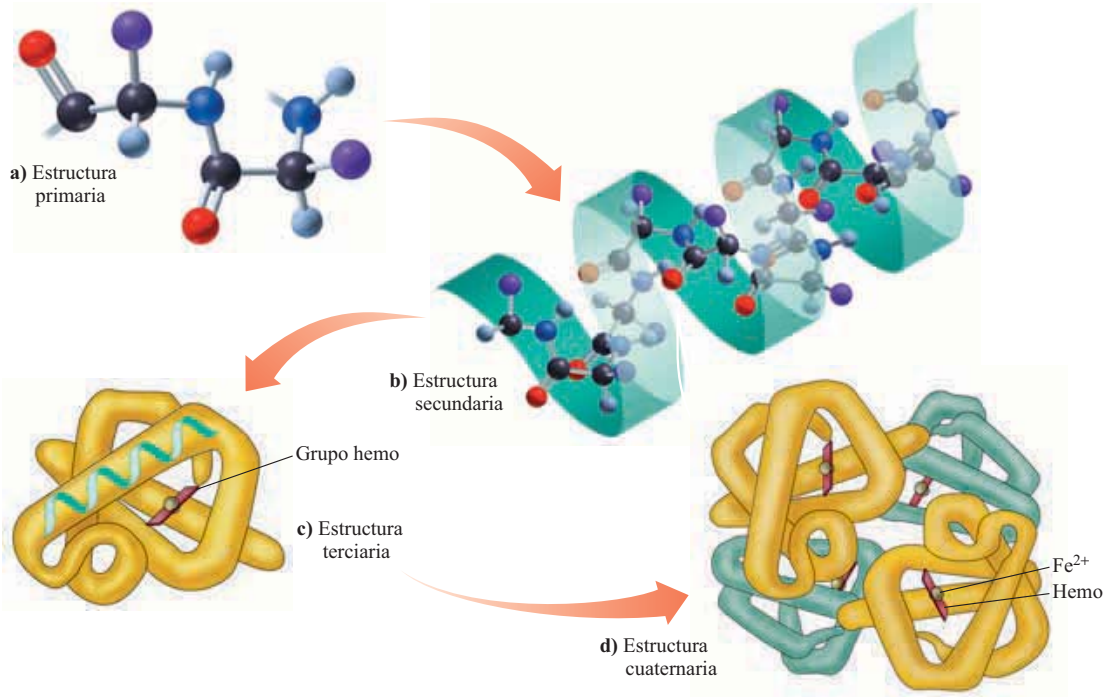


Figura 18.18 La estructura cuaternaria de la hemoglobina consiste de cuatro subunidades de polipéptidos, y cada uno contiene un grupo hemo que une una molécula de oxígeno.

P *¿Cuál es la diferencia entre una estructura terciaria y una estructura cuaternaria?*

Problema de muestra 18.10 **Identificación de estructuras proteicas**

Indica si las siguientes condiciones son responsables de las estructuras proteicas primaria, secundaria, terciaria o cuaternaria:

a) se forman enlaces disulfuro entre porciones de una cadena proteica

b) enlaces peptídicos forman una cadena de aminoácidos

Solución

a) los enlaces disulfuro ayudan a estabilizar la estructura terciaria de una proteína

b) la secuencia de aminoácidos en un polipéptido es una estructura primaria

Comprobación de estudio

¿Qué nivel estructural se representa mediante el agrupamiento de dos subunidades en la insulina?

Preguntas y problemas Estructura de proteínas

18.39 Dos péptidos contienen cada uno una molécula de valina y dos moléculas de serina. ¿Cuáles son sus posibles estructuras primarias?

18.40 ¿Cuáles son los tres tipos de estructura proteica secundaria?

18.41 ¿Cuál es la diferencia en los enlaces entre una hélice α y una hoja plegada β?

18.42 ¿Cuál es la diferencia entre la estructura secundaria de una hoja plegada β y la de una triple hélice?

18.43 ¿Qué tipo de interacción esperarías de los siguientes aminoácidos en una estructura terciaria?

a) dos cisteínas residuales

b) serina y ácido aspártico

c) dos leucinas residuales

18.44 En la mioglobina, aproximadamente la mitad de los 153 aminoácidos tienen cadenas laterales no polares.
a) ¿dónde esperarías ubicar estos aminoácidos en la estructura terciaria?
b) ¿dónde esperarías encontrar las cadenas laterales polares?
c) ¿por qué la mioglobina es más soluble en agua que la seda o la lana?

18.45 Una porción de una cadena de polipéptidos contiene la siguiente secuencia de aminoácidos residuales:

-Leu-Val-Cys-Asp-

a) ¿cuáles aminoácidos pueden formar un entrecruzamiento disulfuro?
b) ¿cuáles aminoácidos es probable que se encuentren en el interior de la estructura proteica? ¿Por qué?
c) ¿cuáles aminoácidos encontrarías en el exterior de la proteína? ¿Por qué?
d) ¿cómo afecta la estructura primaria de una proteína a su estructura terciaria?

18.46 Establece si los siguientes enunciados son aplicables a estructuras proteicas primarias, secundarias, terciarias o cuaternarias:
a) grupos laterales interactúan para formar enlaces disulfuro o enlaces iónicos
b) enlaces peptídicos unen aminoácidos en una cadena de polipéptidos
c) muchos polipéptidos se mantienen juntos mediante puentes de hidrógeno entre cadenas adyacentes
d) puentes de hidrógeno entre átomos de oxígeno carbonilo y átomos de nitrógeno de grupos amida hacen que un polipéptido se enrolle
e) cadenas laterales hidrofóbicas que buscan un ambiente no polar se mueven hacia el interior de la proteína plegada
f) cadenas proteicas de colágeno forman una triple hélice.
g) una proteína activa contiene cuatro subunidades terciarias

18.6 Proteínas como enzimas

Meta de aprendizaje

Describir el papel de una enzima en una reacción catalizada por enzima.

Una **enzima** tiene una forma tridimensional única que reconoce y se une a un grupo pequeño de moléculas que reaccionan llamadas *sustratos*. En una reacción catalizada, una enzima primero debe unirse a un sustrato en una forma que favorezca la catálisis. Una enzima típica es mucho más grande que su sustrato. Sin embargo, dentro de su gran estructura terciaria, hay una región llamada **sitio activo,** que une un sustrato o sustratos y cataliza la reacción. Este sitio activo con frecuencia es una pequeña cavidad que se ajusta estrechamente a la estructura del sustrato (figura 18.19). En una teoría temprana de la actividad enzimática, llamada **modelo de llave y cerradura,** se describía que el sitio activo tenía una forma rígida inflexible. Por tanto, sólo aquellos sustratos con formas que encajaban exactamente en el sitio activo eran capaces de unirse con dicha enzima. La forma del sitio activo es análoga a una cerradura, y el sustrato adecuado es la llave que encaja en ella (figura 18.20a).

Aunque el modelo de llave y cerradura explica los enlaces de los sustratos para muchas enzimas, ciertas enzimas tienen un rango más amplio de especificidad del que permite este modelo. En el **modelo de ajuste inducido,** hay una interacción entre enzima y sustrato (figura 18.20b). El sitio activo se acomoda para ajustar la forma del sustrato más cercanamente. Al mismo tiempo, el sustrato ajusta su forma para adaptarse mejor a la geometría del sitio activo. En el modelo de ajuste inducido, sustrato y enzima trabajan en conjunción para adquirir una distribución geométrica que reduzca la energía de activación, lo que aumenta la velocidad de reacción. Un sustrato diferente no podría inducir estos cambios estructurales y no ocurriría catálisis (figura 18.20c).

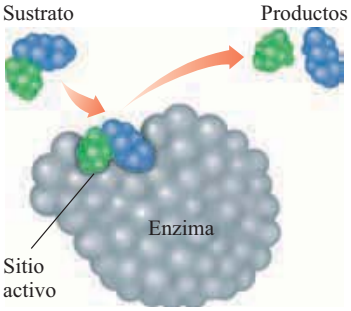


Figura 18.19 En la superficie de una enzima, una pequeña región, llamada sitio activo, une un sustrato y cataliza una reacción de dicho sustrato.

P *¿Por qué una enzima cataliza una reacción sólo de ciertos sustratos?*

Problema de muestra 18.11 **Sitio activo y actividad enzimática**

¿Cuál es la función del sitio activo en la enzima?

Solución

El sitio activo en una enzima se une al sustrato y contiene las cadenas laterales de aminoácido que unen el sustrato y catalizan la reacción.

Comprobación de estudio

¿Cómo difieren los modelos de llave y cerradura y de ajuste inducido en su descripción del sitio activo en una enzima?

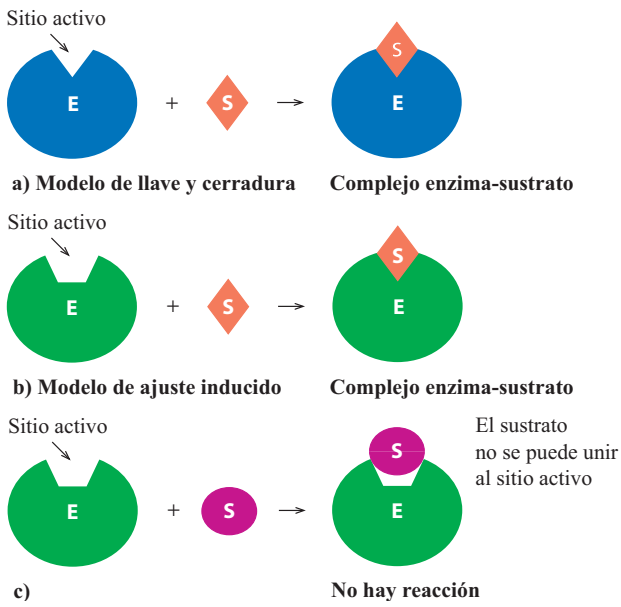


Figura 18.20 ***a)*** En el modelo de llave y cerradura, un sustrato se ajusta a la forma del sitio activo y forma un complejo enzima-sustrato. ***b)*** En el modelo de ajuste inducido, un sitio activo flexible y un sustrato se adaptan para proporcionar un ajuste estrecho a un sustrato y la orientación adecuada para la reacción. ***c)*** Un sustrato que no encaja o induce un ajuste en el sitio activo no puede experimentar catálisis por la enzima.

P *¿Cómo difiere el modelo de ajuste inducido del modelo de llave y cerradura?*

Reacción catalizada por enzima

El alineamiento adecuado de un sustrato dentro del sitio activo forma un **complejo enzima-sustrato (ES).** Esta combinación de enzima y sustrato proporciona a la reacción una ruta alternativa que tiene una menor energía de activación. Dentro del sitio activo, las cadenas laterales de aminoácido toman parte en la catalización de la reacción química. Por ejemplo, las cadenas laterales ácida y básica retiran protones desde o proporcionan protones al sustrato. Tan pronto como la reacción catalizada se completa, los productos se liberan rápidamente de la enzima, de modo que se pueden unir a una nueva molécula de sustrato. Podemos escribir del modo siguiente la reacción catalizada de una enzima (E) con un sustrato (S) para formar producto (P):

Paso 1 $E + S \rightleftharpoons ES$

Paso 2 $ES \longrightarrow E + P$

$$E + S \rightleftharpoons ES \longrightarrow E + P$$

Enzima + sustrato — Complejo ES — Enzima + producto

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Cómo funcionan las enzimas

Considera la hidrólisis de sacarosa por sacarasa. Cuando la sacarosa se une al sitio activo de la sacarasa, el enlace glucosídico de la sacarosa se coloca en una geometría favorable para la reacción. Las cadenas laterales de aminoácido catalizan la división de la sacarosa para dar los productos glucosa y fructosa.

$$\underset{E}{\text{Sacarasa}} + \underset{S}{\text{sacarosa}} \rightleftharpoons \underset{\text{Complejo ES}}{\text{complejo sacarasa-sacarosa}} \longrightarrow \underset{E}{\text{sacarasa}} + \underset{P_1}{\text{glucosa}} + \underset{P_2}{\text{fructosa}}$$

Puesto que las estructuras de los productos ya no son atraídos al sitio activo, se liberan y la sacarasa une otro sustrato sacarosa.

Preguntas y problemas — Proteínas como enzimas

18.47 Relaciona los siguientes tres términos —**1.** complejo enzima-sustrato, **2.** enzima y **3.** sustrato— con estas frases:
a) tiene una estructura terciaria que reconoce el sustrato
b) la combinación de una enzima con el sustrato
c) tiene una estructura que encaja en el sitio activo de una enzima

18.48 Relaciona los siguientes tres términos —**1.** sitio activo, **2.** modelo de llave y cerradura, y 3. modelo de ajuste inducido— con estas frases:
a) porción de una enzima donde ocurre actividad catalítica
b) sitio activo que se adapta a la forma de un sustrato
c) sitio activo que tiene una forma rígida

18.49 *a*) escribe una ecuación que represente una reacción catalizada por enzima
b) ¿en qué difiere el sitio activo de la estructura total de la enzima?

18.50 *a*) ¿por qué una enzima acelera la reacción de un sustrato?
b) después de que los productos se forman, ¿qué ocurre con la enzima?

Meta de aprendizaje

Describir la estructura de los ácidos nucleicos en ADN y ARN.

18.7 Ácidos nucleicos

Hay dos tipos de ácidos nucleicos estrechamente relacionados: *ácido desoxirribonucleico* **(ADN)** y *ácido ribonucleico* **(RNA).** Ambos son polímeros de unidades monómero repetitivas conocidas como *nucleótidos.* Una molécula de ADN puede contener muchos millones de nucleótidos; las moléculas de ARN más pequeñas pueden contener hasta varios miles. Cada nucleótido tiene tres componentes: una base, un azúcar de cinco carbonos y un grupo fosfato (figura 18.21).

Las *bases nitrogenadas* en los ácidos nucleicos se derivan de *pirimidina* o *purina.*

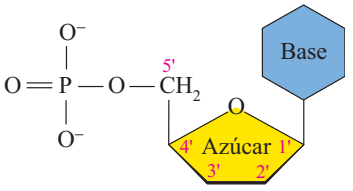
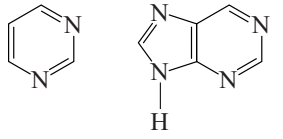


Figura 18.21 Diagrama de la estructura general de un nucleótido que se encuentra en los ácidos nucleicos.

P *En un nucleótido, ¿qué tipos de grupos se unen a un azúcar de cinco carbonos?*

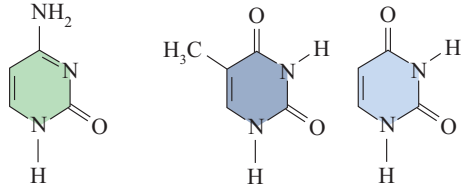


En el ADN hay dos purinas: adenina (A) y guanina (G), y dos pirimidinas: citosina (C) y timina (T). El ARN contiene las mismas bases, excepto que la timina (5-metiluracilo) se sustituye por uracilo (U) (figura 18.22).

Figura 18.22 El ADN contiene las bases A, G, C y T; el ARN contiene A, G, C y U.

P *¿Cuáles bases se encuentran en el ADN?*

Pirimidinas



Purinas

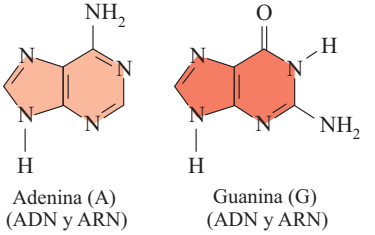
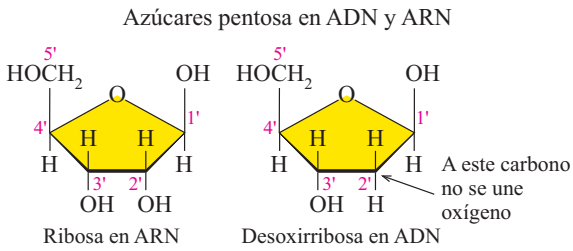


Figura 18.23 El azúcar pentosa de cinco carbonos que se encuentra en el ARN es ribosa, y en ADN, desoxirribosa.

P *¿Cuál es la diferencia entre ribosa y desoxirribosa?*



Azúcares ribosa y desoxirribosa

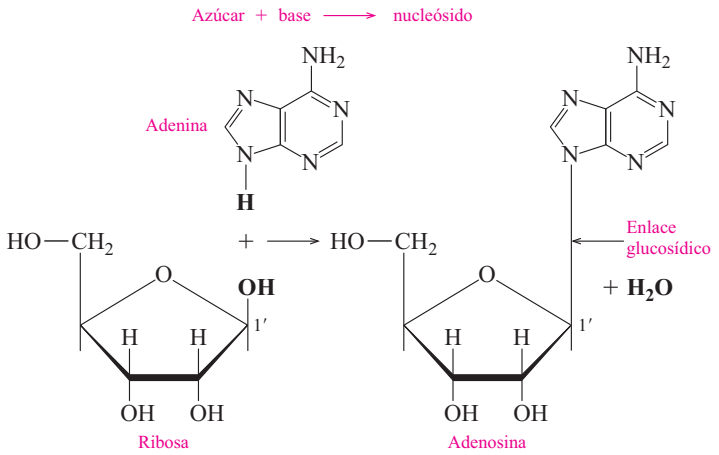
Los nucleótidos de ARN y ADN contienen azúcares pentosa de cinco carbonos. En ARN, el azúcar de cinco carbonos es *ribosa,* que da la letra R a la abreviatura de ARN. En el ADN, el azúcar de cinco carbonos es *desoxirribosa,* que es similar a la ribosa, excepto que no hay grupo hidroxilo (—OH) en C2′ de ribosa. El prefijo *desoxi* significa "sin oxígeno" y proporciona la D al ADN. Los átomos en los azúcares pentosa se numeran con números primos (1', 2', 3', 4' y 5') para diferenciarlos de los átomos en las bases nitrogenadas (figura 18.23).

el lugar de la Química

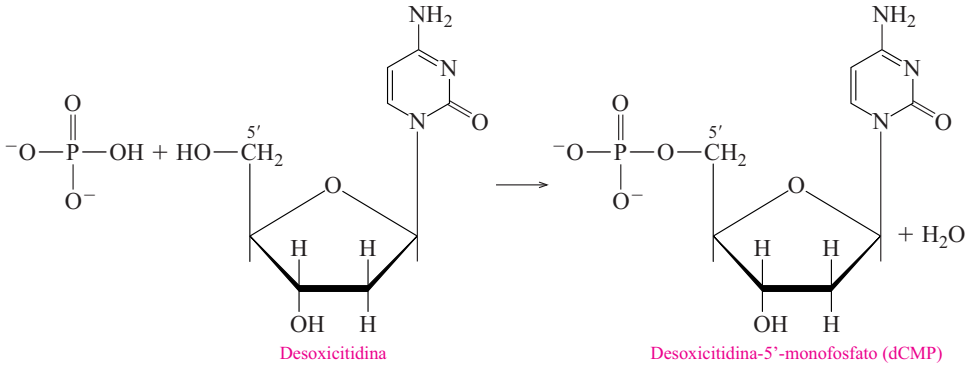
TUTORIAL WEB
Estructura de ADN y ARN

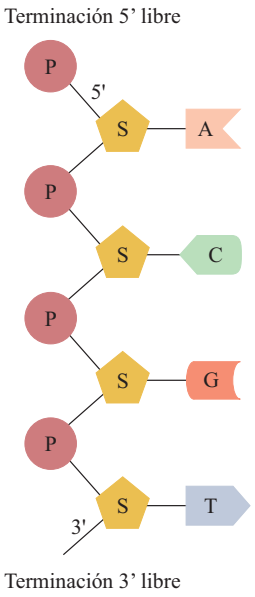
Nucleósidos y nucleótidos

Un **nucleósido** se produce cuando una base forma un enlace glucosídico a C1' de un azúcar.



Los **nucleótidos** se forman cuando el grupo —OH de C5' de un azúcar en un nucleósido se une con ácido fosfórico.





El nombre de un nucleótido se obtiene del nombre del nucleósido seguido por 5'-monofosfato. Un nucleótido de ARN se nombra como *nucleósido-5'-monofosfato,* o NMP. Los nucleótidos de ADN tienen el prefijo *desoxi.* Aunque las letras A, G, C, U y T representan las bases, con frecuencia también se utilizan en las abreviaturas de los respectivos nucleótidos.

Estructura de ácidos nucleicos

Los **ácidos nucleicos** consisten de polímeros de muchos nucleótidos en los que el grupo —OH de 3' del azúcar en un nucleótido se une al grupo fosfato en el átomo de carbono 5' en el azúcar del siguiente nucleótido para formar un **enlace fosfodiéster.** Conforme se agregan más nucleótidos, se forma una columna que consiste de grupos azúcar y fosfato alternados.

A lo largo de la cadena ADN o ARN, las bases unidas a cada uno de los azúcares se extienden desde la columna de ácido nucleico. Con frecuencia, una secuencia de ácido nucleico se escribe usando sólo las letras de las bases. Por tanto, los nucleótidos en la sección de ARN, que se muestra en la figura 18.24, se leen desde 5' ⟶ 3' como ACGU.

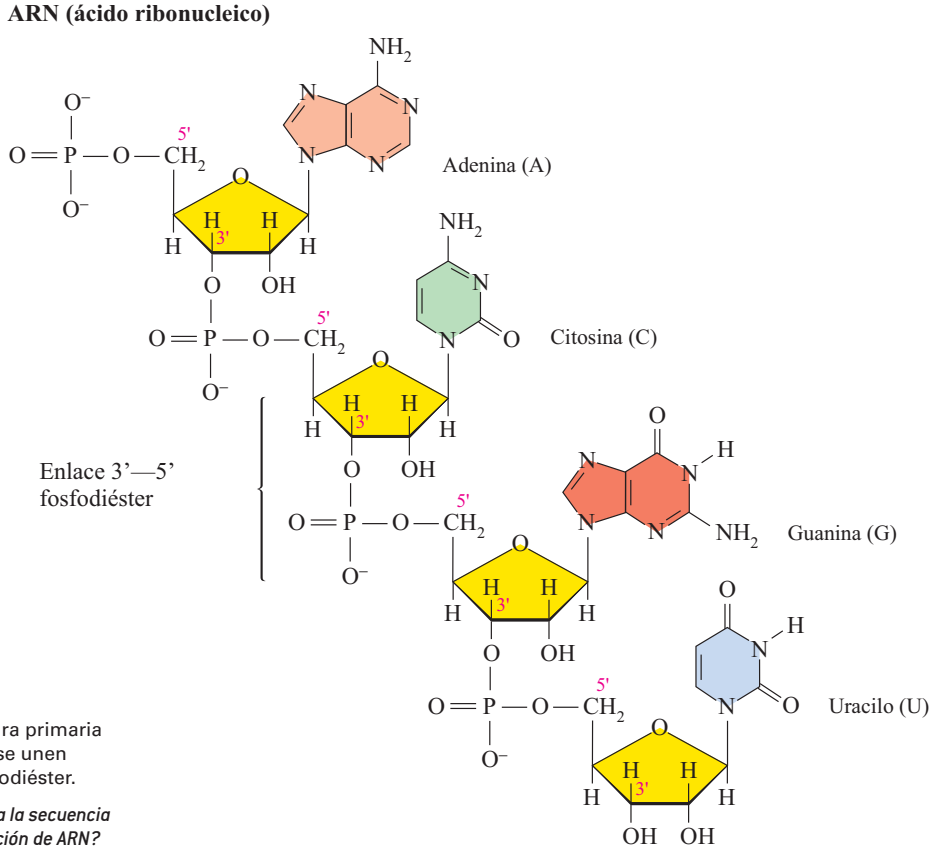


Figura 18.24 En la estructura primaria de un ARN, los nucleótidos se unen mediante enlaces 3'—5' fosfodiéster.

P *¿Cuál es la abreviatura para la secuencia de nucleótidos en esta sección de ARN?*

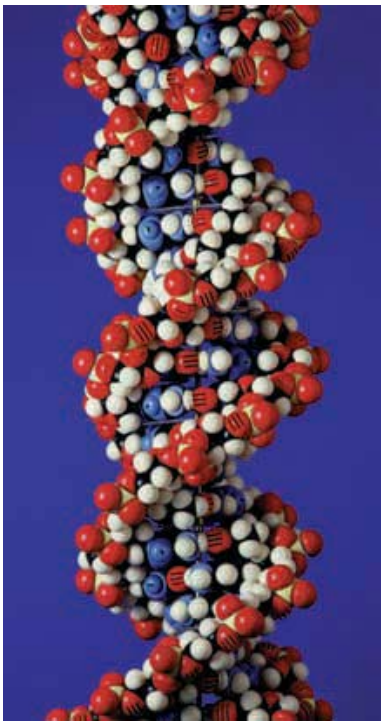


Figura 18.25 Este modelo tridimensional muestra la doble hélice, que es la forma característica de las moléculas de ADN.

P *¿Cuál es el significado del término "doble hélice"?*

Doble hélice de ADN: una estructura secundaria

En 1953, James Watson y Francis Crick propusieron que el ADN era una **doble hélice** que consistía de dos cadenas de polinucleótidos enrollados uno en torno del otro como una escalera en espiral (figura 18.25). Las columnas hidrofílicas azúcar-fosfato son análogas a los pasamanos exteriores con la distribución hidrofóbica de bases ordenadas como escalones a lo largo del interior. Cada una de las bases a lo largo de una cadena de polinucleótidos forma puentes de hidrógeno con una base específica en la cadena de ADN opuesta. La adenina sólo une timina, y la guanina sólo une a la citosina (figura 18.26). Los pares A—T y G—C se llaman **pares de bases complementarias.** La especificidad de la base pareada se debe al hecho de que adenina y timina forman dos puentes de hidrógeno, mientras que citosina y guanina forman tres puentes de hidrógeno. Por tanto, ADN tiene igual cantidad de bases A y T e igual cantidad de G y C.

Problema de muestra 18.12 **Pares de bases complementarias**

Escribe la secuencia de bases del segmento complementario para el siguiente segmento de una cadena de ADN:

A—C—G—A—T—C—T

Solución

En la cadena complementaria de ADN, la base A se parea con T, y G se parea con C.

Segmento dado de ADN:	A—C—G—A—T—C—T
	: : : : : : :
Segmento complementario:	T—G—C—T—A—G—A

Comprobación de estudio

¿Cuál es la secuencia de bases que es complementaria a una porción de ADN con una secuencia de bases de G—G—T—T—A—A—C—C?

Replicación de ADN

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Replicación de ADN

Cuando las células se dividen, se deben producir copias de ADN para transferir la información genética a las nuevas células. Este es el proceso de la replicación de ADN. En la **replicación,** de ADN, las cadenas en el ADN molde se separan, lo que permite que cada una de las cadenas originales elabore copias mediante la síntesis de cadenas complementarias. El proceso de replicación comienza cuando una enzima cataliza el desenvolvimiento de una porción de la doble hélice al romper los puentes de hidrógeno entre las bases complementarias. Estas cadenas sencillas actúan ahora como moldes para la síntesis de nuevas cadenas complementarias (figura 18.27). Dentro del núcleo, están disponibles trifosfatos nucleósido para cada base, de modo que cada base expuesta en la cadena molde puede formar puentes de hidrógeno con su base complementaria en el trifosfato nucleósido. Después de que se forman los pares de bases, el *ADN polimerasa* cataliza la formación de enlaces fosfodiéster entre los nucleótidos.

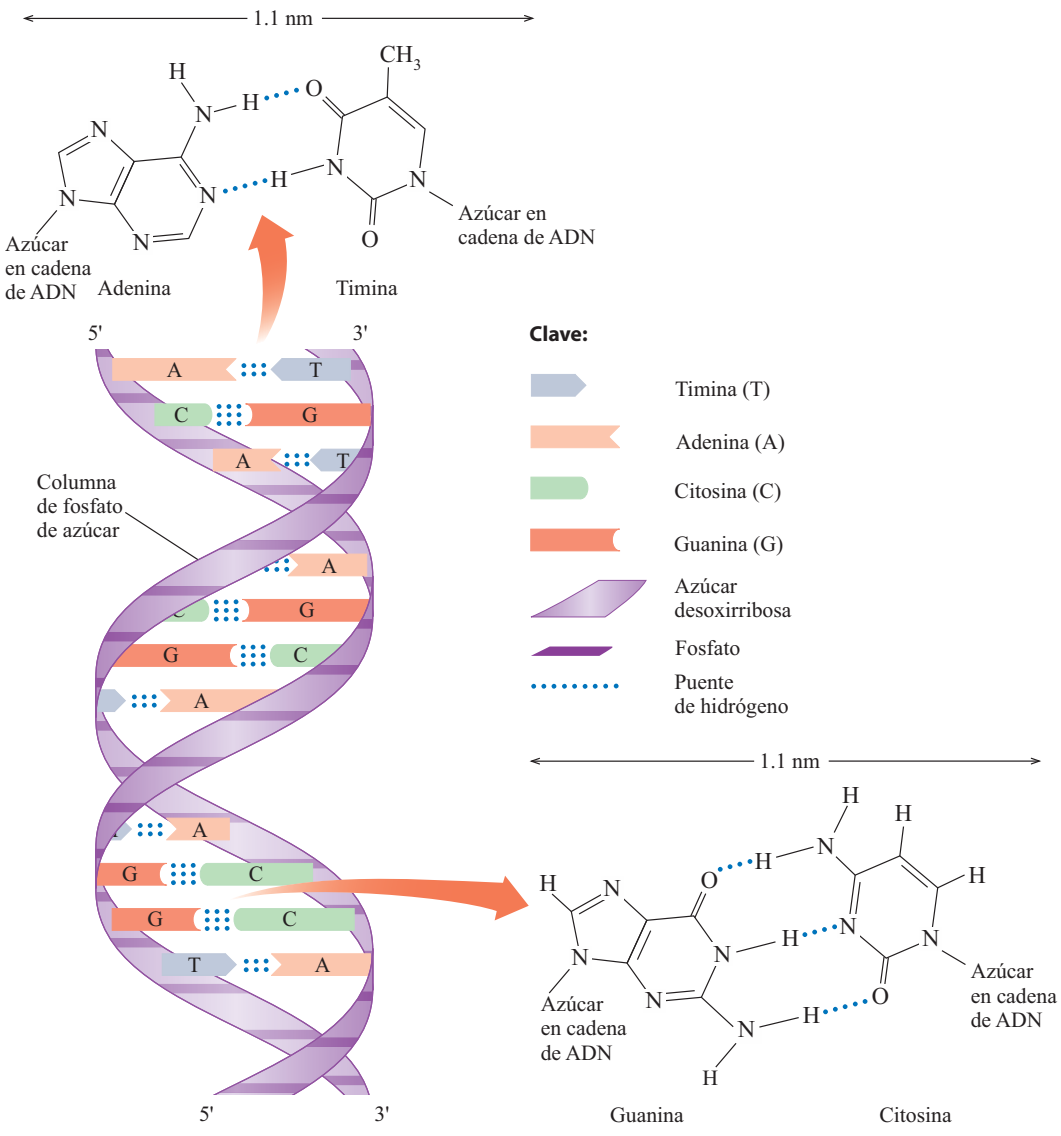


Figura 18.26 Puentes de hidrógeno entre pares de bases complementarias mantienen unidas las cadenas de polinucleótidos en la doble hélice de ADN.

P *¿Por qué los pares de bases G—C son más estables que los pares de bases A—T?*

Con el tiempo, se copia toda la doble hélice del ADN molde. En cada nueva molécula de ADN, una cadena de la doble hélice es del ADN original y una es una cadena recientemente sintetizada. Este proceso produce dos nuevos ADN llamados *ADN hijas* que son idénticas una a la otra y copias exactas del ADN molde original. En la replicación de ADN, el pareado de bases complementarias asegura las ubicaciones correctas de bases en las nuevas cadenas de ADN.

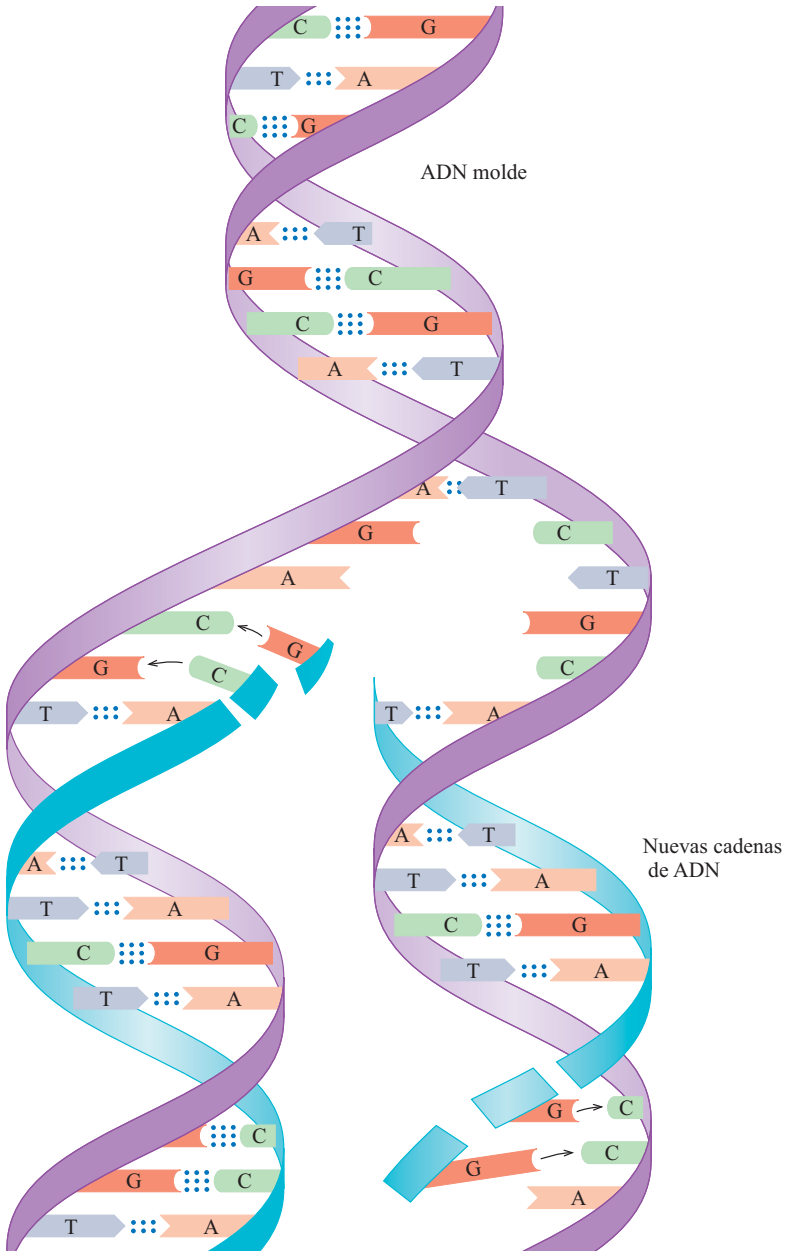


Figura 18.27 En la replicación de ADN, las cadenas separadas del ADN molde son los moldes para la síntesis de cadenas complementarias, que produce dos copias exactas de ADN.

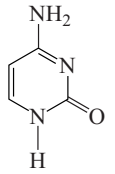
P *¿Cuántas cadenas del ADN molde hay en cada una de las nuevas copias de doble cadena de ADN?*

Preguntas y problemas — Ácidos nucleicos

18.51 Identifica la siguiente base como presente en ARN, ADN o en ambos:

a) timina

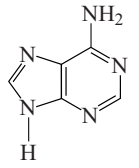
b)



18.52 Identifica la siguiente base como presente en ARN, ADN o en ambos:

a) guanina

b)



18.53 ¿Cómo se mantienen unidas las dos cadenas de ácido nucleico en el ADN?

18.54 ¿Qué se entiende por pareado de bases complementarias?

18.55 Completa la secuencia de bases en una segunda cadena de ADN, si una porción de una cadena tiene la siguiente secuencia de bases:

a) AAAAAA *b*) GGGGGG

c) AGTCCAGGT *d*) CTGTATACGTTA

18.56 Completa la secuencia de bases en una segunda cadena de ADN, si una porción de una cadena tiene la siguiente secuencia de bases:

a) TTTTTT *b*) CCCCCCCCC

c) ATGGCA *d*) ATATGCGCTAAA

18.57 ¿Qué proceso asegura que la replicación de ADN produzca copias idénticas?

18.58 ¿Cuál es la función de la enzima ADN polimerasa en la replicación del ADN?

Meta de aprendizaje

Describir la síntesis de proteínas a partir de ARNm.

18.8 Síntesis de proteínas

El ácido ribonucleico, ARN, el ácido nucleico más predominante en la célula, participa en la transmisión de la información genética necesaria para operar la célula. Similar al ADN, las moléculas de ARN son polímeros de nucleótidos. Sin embargo, hay muchas diferencias importantes:

1. El azúcar en ARN es ribosa en lugar de la desoxirribosa que se encuentra en el ADN.
2. La base uracilo sustituye a timina.
3. Las moléculas de ARN son de cadena sencilla, no doble.
4. Las moléculas de ARN son mucho más pequeñas que las moléculas de ADN.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB

Panorama de la síntesis de proteínas

Hay tres tipos principales de ARN en las células: *ARN mensajero, ARN ribosomal* y *ARN de transferencia,* que en la tabla 18.9 se clasifican de acuerdo con su ubicación y función.

Tabla 18.9 Tipos de moléculas de ARN

Tipo	Abreviatura	Función en la célula
ARN ribosomal	ARNr	Principal componente de los ribosomas
ARN mensajero	ARNm	Porta información para la síntesis de proteínas a partir del ADN en el núcleo hacia los ribosomas
ARN de transferencia	ARNt	Lleva aminoácidos a los ribosomas para síntesis de proteínas

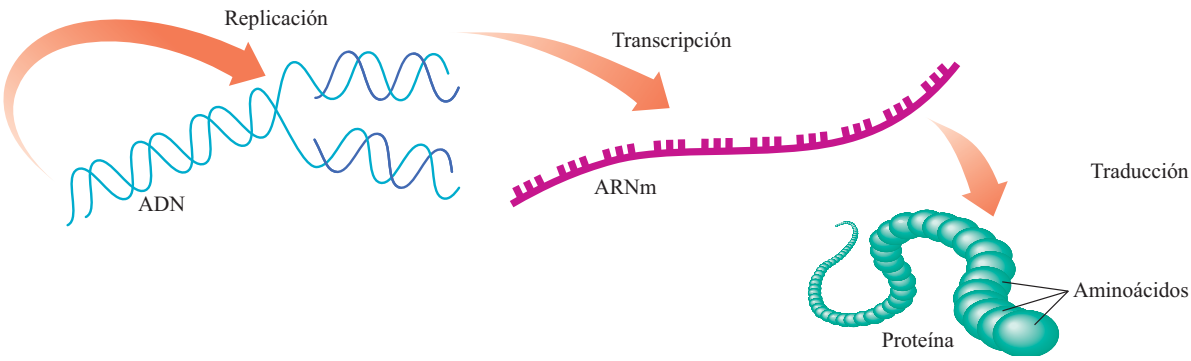


Figura 18.28 La información genética en el ADN se replica en la división celular y se usa para producir ARN mensajero. El ARNm se convierte en aminoácidos para síntesis de proteínas.

P *¿Cuál es la diferencia entre transcripción y traducción?*

Transcripción: síntesis de ARNm

En la replicación, la información genética en ADN se reproduce al elaborar copias idénticas de ADN. En la **transcripción,** la información contenida en el ADN se transfiere a las moléculas de ARNm. En la **traducción,** la información genética ahora presente en el ARNm se usa para construir la secuencia de aminoácidos de la proteína deseada (figura 18.28).

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Transcripción

La transcripción comienza cuando se desenrolla la sección de un ADN que contiene el gen a copiar. Una cadena de ADN actúa como molde conforme se forman enlaces a cada base complementaria: C se parea con G, T con A y A con U (no con T).

Sección de bases en moldes de ADN: —G—A—A—C—T—

Secuencia de bases complementarias en ARNm: —C—U—U—G—A—

Problema de muestra 18.13 **Síntesis de ARN**

La secuencia de bases en una parte del molde ADN para ARNm es CGATCA. ¿Cuál es el correspondiente ARNm producido?

Solución

Los nucleótidos en ADN se parean con los ribonucleótidos del modo siguiente: G ⟶ C, C ⟶ G, T ⟶ A, y A ⟶ U.

Porción de molde ADN: C—G—A—T—C—A

Base complementaria en ARNm: G—C—U—A—G—U

Comprobación de estudio

¿Cuál es el molde ADN que codifica para el ARNm que tiene la secuencia de ribonucleótidos GGGUUUAAA?

El código genético

En el **código genético,** una secuencia de tres bases en el ARNm, llamada **codón,** especifica cada aminoácido en la proteína. El trabajo inicial en la síntesis de proteínas demostró que tripletas repetitivas de uracilo (UUU) producían un polipéptido que contenía sólo fenilalanina. Por tanto, una secuencia de códigos —UUU—UUU—UUU— es para tres fenilalaninas.

Codones en ARNm	—UUU—UUU—UUU—
Traducción	↓ ↓ ↓
Secuencia de aminoácidos	Phe —Phe —Phe

En la actualidad se han determinado los codones para los 20 aminoácidos. A partir de las combinaciones de tripletas de A, G, C y U es posible un total de 64 codones. Tres de estos, UGA, UAA y UAG, son señales de alto que codifican la terminación de la síntesis de proteínas.

Síntesis de proteínas: traducción

Una vez sintetizado el ARNm, migra fuera del núcleo en el citoplasma hacia los ribosomas. En los ribosomas, el proceso de *traducción* convierte los codones en el ARNm en los aminoácidos para elaborar una proteína.

el lugar de la Química

TUTORIAL WEB
Traducción

La síntesis de proteínas comienza cuando un ARNm se combina con un ribosoma. Ahí, las moléculas de ARNt, que transportan aminoácidos, se alinean con ARNm y se forma un enlace peptídico entre los aminoácidos. Después de que el primer ARNt se separa del ribosoma, el ribosoma se cambia hacia el siguiente codón en el ARNm. Cada vez que el ribosoma cambia y el siguiente ARNt se alinea con el ARNm, un enlace peptídico se une al nuevo aminoácido hacia la cadena de polipéptido creciente. Después de que todos los aminoácidos para una proteína particular se unen mediante enlaces peptídicos, el ribosoma encuentra un codón de alto. Puesto que no hay ARNt para complementar al codón terminación, la síntesis de proteínas termina y del ribosoma se libera la cadena de polipéptido completada. Entonces las interacciones entre los aminoácidos en la cadena forman la proteína en la estructura tridimensional que convierte al polipéptido en una proteína biológicamente activa (figura 18.29).

Preguntas y problemas Síntesis de proteínas

18.59 ¿Cuáles son los tres tipos de ARN?
18.60 ¿Cuáles son las funciones de cada tipo de ARN?
18.61 ¿Que significa el término *transcripción*?
18.62 ¿Cuáles bases en ARNm se usan para complementar las bases A, T, G y C en el ADN?
18.63 Escribe la sección correspondiente de ARNm producido a partir de la siguiente sección del molde ADN:
CCGAAGGTTCAC
18.64 Escribe la sección correspondiente de ARNm producida a partir de la siguiente sección del molde ADN:
TACGGCAAGCTA
18.65 ¿Qué es un codón?
18.66 ¿Dónde tiene lugar la síntesis de proteínas?

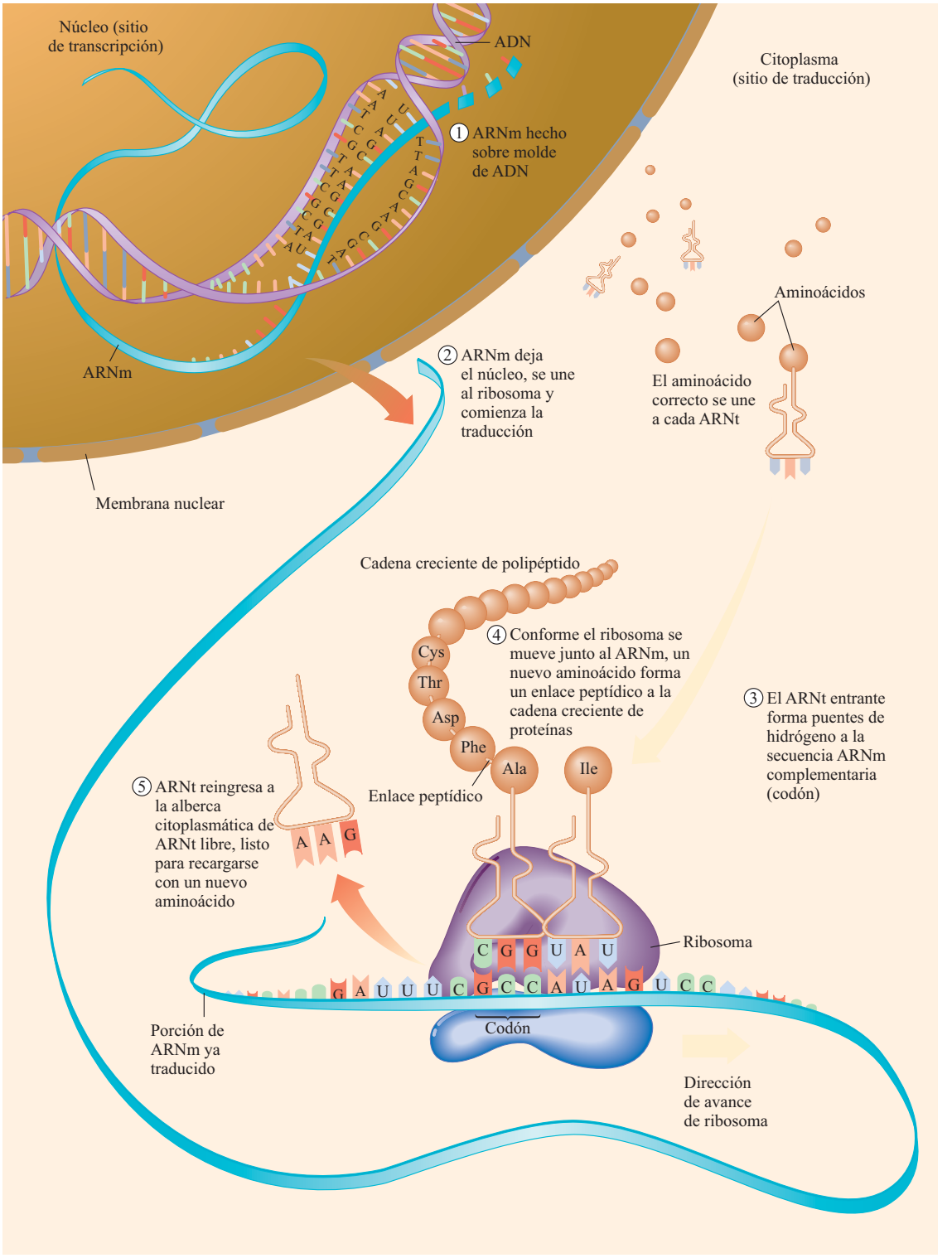
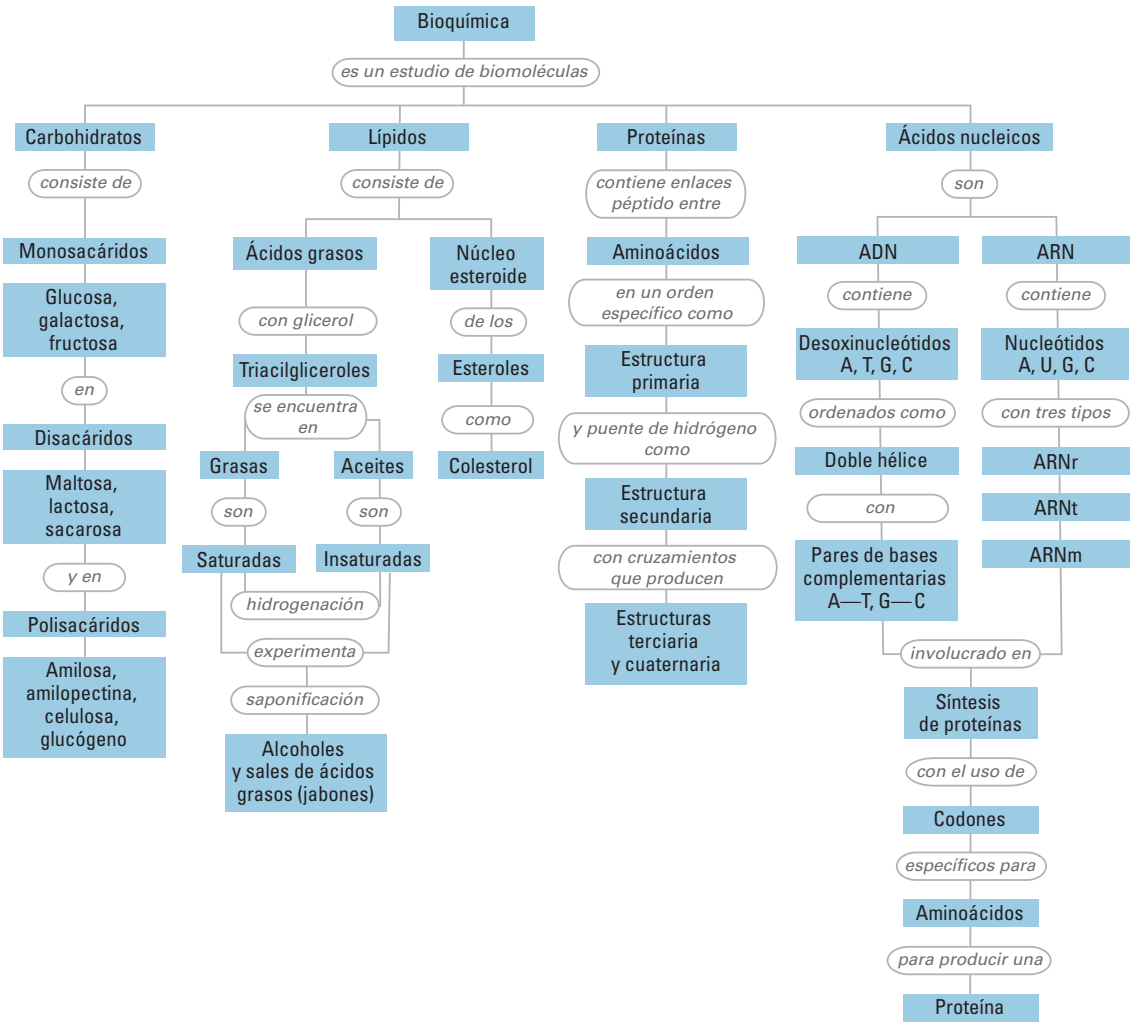


Figura 18.29 En el proceso de traducción, el ARNm sintetizado por transcripción se une a un ribosoma y los ARNt recogen sus aminoácidos y los colocan en una cadena creciente peptídica.

P *¿Cómo se coloca un aminoácido correcto en la cadena peptídica?*

Mapa conceptual **Bioquímica**



Repaso del capítulo

18.1 Carbohidratos

Los carbohidratos están compuestos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Los monosacáridos son polihidroxi aldehídos (aldosas) o cetonas (cetosas). Los monosacáridos también se clasifican por su número de átomos de carbono: *triosa*, *tetrosa*, *pentosa* o *hexosa*. Importantes monosacáridos son glucosa, galactosa y fructosa. La forma predominante de los monosacáridos es la forma cíclica de cinco o seis átomos. La estructura cíclica se forma mediante una reacción entre un OH (por lo general el del carbono 5 en las hexosas) con el grupo carbonilo de la misma molécula.

18.2 Disacáridos y polisacáridos

Los disacáridos son dos unidades monosacárido unidas mediante un enlace glucosídico. En los disacáridos más comunes (maltosa, lactosa y sacarosa), hay al menos una unidad glucosa. Los polisacáridos son polímeros de unidades monosacárido. Los almidones consisten de amilosa, una cadena no ramificada de glucosa, y amilopectina, un polímero ramificado de glucosa. El glucógeno, la forma de almacenamiento de glucosa en los animales, es similar a la amilopectina, con más ramificaciones. La celulosa también es un polímero de glucosa, pero en la celulosa los enlaces glucosídicos son enlaces β en lugar de enlaces α, como en los almidones. Los humanos pueden digerir almidones, pero no celulosa, para obtener energía. Sin embargo, la celulosa es importante como fuente de fibra en nuestras dietas.

18.3 Lípidos

Los lípidos son compuestos no polares que no son solubles en agua. Las clases de lípidos incluyen grasas, aceites y esteroides. Los ácidos grasos son ácidos carboxílicos no ramificados que usualmente contienen un número par (12—18) de átomos de carbono. Los ácidos grasos pueden ser saturados o insaturados. Los triacilgliceroles son ésteres de glicerol con tres ácidos grasos. Las grasas contienen más ácidos grasos saturados y tienen puntos de fusión más altos que la mayoría de los aceites vegetales. La hidrogenación de los ácidos grasos insaturados convierte los enlaces dobles en enlaces sencillos. En la saponificación, una grasa calentada con una base fuerte produce glicerol y las sales de los ácidos grasos, o jabones. Los esteroides son lípidos que contienen el núcleo esteroide, que es una estructura fusionada de cuatro anillos. Las hormonas esteroides están estrechamente relacionadas en estructura con el colesterol. Las hormonas sexuales, como el estrógeno y la testosterona, son responsables de las características sexuales y la reproducción.

18.4 Proteínas

Un grupo de 20 aminoácidos proporcionan los bloques constructores moleculares de las proteínas. Unidas al carbono central (alfa) de cada aminoácido hay un grupo amino, un grupo carboxilo y un grupo lateral característico (R). Los aminoácidos forman péptidos cuando un enlace peptídico une el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino del segundo. Las cadenas largas de aminoácidos se llaman proteínas.

18.5 Estructura de proteínas

La estructura primaria de una proteína es su secuencia de aminoácidos. En la estructura secundaria, los puentes de hidrógeno entre grupos de péptidos producen una forma característica como una hélice α, una hoja plegada β o una triple hélice. Una estructura terciaria se estabiliza mediante interacciones entre grupos R de aminoácidos en una región de la cadena de polipéptidos con grupos R en diferentes regiones de la proteína. En una estructura cuaternaria, dos o más subunidades terciarias se combinan para la actividad biológica.

18.6 Proteínas como enzimas

Las enzimas son proteínas que actúan como catalizadores biológicos al acelerar la velocidad de las reacciones celulares. Dentro de la estructura terciaria de una enzima, una pequeña cavidad, llamado sitio activo, en donde se une a los sustratos. En el modelo de llave y cerradura, un sustrato encaja precisamente en la forma del sitio activo. En el modelo de ajuste inducido, los sustratos inducen el sitio activo para cambiar la estructura y dar un ajuste óptimo con el sustrato. En el complejo enzima-sustrato, la catálisis tiene lugar cuando las cadenas laterales de aminoácido reaccionan con un sustrato. Los productos se liberan y la enzima está disponible para unirse a otra molécula de sustrato.

18.7 Ácidos nucleicos

Los ácidos nucleicos, ácido desoxirribonucleico (ADN) y ácido ribonucleico (ARN) son polímeros de nucleótidos. Un nucleótido está compuesto de tres partes: una base, un azúcar y un grupo fosfato. En el ADN, el azúcar es desoxirribosa y la base nitrogenada puede ser adenina, timina, guanina o citosina. En el ARN, el azúcar es ribosa y el uracilo sustituye a la timina. Cada ácido nucleico tiene su propia secuencia única de bases, conocida como su estructura primaria. Una molécula de ADN consiste de dos cadenas de nucleótidos. Las dos cadenas se mantienen juntas mediante puentes de hidrógeno entre pares de bases complementarias: A con T, y G con C. Durante la replicación de ADN, el pareado de bases complementarias asegura la elaboración de una copia idéntica del ADN original.

18.8 Síntesis de proteínas

Transcripción es el proceso mediante el que se produce ARNm a partir de una cadena de ADN. Las bases en el ARNm son complementarias al ADN, excepto que A en ADN se parea con U en el ARN.

El código genético consiste de una secuencia de tres bases (codón) en el ARNm, que especifica el orden para los aminoácidos en una proteína. Las proteínas se sintetizan en los ribosomas. Durante la traducción, el ARNt lleva los aminoácidos adecuados al ARNm en el ribosoma y forma enlaces peptídicos. Cuando se libera el polipéptido, toma sus estructuras secundaria y terciaria y se convierte en una proteína funcional en la célula.

Términos clave

aceite Otro término para los triacilgliceroles líquidos.

ácidos grasos Ácidos carboxílicos de cadena larga que se encuentran en las grasas.

ácidos nucleicos Grandes moléculas compuestas de nucleótidos, que se encuentran en una doble hélice en ADN y como las cadenas sencillas del ARN.

ADN Ácido desoxirribonucleico; el material genético de todas las células, que contiene nucleótidos con azúcar desoxirribosa, fosfato y las cuatro bases nitrogenadas adenina, timina, guanina y citosina.

aldosa Monosacáridos que contienen un grupo aldehído.

amilopectina Polímero de almidón de cadena ramificada compuesto de unidades glucosa unidas mediante enlaces α-1,4- y α-1,6-glucosídicos.

amilosa Polímero de almidón no ramificado compuesto de unidades de glucosa unidos mediante enlaces α-1,4-glucosídicos.

aminoácido Bloque constructor de las proteínas, que consiste de un grupo amino, un grupo ácido carboxílico y un grupo lateral único unido al carbono alfa.

aminoácido hidrofílico Aminoácido que tiene grupos R polares, ácidos o básicos que son atraídos por el agua; "amante del agua".

aminoácido hidrofóbico Aminoácido no polar con grupos R de hidrocarburos; "temeroso del agua".

aminoácidos no polares Aminoácidos que no son solubles en agua porque contienen una cadena lateral no polar.

aminoácidos polares Aminoácidos que son solubles en agua porque su grupo R es polar: hidroxilo (OH), tiol (SH), carbonilo (C═O), amino (NH_2) o carboxilo (COOH).

ARN Ácido ribonucleico, un tipo de ácido nucleico que es una cadena sencilla de nucleótidos que contienen adenina, citosina, guanina y uracilo.

bioquímica Estudio de la estructura y reacciones de químicos que ocurren en los sistemas vivientes.

carbohidrato Azúcar simple o compleja compuesta de carbono, hidrógeno y oxígeno.

celulosa Polisacárido no ramificado compuesto de unidades de glucosa unidos mediante enlaces β-1,4-glucosídico que el sistema digestivo humano no puede hidrolizar.

cetosa Monosacárido que contiene un grupo cetona.

código genético Secuencia de codones en el ARNm que especifica el orden de aminoácidos para la síntesis de proteínas.

codón Secuencia de tres bases en ARNm que especifica que cierto aminoácido se coloque en una proteína. Algunos codones señalan el inicio o la detención de la transcripción.

colesterol El más predominante de los compuestos esteroides que se encuentran en las membranas celulares.

complejo enzima-sustrato (ES) Intermediario que consiste de una enzima que se une a un sustrato en una reacción catalizada por enzima.

disacárido Carbohidrato compuesto de dos monosacáridos unidos mediante un enlace glucosídico.

doble hélice Forma helicoidal de la doble cadena de ADN, que es como una escalera en espiral con una columna azúcar-fosfato en el exterior y pares de bases como peldaños en el interior.

enlace fosfodiéster Liga de fosfato que une el grupo hidroxilo en un nucleótido con el grupo fosfato en el siguiente nucleótido.

enlace peptídico Enlace amida que une aminoácidos en polipéptidos y proteínas.

enzima Proteína que cataliza una reacción biológica.

esteroides Tipos de lípido compuesto de un sistema de anillo multicíclico.

estructura cuaternaria Estructura proteica en la que dos o más subunidades proteicas forman una proteína activa.

estructura primaria Secuencia de los aminoácidos en una proteína.

estructura secundaria Formación de una hélice α, una hoja plegada β o una triple hélice.

estructura terciaria Plegamiento de la estructura secundaria de una proteína en una estructura compacta que se estabiliza mediante las interacciones de grupos R como enlaces iónicos y disulfuro.

fructosa Monosacárido que se encuentra en la miel y el jugo de frutas; se combina con glucosa en la sacarosa.

galactosa Monosacárido que ocurre combinado con glucosa en la lactosa.

glucógeno Polisacárido formado en el hígado y los músculos para el almacenamiento de glucosa como reserva de energía. Se compone de glucosa en un polímero enormemente ramificado unido mediante enlaces α-1,4- y α-1,6-glucosídicos.

glucosa El monosacárido predominante en la dieta. Una aldohexosa que se encuentra en las frutas, los vegetales, el jarabe de maíz y la miel. Se combina en enlaces glucosídicos para formar la mayoría de los polisacáridos.

grasa Otro término para triacilgliceroles sólidos.

hélice α (alfa) Nivel secundario de estructura proteica en la que los puentes de hidrógeno unen más tarde el NH de un enlace peptídico con el C═O de un enlace peptídico en la cadena para formar una estructura enrollada o de sacacorchos.

hidrogenación Adición de hidrógeno a las grasas insaturadas.

hoja plegada β (beta) Nivel secundario de estructura proteica que consiste de puentes de hidrógeno entre ligas peptídicas en cadenas de polipéptidos paralelas.

lactosa Disacárido que consiste de glucosa y galactosa, que se encuentra en la leche y productos lácteos.

lípidos Familia de compuestos que es no polar en naturaleza y no soluble en agua; incluye grasas, ceras y esteroides.

maltosa Disacárido que consiste de dos unidades glucosa; se obtiene a partir de la hidrólisis del almidón y en los granos en germinación.

modelo de ajuste inducido Modelo de acción enzimática en el que un sustrato induce una enzima para modificar su forma, con el fin de dar un ajuste óptimo con la estructura del sustrato.

modelo de llave y cerradura Modelo de una enzima en el que el sustrato, como una llave, encaja exactamente en la forma de la cerradura, que es la forma específica del sitio activo.

monosacárido Compuesto polihidroxi que contiene un grupo aldehído o cetona.

nucleósido Combinación de una azúcar pentosa y una base nitrogenada.

nucleótidos Bloques constructores de un ácido nucleico que consiste de una base nitrogenada, un azúcar pentosa (ribosa o desoxirribosa) y un grupo fosfato.

pares de bases complementarias En ADN, la adenina siempre se parea con timina (A—T o T—A) y la guanina siempre se parea con citosina (G—C o C—G). En la formación de ARN, la adenina se parea con uracilo (A—U).

péptido Combinación de dos o más aminoácidos unidos mediante enlaces peptídicos.

polisacáridos Polímeros de muchas unidades monosacárido, por lo general glucosa. Los polisacáridos difieren en los tipos de enlaces glucosídicos y la cantidad de ramificación en el polímero.

proteína Término usado para polipéptidos biológicamente activos que tienen muchos aminoácidos unidos mediante enlaces peptídicos.

replicación Proceso de duplicar el ADN mediante pareado de las bases en cada cadena molde con su base complementaria.

sacarosa Disacárido compuesto de glucosa y fructosa; comúnmente llamada azúcar de mesa o "azúcar".

saponificación Reacción de una grasa con una base fuerte para formar glicerol y sales de ácidos grasos (jabones).

sitio activo Cavidad en una parte de la estructura terciaria de una enzima que une al sustrato y cataliza una reacción.

traducción Interpretación de los codones en el ARNm como aminoácidos en un péptido.

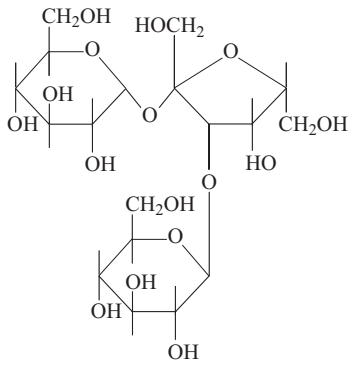
transcripción Transferencia de información genética a partir de ADN mediante la formación de ARNm.

triacilgliceroles Familia de lípidos compuestos de tres ácidos grasos unidos mediante enlaces éster a glicerol, un alcohol trihidroxi.

triple hélice Estructura de una proteína que se encuentra en el colágeno, que consiste de tres cadenas de polipéptido entretejidas como una trenza.

Comprensión de conceptos

18.67 La melicitosa es un sacárido con la siguiente estructura:



a) ¿la melicitosa es un mono, di, tri o polisacárido?
b) ¿cuáles son los monosacáridos en la melicitosa?

18.68 ¿Cuáles son los disacáridos y polisacáridos presentes en cada uno de los siguientes ejemplos?



a)



b)



c)



d)

18.69 El ácido palmítico se obtiene del aceite de palma como tripalmitato de glicerilo. Dibuja su estructura.



18.70 Identifica cada uno de los siguientes ejemplos como ácido graso saturado, monoinsaturado, poliinsaturado, omega-3 u omega-6:

a) $CH_3—(CH_2)_4—(CH{=}CH—CH_2)_2—(CH_2)_6—COOH$
b) ácido linolénico
c) $CH_3—(CH_2)_{14}—COOH$
d) $CH_3—(CH_2)_7—CH{=}CH—(CH_2)_7—COOH$



18.71 El aceite de girasol se usa para elaborar margarina. Un triacilglicerol en el aceite de girasol consiste de dos ácidos linoleicos y un ácido oleico.
a) escribe dos isómeros para el triacilglicerol en el aceite de girasol
b) usando uno de los isómeros, escribe la reacción que usarías cuando el aceite de girasol se utilice para elaborar margarina sólida



18.72 Las semillas y vegetales con frecuencia tienen deficiencia de uno o más aminoácidos esenciales. Con la siguiente tabla, establece si las siguientes combinaciones proporcionarían todos los aminoácidos esenciales:

Fuente	Lisina	Triptófano	Metinonina
Harina de avena	No	Sí	Sí
Arroz	No	Sí	Sí
Garbanzo	Sí	No	Sí
Alubias	Sí	No	No
Harina de maíz	No	Sí	Sí

a) arroz y garbanzo
b) alubias y harina de maíz
c) ensalada de garbanzo y alubias
d) arroz y alubias
e) arroz y harina de avena
f) harina de avena y alubias





18.73 Para cada uno de los siguientes pares de cadenas laterales, identifica los aminoácidos y el tipo de cruzamiento que se forman entre ellos:

a) $-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-NH_2$ y $HO-CH_2-$

b) $-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O^-$ y $\overset{+}{H_3N}-(CH_2)_4-$

c) $-CH_2-SH$ y $HS-CH_2-$

d) $-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_3$ y CH_3-

18.74 Responde las siguientes preguntas para la sección dada de ADN.

a) Completa las bases en las cadenas principales y molde.

A		G	T			C	T	Cadena principal
	C			G	C	G		Cadena molde

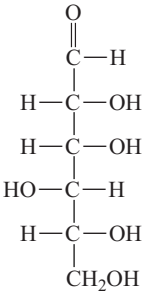
b) Con la cadena molde, escribe la secuencia ARNm

Preguntas y problemas adicionales

18.75 ¿Cuáles son las diferencias estructurales entre la glucosa y la galactosa?

18.76 ¿Cuáles son las diferencias estructurales entre la glucosa y la fructosa?

18.77 Considera el azúcar gulosa.



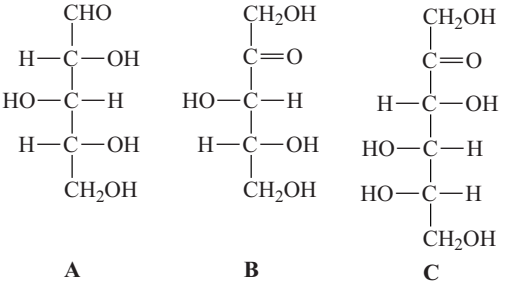
Gulosa

Dibuja la estructura cíclica para α- y β-gulosa.

18.78 De los compuestos que se muestran, selecciona aquellos que coincidan con lo siguiente:

a) una cetopentosa *b*) una aldopentosa

c) una cetohexosa



A **B** **C**

18.79 La gentiobiosa, que se encuentra en el azafrán, tiene dos moléculas de glucosa unidas mediante un enlace β-1,6-glucosídico. Dibuja la estructura de α-gentiobiosa.

18.80 ¿Por qué un animal que vive en un clima frío tiene más triacilgliceroles insaturados en su grasa corporal que un animal que vive en un clima caliente?

18.81 Dibuja la estructura de Ser-Lys-Asp.

18.82 Dibuja la estructura de Val-Ala-Leu.

18.83 Identifica la base y azúcar en cada uno de los siguientes nucleósidos:

a) desoxitimidina *b*) adenosina

c) cistidina *d*) desoxiguanosina

18.84 Identifica la base y azúcar en cada uno de los siguiente nucleótidos:
a) CMP *b*) dAMP
c) dGMP *d*) UMP

18.85 Escribe la secuencia de bases complementarias para cada uno de los siguientes segmentos de ADN:
a) GACTTAGGC
b) TGCAAACTAGCT
c) ATCGATCGATCG

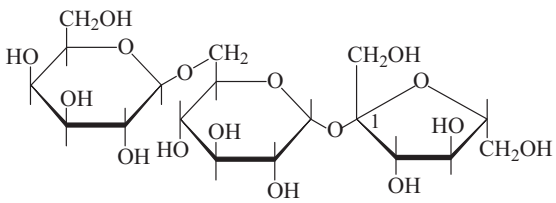
18.86 Escribe la secuencia de bases complementarias para cada uno de los siguientes segmentos de ADN:
a) TTACGGACCGC
b) ATAGCCCTTACTGG
c) GGCCTACCTTAACGACG

18.87 Relaciona los siguientes enunciados con ARNr, ARNm o ARNt:
a) transporta información genética del núcleo a los ribosomas
b) actúa como molde para la síntesis de proteínas

18.88 Relaciona los siguientes enunciados con ARNr, ARNm o ARNt:
a) se encuentra en los ribosomas
b) lleva aminoácidos a los ribosomas para síntesis de proteínas

Preguntas de desafío

18.89 La rafinosa es un trisacárido que se encuentra en el maná australiano y en la harina de semilla de algodón. Está compuesto de tres diferentes monosacáridos. Identifica los monosacáridos en la rafinosa.



18.90 Un mol de trioleina está completamente hidrogenado. ¿Cuál es el producto? ¿Cuántos moles de hidrógeno se requieren? ¿Cuántos gramos de hidrógeno? ¿Cuántos litros de hidrógeno se necesitan si la reacción corre a TPE?

18.91 ¿Cuáles son algunas diferencias entre los siguientes pares?
a) estructuras proteicas secundaria y terciaria
b) aminoácidos esenciales y no esenciales
c) aminoácidos polares y no polares
d) di y tripéptidos
e) un enlace iónico (puente salino) y un enlace disulfuro
f) hélice α y hoja plegada β
g) estructuras terciaria y cuaternaria de proteínas

18.92 ¿Qué tipo de interacción esperarías de los siguientes aminoácidos en una estructura terciaria?
a) treonina y asparagina
b) valina y alanina
c) arginina y ácido aspártico

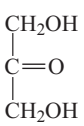
18.93 *a*) si la doble hélice de ADN del salmón contiene 28% de adenina, ¿cuál es el porcentaje de timina, guanina y citosina?
b) si la doble hélice de ADN en los humanos contiene 20% de citosina, ¿cuál es el porcentaje de guanina, adenina y timina?

18.94 ¿Por qué no hay pares de bases en el ADN entre adenina y guanina, o timina y citosina?

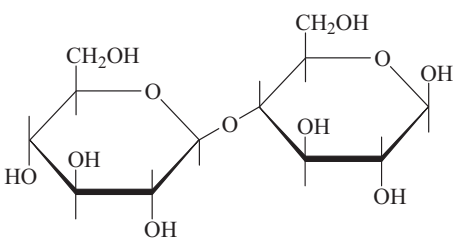
Respuestas

Respuestas a comprobaciones de estudio

18.1



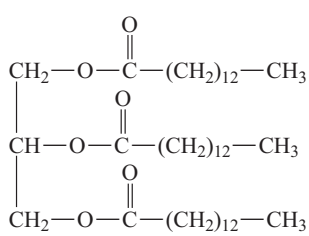
18.2



18.3 La celulosa contiene unidades de glucosa unida mediante enlaces β-1,4-glucosídicos, mientras que las unidades glucosa en la amilosa están unidas mediante enlaces α-1,4-glucosídicos.

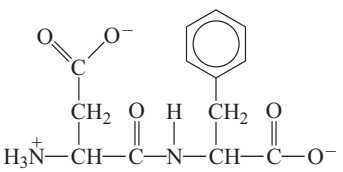
18.4 *a*) 16 *b*) insaturado

18.5



18.6 *a*) no polar *b*) polar

18.7



18.8 una triple hélice

18.9 Ambas son no polares y tendrían interacciones hidrofóbicas.

18.10 cuaternaria

18.11 En el modelo de llave y cerradura, la forma de un sustrato encaja exactamente en la forma del sitio activo. En el modelo de ajuste inducido, el sustrato induce el sitio activo para ajustar a su forma y encajar en el sustrato.

18.12 C—C—A—A—T—T—G—G

18.13 CCCAAATTT

Respuestas a preguntas y problemas seleccionados

18.1 Los grupos hidroxilo se encuentran en todos los monosacáridos junto con un carbonilo en el primero o segundo carbonos.

18.3 Una cetopentosa tiene grupos funcionales hidroxilo y cetona y tiene cinco átomos de carbono.

18.5 *a*) cetosa *b*) aldosa
c) cetosa *d*) aldosa
e) aldosa

18.7 En la galactosa, el hidroxilo en el carbono 4 se extiende hacia la izquierda. En la glucosa, este hidroxilo va hacia la derecha.

18.9 En la estructura cíclica de la glucosa hay cinco átomos de carbono y un oxígeno.

18.11 *a*) forma α *b*) forma β

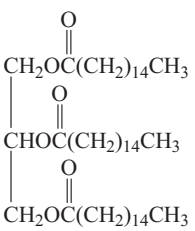
18.13 *a*) galactosa y glucosa; enlace β-1,4; lactosa
b) glucosa y glucosa; enlace α-1,4; maltosa

18.15 *a*) sacarosa *b*) lactosa
c) maltosa *d*) lactosa

18.17 *a*) celulosa *b*) amilosa, amilopectina
c) amilosa *d*) glucógeno

18.19 *a*) saturado *b*) insaturado
c) insaturado *d*) saturado

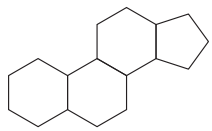
18.21



18.23 El aceite de cártamo contiene ácidos grasos con dos o tres enlaces dobles; el aceite de oliva contiene una gran cantidad de ácido oleico, que sólo tiene un enlace doble (monoinsaturado).

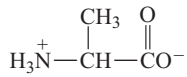
18.25 *a*) algunos de los enlaces dobles en los ácidos grasos insaturados se convirtieron a enlaces sencillos por la adición de hidrógeno
b) son principalmente ácidos grasos saturados

18.27

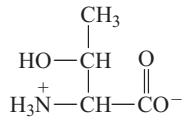


18.29 Todos los aminoácidos tienen un grupo ácido carboxílico y un grupo amino en el carbono α.

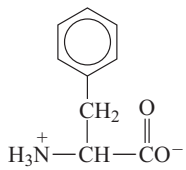
18.31 *a*)



b)



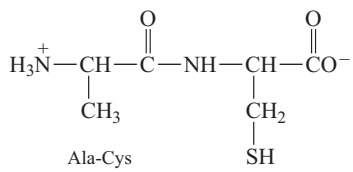
c)



18.33 *a*) hidrofóbico no polar
b) hidrofílico polar
c) hidrofóbico no polar

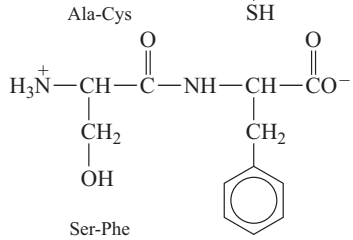
18.35 *a*) alanina *b*) valina
c) lisina *d*) cisteína

18.37 *a*)



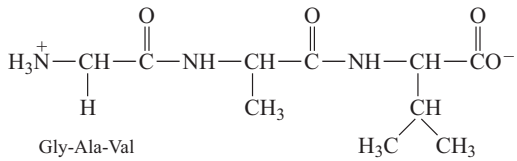
Ala-Cys

b)



Ser-Phe

c)



Gly-Ala-Val

18.39 Val-Ser-Ser, Ser-Val-Ser o Ser-Ser-Val

18.41 En la hélice α, los puentes de hidrógeno se forman entre el átomo de oxígeno carbonilo y el átomo de hidrógeno amino del cuarto aminoácido en la secuencia. En la hoja plegada β, los puentes de hidrógeno ocurren entre péptidos paralelos o a través de secciones de una larga cadena de polipéptido.

18.43 *a*) enlace disulfuro *b*) puente de hidrógeno *c*) interacción hidrofóbica

18.45 *a*) cisteína
b) leucina y valina se encontrarán en el interior de la proteína porque son hidrofóbicos
c) la cisteína y el ácido aspártico estarían en el exterior de la proteína porque son polares
d) el orden de los aminoácidos (la estructura primaria) proporciona los grupos R, cuyas interacciones determinan la estructura terciaria de la proteína

18.47 *a*) enzima *b*) complejo enzima-sustrato *c*) sustrato

18.49 *a*) $E + S \rightleftharpoons ES \longrightarrow E + P$
b) el sitio activo es una región o cavidad dentro de la estructura terciaria de una enzima que acepta el sustrato, alinea el sustrato para la reacción y cataliza la reacción

18.51 *a*) ADN *b*) tanto ADN como ARN

18.53 Las dos cadenas de ADN se mantienen unidas mediante puentes de hidrógeno entre las bases en cada cadena.

18.55 *a*) TTTTTT
b) CCCCCC
c) TCAGGTCCA
d) GACATATGCAAT

18.57 Las cadenas de ADN se separan y el ADN polimerasa parea cada una de las bases con su base complementaria y produce dos copias exactas del ADN original.

18.59 ARN ribosomal, ARN mensajero y ARN de transferencia

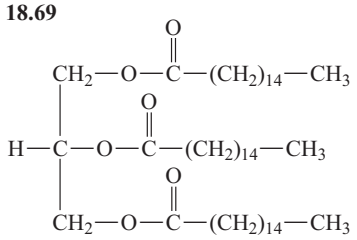
18.61 en la transcripción, la secuencia de nucleótidos en un molde de ADN (una cadena) se usa para producir la secuencia de bases de un ARN mensajero

18.63 GGCUUCCAAGUG

18.65 Una secuencia de tres bases en el ARNm que codifica un aminoácido específico en una proteína

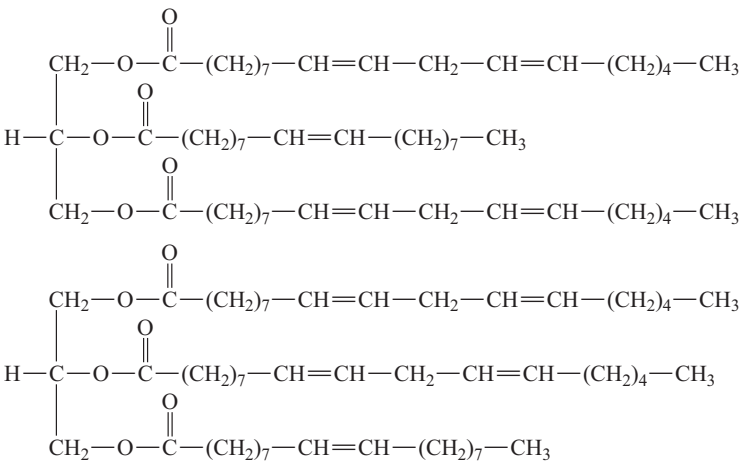
18.67 *a*) la melicitosa es un trisacárido
b) la melicitosa contiene dos moléculas de glucosa y una molécula de fructosa

18.69

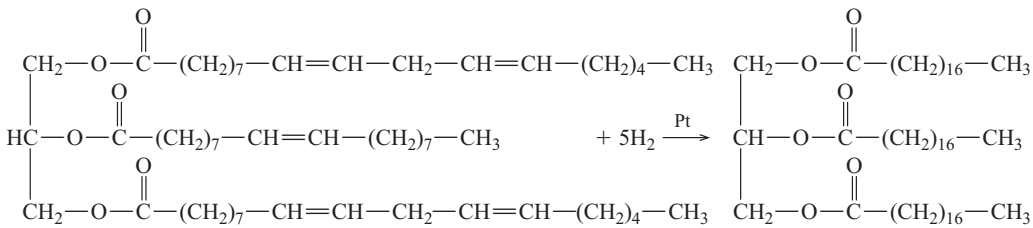


Tripalmitato de glicerilo

18.71 *a*)



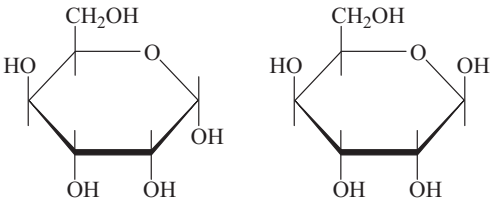
b)



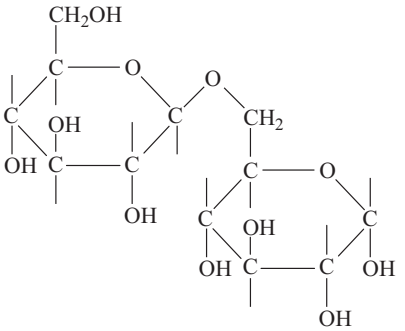
18.73 *a*) asparagina y serina; puente de hidrógeno
b) ácido aspártico y lisina; puente salino
c) dos cisteínas; enlace disulfuro
d) valina y alanina; atracción hidrofóbica

18.75 Sólo difieren en el carbono 4, donde el —OH en la glucosa está en el lado derecho y en la galactosa está en el lado izquierdo.

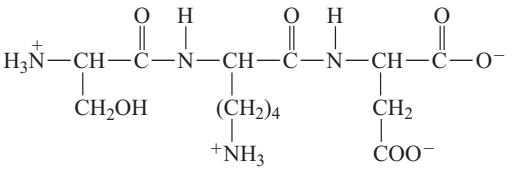
18.77



18.79



18.81



18.83 *a*) timina y desoxirribosa
b) adenina y ribosa
c) citosina y ribosa
d) guanina y desoxirribosa

18.85 *a*) CTGAATCCG
b) ACGTTTGATCGA
c) TAGCTAGCTAGC

18.87 *a*) ARNm *b*) ARNm

18.89 galactosa, glucosa y fructosa

18.91 *a*) la estructura secundaria de una proteína depende de los puentes de hidrógeno para formar una hélice o una hoja plegada. La estructura terciaria se determina mediante la interacción de cadenas laterales y determina la estructura tridimensional de la proteína
b) los aminoácidos no esenciales se sintetizan mediante el cuerpo, pero los aminoácidos esenciales se deben suministrar por la dieta
c) los aminoácidos polares tienen grupos laterales hidrofílicos; los aminoácidos no polares tienen grupos laterales hidrofóbicos
d) los dipéptidos tienen dos aminoácidos; los tripéptidos tienen tres
e) un enlace iónico es una interacción entre un grupo lateral básico y uno ácido; un enlace disulfuro une los sulfuros de dos cisteínas
f) la hélice alfa es la forma secundaria como una escalera en espiral o sacacorchos. La hoja plegada beta es una estructura secundaria que se forma mediante muchas proteínas lado a lado
g) la estructura terciaria de una proteína es su estructura tridimensional. En la estructura cuaternaria se agrupan dos o más subunidades péptido

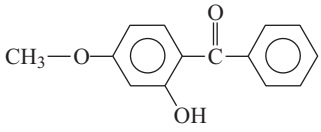
18.93 Puesto que A se une con T, T también es 28%. Dado que A y T = 56%, hay 44% para los otros nucleótidos, o 22% G y 22% C.

Combinación de ideas de los capítulos 17 y 18

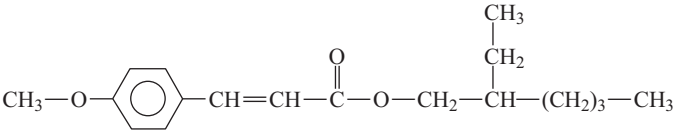
CI 35 Los protectores solares contienen compuestos que absorben la luz UV, como oxibenzona y 2-etilhexil-4-metoxicinamato.



Identifica los grupos funcionales en cada uno de los siguientes compuestos que absorben UV, utilizados en los protectores solares:



a) oxibenzona



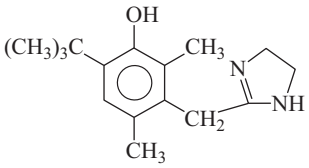
b) 2-etilhexil-4-metoxicinamato

CI 36 Identifica los grupos funcionales en cada uno de los siguientes casos:

a) la oximetazolina es un vasoconstrictor que se usa en aerosoles para descongestionar la nariz, como el Afrin



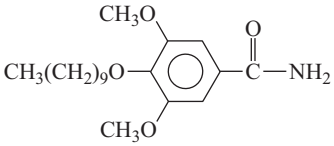
oximetazolina



b) la decimemida se usa como anticonvulsivo



decimemida



CI 37 El gas acetileno reacciona con oxígeno y se quema a alta temperatura en un soplete de acetileno.

a) escribe la ecuación balanceada para la combustión completa del acetileno



b) ¿cuántos gramos de oxígeno se necesitan para reaccionar con 8.5 L de acetileno a TPE?
c) ¿cuántos litros de CO2 (a TPE) se producen cuando 30.0 g de acetileno experimentan combustión?

CI 38 Un compuesto con una fórmula C_4H_8O se sintetiza mediante oxidación de 2-metil-1-propanol. ¿Cuál es la estructura del compuesto?

CI 39 El éter metílico de *ter*-butilo (MTBE) o éter metílico de 2-metil-propilo ($C_5H_{12}O$) es un aditivo de combustible para gasolina para elevar el octanaje. Aumenta el contenido de oxígeno, lo que reduce las emisiones de CO a un nivel aceptable determinado por las leyes contra la contaminación ambiental.
a) si una mezcla de combustible requiere 2.7% de oxígeno por masa, ¿cuántos gramos de MTBE debe haber en cada 100 g de gasolina?
b) ¿cuántos litros de MTBE habría en un litro de combustible si la densidad tanto de la gasolina como del MTBE es de 0.740 g/mL?
c) escribe la ecuación para la combustión completa de MTBE
d) ¿cuántos litros de aire, que contienen 21% (v/v) O_2, se requieren a TPE para reaccionar por completo (combustión) 1.00 L de MTBE líquido?



CI 40 Si una hembra de la polilla de la seda segrega 50 ng de Bombykol, un atrayente sexual, ¿cuántas moléculas segregó? (Ve la Nota Química, "Feromonas en la comunicación de los insectos", página 600.)

CI 41 Un céspol se puede obstruir con grasa sólida como el triestearato de glicerilo.
a) ¿cómo la lejía (NaOH), que se agregue al céspol, removerá la obstrucción?
b) escribe una ecuación para la reacción que ocurre



CI 42 El aceite de oliva tiene un alto porcentaje de trioleína.
a) dibuja la estructura de la trioleína
b) ¿cuántos litros de gas H_2 a TPE se necesitan para saturar por completo 100 g de trioleína?
c) ¿cuántos mililitros de 6.00 M NaOH se necesitan para saponificar por completo 100. g de trioleína?



Respuestas a las CI

CI 35 *a*) aromático, éter, alcohol, cetona
b) aromático, éter, alqueno, éster

CI 37 *a*) acetileno H—C≡C—H o C_2H_2

$$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

b) C_2H_2 26.04 g/mol

$$8.5\ \cancel{L\ C_2H_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ C_2H_2}}{22.4\ \cancel{L\ C_2H_2}} \times \frac{5\ \cancel{mol\ O_2}}{2\ \cancel{mol\ C_2H_2}} \times \frac{32.00\ g\ O_2}{1\ \cancel{mol\ O_2}} = 30\ g\ O_2$$

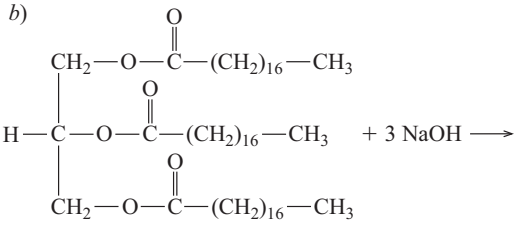
c)

$$30.0\ \cancel{g\ C_2H_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ C_2H_2}}{26.04\ \cancel{g\ C_2H_2}} \times \frac{4\ \cancel{mol\ CO_2}}{2\ \cancel{mol\ C_2H_2}} \times \frac{22.4\ L\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} = 51.6\ L\ CO_2$$

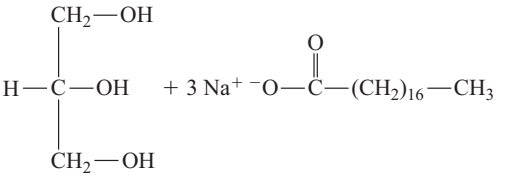
CI 39 *a*) 15 g MTBE
b) 0.15 L MTBE
c) $2\ C_5H_{12}O + 15\ O_2 \longrightarrow 10\ CO_2 + 12\ H_2O$
MTBE
d) 6700 L de aire o 6.7×10^3 L de aire

CI 41 *a*) agregar NaOH hidrolizará el lípido triestearato y lo romperá para lavarlo con la corriente

b)

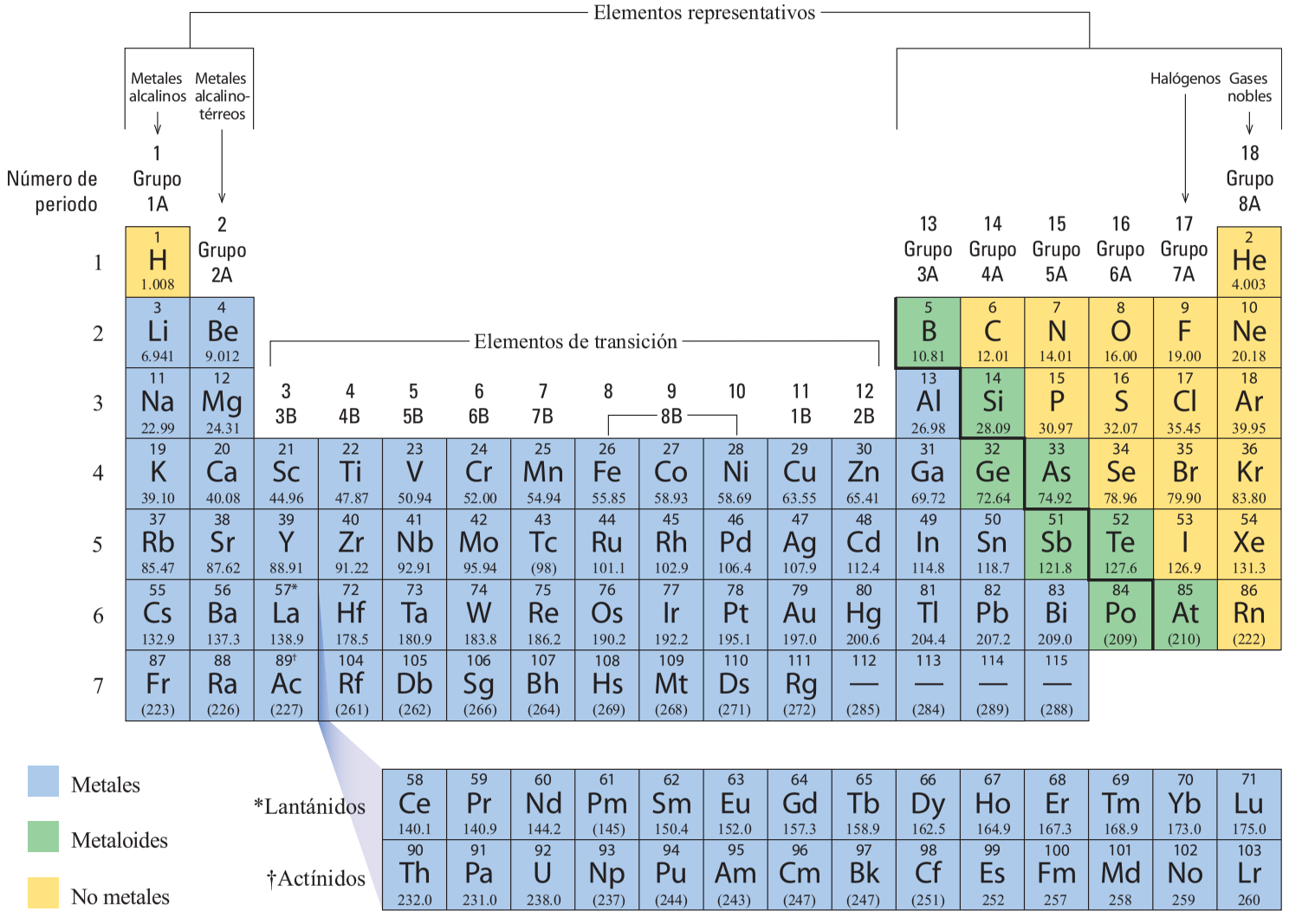


Estearato de glicerol



Glicerol Sales de ácido estéarico

Tabla periódica de los elementos



Masas atómicas de los elementos

Nombre	Símbolo	Número atómico	Masa atómica[a]
Actinio	Ac	89	(227)
Aluminio	Al	13	26.98
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.8
Argón	Ar	18	39.95
Arsénico	As	33	74.92
Astatino	At	85	(210)
Azufre	S	16	32.07
Bario	Ba	56	137.3
Berquelio	Bk	97	(247)
Berilio	Be	4	9.012
Bismuto	Bi	83	209.0
Bohrio	Bh	107	(264)
Boro	B	5	10.81
Bromo	Br	35	79.90
Cadmio	Cd	48	112.4
Calcio	Ca	20	40.08
Californio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12.01
Cerio	Ce	58	140.1
Cesio	Cs	55	132.9
Circonio	Zr	40	91.22
Cloro	Cl	17	35.45
Criptón	Kr	36	83.80
Cromo	Cr	24	52.00
Cobalto	Co	27	58.93
Cobre	Cu	29	63.55
Curio	Cm	96	(247)
Darmstadtio	Ds	110	(271)
Dubnio	Db	105	(262)
Disprosio	Dy	66	162.5
Einsteinio	Es	99	(252)
Erbio	Er	68	167.3
Escandio	Sc	21	44.96
Estaño	Sn	50	118.7
Estroncio	Sr	38	87.62
Europio	Eu	63	152.0
Fermio	Fm	100	(257)
Flúor	F	9	19.00
Fósforo	P	15	30.97
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.3
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.64
Hafnio	Hf	72	178.5
Hasio	Hs	108	(269)
Helio	He	2	4.003
Hidrógeno	H	1	1.008
Hierro	Fe	26	55.85
Holmio	Ho	67	164.9
Indio	In	49	114.8
Iridio	Ir	77	192.2
Iterbio	Yb	70	173.0
Itrio	Y	39	88.91
Lantano	La	57	138.9
Laurencio	Lr	103	(260)
Litio	Li	3	6.941
Lutecio	Lu	71	175.0
Magnesio	Mg	12	24.31
Manganeso	Mn	25	54.94
Meitnerio	Mt	109	(268)
Mendelevio	Md	101	(258)
Mercurio	Hg	80	200.6
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.2
Neón	Ne	10	20.18
Neptunio	Np	93	(237)
Níquel	Ni	28	58.69
Niobio	Nb	41	92.91
Nitrógeno	N	7	14.01
Nobelio	No	102	(259)
Osmio	Os	76	190.2
Oro	Au	79	197.0
Oxígeno	O	8	16.00
Paladio	Pd	46	106.4
Plata	Ag	47	107.9
Platino	Pt	78	195.1
Plomo	Pb	82	207.2
Plutonio	Pu	94	(244)
Polonio	Po	84	(209)
Potasio	K	19	39.10
Praseodimio	Pr	59	140.9
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231.0
Radio	Ra	88	(226)
Radón	Rn	86	(222)
Renio	Re	75	186.2
Rodio	Rh	45	102.9
Roentgenio	Rg	111	(272)
Rubidio	Rb	37	85.47
Rutenio	Ru	44	101.1
Rutherfordio	Rf	104	(261)
Samario	Sm	62	150.4
Seaborgio	Sg	106	(266)
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.09
Sodio	Na	11	22.99
Tántalo	Ta	73	180.9
Tecnecio	Tc	43	(98)
Telurio	Te	52	127.6
Terbio	Tb	65	158.9
Talio	Tl	81	204.4
Torio	Th	90	232.0
Tulio	Tm	69	168.9
Titanio	Ti	22	47.87
Tungsteno	W	74	183.8
Uranio	U	92	238.0
Vanadio	V	23	50.94
Xenón	Xe	54	131.3
Yodo	I	53	126.9
Zinc	Zn	30	65.41
—	—	112	(285)
—	—	113	(284)
—	—	114	(289)
—	—	115	(288)

[a] Los valores entre paréntesis son los números de masa del isótopo más estable.

Unidades SI y algunos factores de conversión útiles

Longitud — Unidad SI metro (m)	Volumen — Unidad SI metro cúbico (m^3)	Masa — Unidad SI kilogramo (kg)
1 metro (m) = 100 centímetros (cm)	1 litro (L) = 1000 mililitros (mL)	1 kilogramo (kg) = 1000 gramos (g)
1 metro (m) = 1000 milímetros (mm)	1 mL = 1 cm^3	1 g = 1000 miligramos (mg)
1 cm = 10 mm	1 L = 1.057 cuarto (qt)	1 kg = 2.205 lb
1 kilómetro (km) = 0.6214 millas (mi)		1 lb = 453.6 g
1 pulgada (in.) = 2.54 cm (exacto)		1 mol = 6.022×10^{23} partículas
		Agua
		densidad = 1.00 g/mL

Temperatura — Unidad SI kelvin (K)	Presión — Unidad SI pascal (Pa)	Energía — Unidad SI joule (J)
$°F = 1.8(°C) + 32$	1 atm = 760 mm Hg	1 caloría (cal) = 4.184 J
$°C = \frac{(°F - 32)}{1.8}$	1 atm = 101.3 kPa	1 kcal = 1000 cal
$K = °C + 273$	1 atm = 760 torr	**Agua**
	1 mol (STP) = 22.4 L	Calor de fusión = 334 J/g
	$R = 0.0821\ L \cdot atm/mol \cdot K$	Calor de vaporización = 2260 J/g
	$R = 62.4\ L \cdot mm\ Hg/mol \cdot K$	*SH* = 4.184 J/g°C

Prefijos para unidades métricas (SI)

Prefijo	Símbolo	Potencia de diez
Valores mayores que 1		
giga	G	10^9
mega	M	10^6
kilo	k	10^3
Valores menores que 1		
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}

Fórmulas y masas molares de algunos compuestos típicos

Nombre	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Nombre	Fórmula	Masa molar (g/mol)
agua	H_2O	18.02	hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	74.10
amoniaco	NH_3	17.03	hidróxido de sodio	NaOH	40.00
bromo	Br_2	159.80	metano	CH_4	16.04
butano	C_4H_{10}	58.12	nitrato de potasio	KNO_3	101.11
carbonato de calcio	$CaCO_3$	100.09	nitrógeno	N_2	28.02
carbonato de potasio	K_2CO_3	138.21	óxido de calcio	CaO	56.08
cloro	Cl_2	79.90	óxido de hierro (III)	Fe_2O_3	159.70
cloruro de amonio	NH_4Cl	53.49	óxido de magnesio	MgO	40.31
cloruro de calcio	$CaCl_2$	110.98	oxígeno	O_2	32.00
cloruro de hidrógeno	HCl	36.46	propano	C_3H_8	44.09
cloruro de sodio	NaCl	58.44	sulfato de amonio	$(NH_4)_2SO_4$	132.15
dióxido de carbono	CO_2	44.01	sulfuro de cobre (II)	CuS	95.62
glucosa	$C_6H_{12}O_6$	180.16	trióxido de azufre	SO_3	80.07
hidrógeno	H_2	2.016			

Fórmulas y cargas de algunos cationes comunes

Cationes (carga fija)

1+		2+		3+	
Li^+	litio	Mg^{2+}	magnesio	Al^{3+}	aluminio
Na^+	sodio	Ca^{2+}	calcio		
K^+	potasio	Sr^{2+}	estroncio		
NH_4^+	amonio	Ba^{2+}	bario		
H_3O^+	hidronio				

Cationes con valencia variable

1+ o 2+				1+ o 3+			
Cu^+	cobre (I)	Cu^{2+}	cobre (II)	Au^+	oro (I)	Au^{3+}	oro (III)

2+ o 3+				2+ o 4+			
Fe^{2+}	hierro (II)	Fe^{3+}	hierro (III)	Sn^{2+}	estaño (II)	Sn^{4+}	estaño (IV)
Co^{2+}	cobalto (II)	Co^{3+}	cobalto (III)	Pb^{2+}	plomo (II)	Pb^{4+}	plomo (IV)
Cr^{2+}	cromo (II)	Cr^{3+}	cromo (III)				
Mn^{2+}	manganeso (II)	Mn^{3+}	manganeso (III)				

Fórmulas y cargas de algunos aniones comunes

1−				2−		3−	
F^-	fluoruro	Br^-	bromuro	O^{2-}	óxido	N^{3-}	nitruro
Cl^-	cloruro	I^-	yoduro	S^{2-}	sulfuro	P^{3-}	fosfuro

Iones poliatómicos

HCO_3^-	carbonato de hidrógeno (bicarbonato)						
$C_2H_3O_2^-$	acetato	CN^-	cianuro				
SCN^-	tiocianato						
NO_3^-	nitrato	NO_2^-	nitrito				
$H_2PO_4^-$	fosfato de dihidrógeno			HPO_4^{2-}	fosfato de hidrógeno	PO_4^{3-}	fosfato
$H_2PO_3^-$	fosfito de dihidrógeno			HPO_3^{2-}	fosfito de hidrógeno	PO_3^{3-}	fosfito
HSO_4^-	sulfato de hidrógeno (bisulfato)			SO_4^{2-}	sulfato		
HSO_3^-	sulfito de hidrógeno (bisulfito)			SO_3^{2-}	sulfito		
ClO_4^-	perclorato	ClO_3^-	clorato				
ClO_2^-	clorito	ClO^-	hipoclorito				
OH^-	hidróxido			CrO_4^{2-}	cromato		
MnO_4^-	permanganato			$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato		

Créditos

A menos que se especifique otra cosa, todas las fotografías son propiedad de Prentice Hall.

Capítulo 1

p. 1 Thomas Hoepker/Magnum Photos
p. 2 PhotoDisc/Getty Images
p. 4 *superior:* Robert Mathena/Fundamental
inferior: PhotoDisc/Getty Images
p. 5 Thomas Hollyman/Photo Researchers, Inc.
p. 6 Bill Bachmann/Photo Researchers, Inc.
p. 7 *izquierda:* The Bridgeman Art Library
derecha: Erich Lessing/Art Resource, NY
p. 9 Chuck Keeler/Getty Images
p. 14 *izquierda:* H. Armstrong Roberts/CORBIS
derecha: Associated Press, AP

Capítulo 2

p. 22 *izquierda:* Photolibrary
derecha: P. Motta/SPL/Photo Researchers
p. 28 Topham/The Image Works
p. 34 Tim Hawley/FoodPix/Jupiter Images
p. 44 Digital Vision/Getty Images
p. 45 Christopher Cormack/CORBIS
p. 49 Stephen Frink/Stone/Getty Images

Capítulo 3

p. 58 *izquierda:* Dorling Kindersley
tercera partiendo de la izquierda: Erich Schrempp/Photo Researchers, Inc.
p. 59 Richard Megna/Fundamental Photographs
p. 60 *izquierda:* Dorling Kindersley
derecha: Dorling Kindersley
p. 62 *superior:* Daniel Aubry/Stock Market/CORBIS
inferior: Raphael Auvray/SuperStock
p. 67 NASA Headquarters
p. 72 Greg Epperson/AGE Fotostock
p. 74 Digital Vision/Getty Images
p. 83 *izquierda:* PhotoDisc/Getty Images
p. 86 *centro:* Masterfile
derecha: Dorling Kindersley
p. 87 Peter Dazeley/Getty Images

Ideas combinadas de capítulos 1-3

p. 91 *superior izquierda:* Photolibrary/Index Stock
inferior izquierda: Plush Studios/Getty Images
derecha: Photolibrary/Index Stock
p. 92 *derecha:* Masterfile

Capítulo 4

p. 101 Mary Ann Sullivan, Bluffton University
p. 104 Lawrence Berkeley Laboratory, University of California
p. 121 Paul Sakuma/AP Photo

Capítulo 5

p. 128 Dorling Kindersley
p. 129 © Robert E. Lyons/Visuals Unlimited
p. 143 Caroline R. Abadie
p. 144 *izquierda:* P. Motta/SPL/Photo Researchers, Inc.
derecha: P. Motta/SPL/Photo Researchers, Inc.
p. 156 Digital Vision/Getty Images

Capítulo 6

p. 164 Gary Retherford/Photo Researchers, Inc.
p. 167 *superior:* Ken Karp/Omni-Photo Communications, Inc.
inferior: Carey B. Van Loon
p. 175 Jeff Hunter/Photographer's Choice/Getty Images
p. 176 Image fotostock/Superstock
p. 179 Dorling Kindersley
p. 180 Dorling Kindersley
p. 184 Getty Images
p. 187 notNeutral Products/HammerINK
p. 190 *superior izquierda:* Krista Kennell/ZUMA/CORBIS
p. 192 *inferior izquierda:* Foodcollection/Getty Images
superior derecha: Photodisc Blue/Getty Images
inferior derecha: PhotoDisc/Getty Images

Ideas combinadas de capítulos 4-6

p. 195 *izquierda al centro:* Michel Viard/Peter Arnold Inc./Alamy
inferior izquierda: Alamy
superior derecha: Index Stock
inferior derecha: Marianna Day Massey/ZUMA/CORBIS

Capítulo 7

p. 205 Richard Megna/Fundamental Photographs
p. 208 Tom Boschler/Prentice Hall, Inc.
p. 213 PhotoDisc/Getty Images
p. 215 Richard Megna/Fundamental Photographs, NYC

Capítulo 8

p. 233 Fundamental Photographs, NYC
p. 236 Paul Eekhoff/Masterfile
p. 242 Digital Vision/Getty Images

Ideas combinadas de capítulos 7 y 8

p. 250 *izquierda:* Brian Hagiwara/Jupiter Images
derecha: Steven Needham/Jupiter Images
p. 251 Colin Gray/Getty Images

Capítulo 9

p. 253 Royalty-Free/Getty Images
p. 254 *superior:* MITSUAKI IWAGO/Minden Pictures
inferior: Chuck Keeler/Getty Images
p. 258 Courtesy of the Anderson Cancer Center, University of Texas, Austin
p. 259 *superior:* Courtesy of the National Museum of American History/Smithsonian Institution
inferior: Andrew Lambert Photography/Science Photo
p. 264 David Young Wolff/PhotoEdit
p. 286 Julian Baum/SPL/Photo Researchers

Capítulo 10

p. 311 PhotoDisc/Getty Images
p. 316 Japack Company/CORBIS
p. 324 *izquierda:* Jonathan Wood/Getty Images
derecha: Mark Dahners/AP Wide World Photo

Ideas combinadas de capítulos 9 y 10

p. 331 David R. Frazier
p. 332 Jane Norton/Istock Photo

Capítulo 11

p. 335 NASA
p. 339 Yva Momatiuk/John Eastcott/Minden Pictures
p. 340 © SIU/Visuals Unlimited
p. 345 © 1997 PhotoDisc/Larry Brownstein
p. 350 © 1997 PhotoDisc/T.O'Keefe/Photolink
p. 354 PhotoDisc/Getty Images
p. 356 Gary Rhijnsburger/Masterfile

Capítulo 12

p. 375 Jim Cummins/CORBIS
p. 387 © CNRI/SPL/Photo Researchers Inc.
p. 390 *izquierda:* NMSB/Custom Medical Stock Photo
derecha: M. Kalab/Custom Medical Stock Photo

Capítulo 13

p. 411 Dr. Claudia Benitez-Nelson
p. 420 PhotoDisc/Getty Images
p. 434 Robert Holmes/CORBIS
p. 440 *superior:* PhotoDisc/Getty Images
inferior: PhotoDisc/Getty Images

Capítulo 14

p. 477 *izquierda:* © NYC Parks Photo Archive/Fundamental Photographs
derecha: © Kristen Brochmann/ Fundamental Photographs

Ideas combinadas de capítulos 11-14

p. 499 *superior izquierda:* Center for Liquified Natural Gas
inferior izquierda: Eastcott-Momatiuk/ The Image Works
superior derecha: Swerve/Alamy

p. 500 *superior izquierda:* Cephas Picture Library/Alamy
inferior izquierda: Cephas Picture Library/Alamy
superior derecha: Charles D. Winters/Photo Researchers
inferior derecha: Richard Megna/ Fundamental Photos

Capítulo 15

p. 503 San Francisco Museum of Modern Art
p. 504 *superior:* Royalty-Free/Getty Images
inferior: James Broderick/Imagestate
p. 524 *superior:* Royalty-Free/Getty Images
inferior: Photo Disc/Getty Images
p. 525 *superior:* ANA/The Image Works
inferior: Dorling Kindersley
p. 526 © Loren Winters/Visuals Unlimited
p. 527 Roger Ressmeyer/CORBIS
p. 531 Royalty-Free/CORBIS
p. 537 Nicola Stratford/Istock

Capítulo 16

p. 547 © John Coletti/Stock Boston
p. 555 © David Parker/SPL/Photo Researchers, Inc.
p. 557 *superior:* Larry Mulvehill/ Photo Researchers, Inc.
inferior: PhotoDisc/Getty Images
p. 564 Bruce E. Zuckerman/CORBIS
p. 566 *superior:* SIU/Visuals Unlimited
inferior: PhotoDisc/Getty Images
p. 571 Roger Ressmeyer/CORBIS

Ideas combinadas de capítulos 15 y 16

p. 578 *superior izquierda:* Andrew Lambert Photography/SPL/Photo Researchers
inferior izquierda: Richard Megna/ Fundamental Photos
derecha: AP Photo/Augustin Ochsenreite
p. 579 *izquierda:* Alsosalt
derecha: Family Safety Products, Inc.

Capítulo 17

p. 591 Natalie Fobes/CORBIS
p. 598 *superior:* PhotoDisc/Getty Images
inferior: PhotoDisc/Getty Images
p. 600 Alastair Shay/Papilio/ CORBIS
p. 612 Al Assid/The Stock Market/ CORBIS
p. 613 Owen Franken/CORBIS
p. 620 Robert and Linda Mitchell/Robert and Linda Mitchell Photography
p. 628 Michael S. Yamashita/CORBIS
p. 635 *derecha:* Jason Nemeth/Istock Photo

Capítulo 18

p. 656 *izquierda:* Richard Hamilton Smith/ CORBIS
derecha: PhotoDisc/Getty Images
p. 660 Lawson Wood/CORBIS
p. 661 George D. Lepp/CORBIS
p. 666 Courtesy of the National Heart, Lung, and Blood Institute/National Institutes of Health
p. 667 Richard Hamilton Smith/ CORBIS
p. 674 Jilly Wendell/Stone/Getty Images
p. 683 PhotoDisc/Getty Images

Ideas combinadas de capítulos 17 y 18

p. 699 PhotoDisc/Getty Images

Glosario/Índice

A

Aceite Otro término para los triacilgliceroles líquidos.
- como triacilglicerol, 660
- de cártamo, 601, 662
- de maíz, 601, 602
- de motor, 593
- de oliva, 601, 662
- de pescado, 660
- esencial, 610
- hidrogenación de, 665
- mineral, 593
- punto de fusión de, 661, 662
- reacciones de, 663-664
- vegetal, 601, 662
  - hidrogenación de, 664
  - hidrogenación parcial de, 664
  - punto de fusión de, 663

Acero, 59
Acetaldehído, 613
Acetaminofén, 606
Acetato
- de etilo, 453
- de metilo (etanoato de metilo), 623

Acetileno
- como alquino más simple, 598
- fórmula molecular y empírica de, 181

Acetona, 618
Acidez, 470
Ácido Sustancia que se disuelve en agua y produce iones hidrógeno (H^+), de acuerdo con la teoría de Arrhenius. Todos los ácidos son donadores de protones, de acuerdo con la teoría Brønsted-Lowry.
- acético
  - calor de vaporización y fusión, 317
  - elaboración de vinagre, 620
  - fórmula estructural para, 619
- adición a carbonato o bicarbonato, 479
- benzoico, 619
- butírico
  - como fuente de ácido carboxílico, 620
  - mantequilla rancia y, 620
  - reacción con etanol, 581
- características de, 458, 466
- cítrico, 462
- clorhídrico, 529
- esteárico, 601
  - formación de triestearina, 660
  - fórmula estructural para, 619
- estomacal, HCl, 476
- fórmico
  - como fuente de ácido carboxílico, 620
  - inyectado por abejas y hormigas rojas, 620
  - punto de ebullición de, 309
  - puntos de fusión y ebullición de, 309
- fortaleza de, 461-462
- glucólico, 622
- graso
  - insaturado, 658
  - monoinsaturado, 658, 662
  - omega-3, 660
  - omega-6, 660
  - poliinsaturado, 658, 662
  - saturado, 658, 662
- láctico, 622
- láurico, 658
- málico, 622
- neutralización de, 479
- nomenclatura, 454-455
- oleico, 601
- oxálico, 610
- propiónico, 620
- reacción con metales, 478
- reacciones típicas de, 478
- salicílico, 624
- sulfúrico, 212, 526
- tartárico, 622
- trans, 665
- transferencia de protones, 458
- úrico, 390
- volumetría de, 482
- *Ve también* Par ácido-base conjugado

Ácido Brønsted-Lowry Un ácido es un donador de protones. 457
Ácido carboxílico Clase de compuestos orgánicos que contienen el grupo funcional —COOH. 596
- como ácido débil, 619
- en productos para la piel, 581
- formación de amidas, 629
- grupo funcional y ejemplo de, 597
- modelo de bolas y palos de, 621
- nombres y fuentes naturales de, 620
- nomenclatura, 620

Ácido débil Ácido que se ioniza sólo ligeramente en solución. 459
- características de, 466
- constante de disociación para, 465
- disociación de, 462
- que contiene principalmente moléculas y pocos iones, 462

Ácido desoxirribonucleico (ADN) Material genético de todas las células que contienen nucleótidos con azúcar desoxirribosa, fosfato y las cuatro bases nitrogenadas adenina, timina, guanina y citosina.
- azúcar pentosa de cinco carbonos en, 681
- como doble hélice, 683
- descubrimiento de, 8
- elaboración de proteínas, 646
- información genética en, 687
- nucleótido de, 682
- nucleótidos de, 680

Ácido fuerte Ácido que se ioniza por completo en agua. 459, 461
- características de, 466
- disociación de, 462
- disociación en agua, 465

Ácido graso Ácidos carboxílicos de cadena larga que se encuentran en las grasas.
- ácido carboxílico como, 581
- enlaces de, 658
- fórmula estructural para, 658
- omega-3 y omega-6, 660

Ácido nucleico Grandes moléculas compuestas de nucleótidos, que se encuentran como una doble hélice en el ADN y como cadenas sencillas en el ARN.
- descubrimiento de, 8
- estructura de, 682
- importancia en el crecimiento celular y la reproducción, 646
- tipos de, 680

Ácido ribonucleico (ARN) Tipo de ácido nucleico que es una sola cadena de nucleótidos que contiene adenina, citosina, guanina y uracilo.
- azúcar pentosa de cinco carbonos en, 681
- decodificación de información para elaborar proteína, 646
- descubrimiento de, 8
- estructura primaria de, 682
- nucleósidos de, 681
- nucleótidos de, 680, 682
- tipos de células, 686

Actínido, 97
Adición, 29-30
Administración de Alimentos y Medicinas (FDA), 559
- aprobación de uso
  - de olestra, 663
  - de sacarina, 654

ADN. *Ve* Ácido desoxirribonucleico
- hija, 684
- molde, 683, 684
- polimerasa, 683

Aeroembolismo, 340
Agencia de Protección Ambiental (EPA)
- almacenamiento de desechos radiactivos peligrosos, 571
- nivel máximo recomendado de radón, 550
- prohibición de DDT, 9

Agente oxidante Reactivo que gana electrones y se reduce. 507
Agente reductor Reactivo que pierde electrones y se oxida. 507
Agua
- adición a solución para dilución, 397, 398
- calor
  - de fusión para, 313
  - de vaporización para, 317
  - específico de, 76
- cambio de pH de, 488
- como ácido y base, 467
- como componente de la naturaleza, 7
- como solvente, 377
- como sustancia anfótera, 457, 460
- curva de enfriamiento para, 319
- de mar, 18, 59
- formas de, 62, 63
- gases recolectados sobre, 365
- luz solar que pasa a través de, 254
- metales alcalinos y, 98
- necesaria para proceso de disociación, 380
- plantas y, 3
- presión
  - de vapor de, 348, 365
  - y punto de ebullición de, 349

puntos de ebullición y congelación de, 66
que causa quemaduras, 316
reglas de solubilidad para sólidos iónicos en, 386
solubilidad de compuestos orgánicos en, 582
sustitución de hidrógeno con grupo alquilo, 607
tratamiento químico de, 4
Aguarrás, 645
Aire
como componente de la naturaleza, 7
como mezcla, 59
de gas, 364
composición típica de, 364
compuestos que se queman en, 582
Albaricoque, 624
Alcaloide, 628
Alcalosis, 491
Alcano Hidrocarburos que contienen sólo enlaces sencillos entre átomos de carbono.
combustión de, 593
como gas, 591
como recubrimiento ceroso, 593
comparación de nombres con alquenos y alquinos, 599
de cadena continua, 586
dibujo de fórmulas estructurales para, 590, 591
enlace sencillo carbono-carbono, 595
fórmula estructural para, 586, 587
líquido, 593
mezclas de petróleo crudo, 592
reglas para nomenclatura, 588-589
sólido, 593
solubilidad de, 591
sustituyentes en, 588
Alcano ramificado Hidrocarburo que contiene un sustituyente hidrocarburo unido a la cadena principal. 588
Alcohol Clase de compuestos orgánicos que contienen el grupo hidroxilo (—OH) unido a un átomo de carbono, 595
clasificación de, 609
como compuesto orgánico que contiene oxígeno, 607
comportamiento típico de personas que ingieren, 613
etílico (etanol), 610
grupo funcional y ejemplo de, 597
metílico (metanol), 610
niveles crecientes de ácido úrico, 390
nomenclatura, 608
oxidación en el cuerpo, 613
reacción con ácido carboxílico, 581
reacciones de, 611-612
tipos de, 610
Alcohol primario (1°) Alcohol que tiene un grupo alquilo unido al átomo de carbono del alcohol. 609
Alcohol secundario (2°) Alcohol que tiene dos grupos alquilo unidos al átomo de carbono con el grupo —OH. 609, 612
Alcohol terciario (3°) Alcohol que tiene tres grupos alquilo unidos al átomo de carbono con el —OH. 609, 612
Aldehído Clase de compuestos orgánicos que contienen un grupo carbonilo (C=O) unido a al menos un átomo de hidrógeno.
aromático, 618
fórmula estructural para, 616
grupo funcional y ejemplo de, 597
nomenclatura, 615-616
papel en la química orgánica, 617
que contiene grupo carbonilo, 596
tipos de, 618
Aldopentosa, 647
Aldosa Monosacárido que contiene un grupo aldehído, 647
Aleación metálica, 4
Alfa (α), partícula Partícula nuclear idéntica a un núcleo de helio ($^4_2$He, o α) (2 protones y 2 neutrones), 544
como tipo de radiación, 545
efectos dañinos de, 558
emisión de radioisótopos, 549
masa de, 546
Alfahidroxiácidos
como ácido carboxílico que ocurre naturalmente, 622
en productos para la piel, 581
fuentes y estructuras de, 622
Algodón, 656
Alimento
composición y contenido calórico de, 83
liofilizado, 314
radiación y, 559
reacción de combustión, 210
valor energético para tipos de, 82
Almidón *Ve* Carbohidrato
animal, 656
Alqueno Hidrocarburos que contienen enlaces dobles carbono-carbono (C═C), 595
como hidrocarburos insaturados, 598
comparación de nombres con alcanos y alquinos, 599
grupo funcional y ejemplo de, 597
polímeros de, 604
Alquimista, 7
Alquino Hidrocarburos que contienen enlaces triples carbono-carbono (C≡C). 595
como hidrocarburo insaturado, 598
comparación de nombres con alcanos y alquenos, 599
grupo funcional y ejemplos de, 597
Alternador, 526
Altitud, 339
presión atmosférica y, 349
Altura
determinación en investigaciones forenses, 1
uso de medición para, 17
Aluminio (Al)
calor específico de, 76
configuración electrónica para, 114
corrosión de, 524
fórmulas y nombres de iones comunes, 136
serie de actividad para, 529
Amapola, 628
Amida Compuestos orgánicos en los que el grupo carbonilo se une a un átomo de nitrógeno, 596
como derivado de ácido carboxílico, 629
grupo funcional y ejemplo de, 597
nomenclatura, 629
Amilopectina Polímero de almidón de cadena ramificada compuesto de unidades glucosa unidas mediante enlaces α-1,4- y α-1, 6-glucosídicos. 655
Amilosa Polímero de almidón no ramificado compuesto de unidades glucosa unidas mediante enlaces α-1,4-glucosídicos. 655
Amina Clase de compuestos orgánicos que contienen un átomo de nitrógeno unido a uno o más átomos de carbono, 596
aromática, 626
en plantas, 628
en salud y medicina, 627
grupo funcional y ejemplos de, 597
nomenclatura, 626
unido a, 626
Aminoácido Bloque constructor de las proteínas, que consiste de un grupo amino, un grupo ácido carboxílico y un grupo lateral único unido al carbono alfa.
ácido, 669
como bloques constructores moleculares, 668
deficiencia en vegetales y granos seleccionados, 674
distribución en el espacio, 671
en proteína, 669
esencial, 674
secuencia en insulina humana, 672
Aminoácido no polar Aminoácidos que no son solubles en agua porque contienen una cadena lateral no polar. 668, 669
Aminoácido polar Aminoácidos que son solubles en agua porque su grupo R es polar; hidroxilo (OH), tiol (SH), carbonilo (C═O), amino (NH_2) o carboxilo (COOH). 668, 669
Amoniaco
amina como derivado de, 626
calor
de vaporización y fusión, 317
específico de, 76
como base débil, 463
constante de disociación de base, 466
fórmula
estructural para, 629
molecular y empírica de, 181
Amortiguador
adición a preparaciones de aspirina, 624
en sangre, 491
guía para calcular pH de, 490
prevención de cambio pH, 488
tipos de, 489
valores normales en sangre arterial, 491
Análisis
de gas en sangre, 163
de huesos, 1
de la escena del crimen, 1
Androsterona, 666
Anestesia (éter), 8
Anfótero Sustancia que puede actuar como ácido o como base en agua, 460
Angular Forma de una molécula con dos átomos unidos y dos pares sin compartir. 299
Anilina
como nombre de aminas aromáticas, 626
fórmula estructural para, 606
Anillo del benceno, 606
Anión Ion cargado negativamente con una configuración de gas noble, como Cl^-, O^{2-} o S^{2-}. 130
de sal en solución neutra, básica y ácida, 486
formación de sal insoluble, 388
nombres de, 455
nomenclatura, 455
prueba de sangre que determina cantidad de, 375
Ánodo Electrodo donde ocurre la oxidación.
metal que actúa como, 523
oxidación y, 521
Antiácido, 481
Antihistamina, 628
Antimonio (Sb)
características de, 102
como metaloide, 101
Antropólogo, 1
forense, 1
Año, 20
Apariencia, 63
Aprendizaje activo, 11
Arco iris, 254, 255
Área, 37
Argón (Ar), 96
como gas noble, 99
configuración electrónica para, 114
usos de, 129
ARN. *Ve* Ácido ribonucleico
de transferencia (ARNt)

colocación de aminoácidos en cadena de péptidos, 688, 689
como polímero de nucleótidos, 686
función de, 686
mensajero (ARNm)
como polímero de nucleótidos, 686
conversión a aminoácidos, 687
función de, 686
transferencia de información desde ADN, 687
ribosomal (ARNr), 686
Arrhenius, 454
Arteria, 666
Aspartame, 654
Aspirina
auxiliar en el dolor muscular, 2
como analgésico, 624
fórmula estructural para, 606
número de moles de cada elemento en, 171-172
valor LD_{50} de, 34
Atmósfera (atm) Unidad igual a la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de alto.
como unidad de medición de gas, 336
Átomo Partícula más pequeña de un elemento que conserva las características del elemento.
atracción de electrones de diferentes elementos, 150
características de, 104
como partícula más pequeña de elemento, 103
composición en elemento, 109
de flúor, 279
de no metal, 279
masa, 173
masa de, 106
niveles de energía de, 254
núcleo de, 105
número de masa de, 544
partes de, 104-105
partículas subatómicas en, 106
radiactivo, 110
tamaño de, 278
volumen de nube electrónica en, 276
Átomos, 119
Atracción, 310
Atracción dipolo-dipolo Fuerzas atractivas entre extremos con carga opuesta de las moléculas polares. 309
Atropina, 628
Autoclave, 349
Avogadro, Amedeo, 169, 351
Azúcar
como no electrolito, 381
como soluto, 377
de leche. *Ve* Lactosa
de mesa. *Ve* Azúcar
dulzura de, 654
pentosa de cinco carbonos, 681
valor LD_{50} de, 34
Azufre (S)
cambio químico, 198
características de, 102
como elemento esencial para la salud, 104
como ion poliatómico, 142
como no metal, 101
configuración electrónica para, 114
masa atómica de, 111, 165

B

Bacteria
mercurio y, 101
toxicidad del oxígeno a, 340
Balanza, 18
como dispositivo para medir peso, 24
Bario (Ba)
como metal alcalinotérreo, 99
fórmulas y nombres de iones comunes, 136
Barómetro, 338
Base Sustancia que se disuelve en agua y produce iones hidróxido (OH^-), de acuerdo con la teoría de Arrhenius. Todas las bases son aceptoras de protones, de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry.
Arrhenius
como base fuerte, 463
hidróxido de sodio como, 456
características de, 458
como compuesto iónico, 455
fuerza de, 462-463
nomenclatura, 456
reacciones típicas de, 478
transferencia de protones, 458
Ve también Par ácido-base conjugado
Base Brønsted-Lowry Una base es un aceptor de protones. 457
Base débil Base que se ioniza sólo ligeramente en solución.
como receptor pobre de protones, 463
constante de disociación para, 465
Base fuerte Base que se ioniza completamente en agua.
base de Arrhenius como, 463
disociación en agua, 462
Batería
alcalina, 526
conexión de sodio y cloruro a, 531
de almacenamiento de plomo, 525
de celda seca, 525
ácida, 526
alcalina, 526
de litio, 526
de mercurio, 526
de níquel-cadmio (NiCad), 526
eléctrica, 8
tipos de, 525-526
Bebida carbonatada
como ácido débil, 462
moléculas de gas que escapan, 384, 385
Becquerel (Bq) Unidad de actividad de una muestra radiactiva igual a una desintegración por segundo. 557
Belladonna, 628
Bencedrina (anfetamina), 627
Benceno Anillo de seis átomos de carbono, cada uno de los cuales se une a un átomo de hidrógeno, C_6H_6.
calor de vaporización y fusión, 317
estructuras para, 605
fórmulas molecular y empírica de, 181
Benzaldehído, 618
Berilio (Be), 96
como metal alcalinotérreo, 99
configuración electrónica para, 114
número de electrones en nivel de energía, 115
Beta (β), partícula Partícula idéntica a un electrón ($^0_{-1}e$, o β), que se forma en el núcleo cuando un neutrón cambia a un protón y un electrón. 544
como tipo de radiación, 545
efectos dañinos de, 558
masa de, 546
Bicarbonato, 479
de sodio, 481
como base débil, 463
valor LD_{50} de, 34
Biogeoquímica, 411
Bioquímica Estudio de la estructura y reacciones de los químicos que ocurren en los sistemas vivientes. 645
Bloque subnivel
en tabla periódica, 271
escritura de configuraciones electrónicas con, 274
usando, 272
excepciones en orden de bloque, 273
Bocio, 7
Boro (B), 96, 114
Bromo (Br), 588
como halógeno, 99, 100
número de electrones en nivel de energía, 115
Bromuro, 136
Butanediona, 618
Butano
fórmula
de estructura bidimensional de, 586
estructural para, 587
isómeros de, 588
suministro de combustible para calor, 591
Buzo
aumento de presión sobre, 339
descompresión y, 340

C

Cabello humano
medición de, 21, 22
prueba para niveles de mercurio, 101
Cadena
de polipéptidos, 671-672
lateral, 668
Cadmio (Cd), 137
Café (cafeína)
como mezcla, 59
procesos químicos de, 4
Cafeína, 628
procesos químicos de, 4
valor LD_{50} de, 34
Calcio (Ca)
como elemento esencial para la salud, 104
como metal alcalinotérreo, 99
función del ion en el cuerpo, 132
número de electrones en nivel de energía, 115
recomendaciones dietéticas para deficiencia, 93
reducción de DDT, 9
Calculadora
multiplicación y división, 28-29
notación científica y, 23
suma
de ceros significativos, 28-29
y resta, 29-30
Cálculo renal
composición de, 441
formación y prevención de, 445
ocurrencia de, 390
Calentamiento global, 67
Californio (Cf), 94
Calor Energía que fluye de un objeto más caliente a uno más frío.
cálculo, 319
como energía, 72-73
metal como conductor de, 100
Calor de fusión Energía requerida para fundir exactamente 1 g de una sustancia. Para el agua se necesitan 334 J para fundir 1 g de hielo; cuando 1 g de agua se congela, se liberan 334 J.
cálculos usando, 313
comparación con calor de vaporización, 317
Calor de reacción Calor (símbolo ΔH) absorbido o liberado cuando ocurre una reacción a presión constante. 214, 216
Calor de vaporización Energía requerida para vaporizar 1 g de sustancia. Para el agua se necesitan 2260 J para vaporizar exactamente 1 g de líquido; 1 g de vapor libera 2260 J cuando se condensa.

cálculos usando, 318
comparación con calor de fusión, 317
energía necesaria para, 317
Calor específico (CE) Cantidad de calor que cambia la temperatura de exactamente 1 g de una sustancia por exactamente 1°C. 76
de algunas sustancias, 76
guía para cálculos usando, 78
Caloría (cal) Cantidad de energía calorífica que eleva la temperatura de exactamente 1 g de agua en exactamente 1°C.
como forma de energía, 74
contenido en alimentos, 83
Calorímetro
determinación de valor energético de los alimentos, 82
Cámara hiperbárica, 340
Cambio de estado Transformación de un estado de la materia a otro, por ejemplo, de sólido a líquido, líquido a sólido, líquido a gas. 312
combinación de cálculos de energía para, 319
resumen de, 315
Cambio en entalpía, 214
Cambio físico Cambio que ocurre en una sustancia sin cambio alguno en su identidad. 62
ejemplos de, 198
producción de nueva sustancia, 199
Cambio químico Cambio durante el cual la sustancia original se convierte en una nueva sustancia que tiene una composición diferente y nuevas propiedades químicas y físicas.
ejemplos de, 63, 64, 198
que produce nueva sustancia, 199
Campo magnético, 264
Cáncer, 257
Cantidad (*n*), 336
Caña de azúcar, 653
Capa de valencia, 294
Captación de yodo radiactivo (RAIU), 565
Captura y retención de carbono, 411
Carbohidrato Azúcar simple o compleja compuesta de carbono, hidrógeno y oxígeno.
como compuesto orgánico, 646
elementos en, 104
plantas y, 3
procesos químicos de, 4
valor energético para, 82
Carbón, 201-202
Carbonato, 479
de calcio, 422
Carbono (C), 96
como elemento esencial para la salud, 104
como no metal, 101
configuración electrónica para, 114
distribución de átomos en anillo plano, 605
en ion poliatómico, 142
estructura tetraédrica de, 584-586
formación
de largas cadenas estables, 585
de octeto, 150
masa atómica de, 111
papel en química, 582
valor de electronegatividad de, 615
Cardiopatía
ácido graso trans y, 665
bloqueo arterial que causa, 666
Carga
eléctrica, 105, 380
nuclear
atracción de electrones de valencia, 277
número creciente de electrones internos, 277
Carga iónica Diferencia entre el número de protones (positivo) y el número de electrones (negativo), escrito en la esquina superior derecha del símbolo del ion. 129
a partir del número de grupo, 130
escritura de fórmula iónica a partir de, 135
Carne, molida, 83
Carotenoide, 663
Cartílago, 672
Carvona, 618
Catalizador Sustancia que aumenta la velocidad de reacción al reducir la energía de activación.
como factor que aumenta la velocidad de reacción, 416
efectos de cambio sobre el equilibrio, 439
que afecta la velocidad de reacción, 415, 416
que aumenta la velocidad de reacción 433
Catión Ion cargado positivamente con una configuración de gas noble, como Na^+, Mg^{2+} o Al^{3+}. 117
de sal en solución neutra, básica y ácida, 486
formación de sal insoluble, 388
prueba de sangre que determina la cantidad de, 375
Cátodo Electrodo donde tiene lugar la reducción.
hierro que actúa como, 524
oxidación y, 521
Celda de combustible
características de, 527
generación de electricidad, 527
Celda electrolítica Celda en la que la energía eléctrica se usa para generar una reacción de oxidación-reducción no espontánea. 520, 530, 531
Celda electroquímica Aparato que produce energía eléctrica a partir de una reacción de oxidación-reducción espontánea o usa energía eléctrica para hacer que ocurra una reacción de oxidación-reducción no espontánea. 520
Celda voltaica Tipo de celda electroquímica que usa reacciones de oxidación-reducción espontáneas para producir energía eléctrica. 520, 521
Célula
cancerosa, 546
división, 683
tipos de moléculas de ARN, 686
Celulosa Polisacárido no ramificado compuesto de unidades glucosa unidas mediante enlaces β-1,4-glucosídicos que no se pueden hidrolizar por el sistema digestivo humano. 656
Centi (c), 31
Centímetro (cm) Unidad de longitud en el sistema métrico decimal; en una pulgada hay 2.54 cm. 18-19
Centímetro cúbico (cm^3) Volumen de un cubo que tiene lados de 1 cm; 1 centímetro cúbico es igual a 1 mL. 33
Centros para Prevención y Control de Enfermedades, 559
Cereal, 3, 4
del desayuno, 3, 4
Cero, 25-26
absoluto, 69
calculadora que despliega, 30
cálculos y, 29
significativo, 29
Cesio (Cs), 98, 303
Cetohexosa, 647
Cetona Clase de compuestos orgánicos en los que un grupo carbonilo se une a dos átomos de carbono.
grupo
carbonilo y, 615
funcional y ejemplo de, 597
nomenclatura, 617
oxidación de alcohol secundario y, 612
papel en la química orgánica, 617
que contiene grupo carbonilo, 596
tipos de, 618
Cetosa Monosacárido que contiene un grupo cetona, 647
Champú, 3
Charles, Jacques, 345
Cianuro de sodio, 34
Ciclo del carbono, 646
Ciencia
importantes descubrimientos o teorías, 8
química como, 2
tecnología y, 8-9
Científico, 5
de materiales, 253
Cifra significativa Números registrados en una medición.
cálculos y, 27
número medido y, 25-26
Cinnamaldehído, 618
Circuito externo, 520
Cirugía antiséptica, 8
Cloro (Cl), 588
como elemento esencial para la salud, 104
como halógeno, 99, 100
como no metal, 101
composición de átomos en, 109
configuración electrónica para, 114
descomposición de sal que produce, 59
en iones poliatómicos, 142
formación de octeto, 134
fuente de nombre, 94
función del ion para el cuerpo, 132
masa atómica de, 111-112
nombres de oxiácidos y aniones de, 455
número de electrones en nivel de energía, 115
Clorofluorocarbonados, 2
Cloruro, 136
de metilo, 309
de polivinilo, 603
de sodio
calor de vaporización y fusión, 317
calor específico de, 76
disolución en agua, 380
electrólisis de, 531
elementos originales de, 133
iones que se disuelven en agua, 378
Coagulación, 3
Coágulo sanguíneo, 660
Cobre (Cu)
calor específico de, 76
como elemento esencial para la salud, 104
como metal, 101
corrosión de, 524
masa atómica de, 111
propiedades físicas de, 62
reacción
con ácido clorhídrico, 529-530
en solución de zinc, 528
serie de actividad para, 529
Cocaína, 197
Codeína, 628
Código genético Secuencia de codones en ARNm que especifica el orden de aminoácidos para la síntesis de proteínas. 688
Codón Secuencia de tres bases en ARNm que especifica que cierto aminoácido se coloque en una proteína. Algunos codones señalan el inicio o fin de la transcripción. 688
Coeficiente Números enteros colocados enfrente de las fórmulas en una ecuación para balancear el número de átomos de cada elemento.
como parte de ecuación balanceada, 202
interpretación en términos de moles, 226

Colágeno
como proteína en vertebrados, 672
formación de, 674
Colesterol El más predominante de los compuestos esteroides que se encuentran en las membranas celulares. 660
como esteroide, 666
elevación de niveles de, 665
formación de placa, 666
Colisión
de moléculas que reaccionan para formar producto, 413
de reactivo, 414
energía de activación y, 413, 414
número creciente de, 415
Coma, 613
Combustión Reacción química en la que un alcano o alcohol reacciona con oxígeno para producir CO_2, H_2O y energía. 82
compuestos orgánicos que experimentan, 582
de propano, 593
fósil, 72
incompleta, 593
Complejo enzima-sustrato (ES) Intermediario que consiste de una enzima que se une a un sustrato en una reacción catalizada por enzima. 679
Composición
de aire, 364
de alimento, 83
Composición porcentual Porcentaje por masa de los elementos en una fórmula.
determinación usando masa molar, 179
guía para calcular, 180
Compuesto Sustancia pura que consiste de dos o más elementos, con una composición definida, que se puede descomponer en sustancias más simples mediante métodos químicos.
átomos que forman, 128
calor específico de, 76
como componente de materia, 58
como tipo de materia, 61
composición de, 59
con enlaces dobles, 658-659
fuerzas atractivas en, 308
halógenos que forman, 99
inorgánico
compuesto de minerales, 582
propiedades de, 583
masa molar de, 174, 176
mol de, 169
no polar, 309
nombres y fórmulas para, 155
polar, 309
que contiene iones poliatómicos, 145
químico, 153
superan nivel de solubilidad, 390
teoría atómica y, 103
Compuesto aromático Compuestos que contienen la estructura anillo del benceno.
estructuras de, comunes, 606
nomenclatura, 605-606
Compuesto covalente Combinación de átomos donde la distribución del gas noble se logra mediante la atracción de electrones. 128
diagrama de flujo para nomenclatura, 153
formación, 148
fórmula punto electrón para, 150
fórmulas, nombres y usos de uso común, 151
guía para escribir fórmulas para, 152
nombres y fórmulas para, 155
patrones de enlaces de no metales en, 292
uso de fórmula punto electrón, 149, 290
uso de prefijo para nombre, 151
Compuesto iónico Compuesto de iones positivos y negativos que se mantienen juntos mediante enlaces iónicos. 128
calor de vaporización y fusión, 317
configuración electrónica y, 289
diagrama de flujo para nombrar, 146, 153
escritura de fórmulas a partir del nombre del, 139
formación, 148
guía para nombrar, 136
con iones poliatómicos, 146
con metales con carga variable, 138
nombres y fórmulas para, 155
propiedades de, 133
reglas para nombrar, 147
subíndices en fórmula de, 135
Compuesto orgánico Compuestos hechos de carbono que por lo general tienen enlaces covalentes, moléculas no polares, puntos de fusión y ebullición bajos, son insolubles en agua y son inflamables. 582
clasificación de, 597
enlaces covalentes para elementos en, 595
enlaces en, 584
propiedades de, 583
Comunicación de insectos, 600
Concentración Medida de la cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad específica de solución. 391
cálculo en equilibrio, 428
cambio en, 414, 430, 432
de reactivo en equilibrio, 419, 420
efecto de cambio sobre, 431
efectos de cambio sobre equilibrio, 433, 439
equilibrio químico y, 418
porcentual
como factor de conversión, 393
factores de conversión de, 393
que afecta la velocidad de la reacción, 415
Condensación Cambio de estado de un gas a líquido.
liberación de calor, 316
proceso de, 315
resumen de, 315
Configuración electrónica Lista del número de electrones en cada subnivel dentro de un átomo, distribuido por energía creciente.
acumulación en orden creciente de energía, 266-270
compuesto iónico y, 289
de metal de transición, 290-291
escritura con el uso de bloques de subniveles, 272
siguiendo el orden de subniveles en la tabla periódica, 271
Congelación Cambio de estado de líquido a sólido. 312
Coniína, 628
Constante de disociación, 465
de ionización ácida, 465
de Planck (h), 260
del producto de la solubilidad, 441, 442
Constante de disociación ácida (K_a) Producto de las concentraciones de los iones a partir de la disociación de un ácido débil dividido entre la concentración del ácido débil, 465
Constante de disociación de base (K_b) Producto de las concentraciones de los iones de la disociación de una base débil, dividida entre la concentración de la base débil. 466
Constante de equilibrio Valor numérico obtenido al sustituir las concentraciones de equilibrio de los componentes en la expresión de constante de equilibrio. 421
cálculo, 422, 423
guía para usar, 429
predicción de cuánto avanza una reacción hacia producto, 425
reacción
con mayor valor de, 426
con menor valor de, 427
Constante producto iónico del agua (K_W) Producto de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ en solución: $K_W = [H_3O^+][OH^-]$. 468
Contador Geiger, 557
Contaminación, 417
Contenido universal de gas, 356
Convertidor catalítico, 417
Corriente eléctrica
electrón que produce, 521, 522
iones que producen, 557
que causa reacción no espontánea, 530
soluto como conductor de, 380
Corrosión
oxidación de metal, 524
prevención de, 523
Corteza de sauce, 624
Cosméticos, 3
Covalente
no polar, 317
polar, 317
Crecimiento de plantas, 3
Crick, Francis, 683
Criptón (Kr), 99
Cristal
creación, 311
disolución en agua, 378
Cromatógrafo de gases, 453
Cromo (Cr), 142
Cuarto (qt), 19
Cuero cabelludo, pelo en, 21, 22
Cuerpo
lesión de, 2
reacción de combustión, 210
Curie (Ci) Unidad de radiación igual a 3.7×10^{10} desintegraciones/s. 557
Curie, Marie, 557
Curio (Cm), 94
Curva de calentamiento Diagrama que muestra los cambios de temperatura y cambios de estado de una sustancia conforme se calienta.
cambio en estado, 319
pasos en, 318
Curva de decaimiento Diagrama del decaimiento de un elemento radiactivo. 561, 562
Curva de enfriamiento Diagrama que ilustra los cambios en temperatura y los cambios de estados para una sustancia conforme se quita calor.
para agua, 319
pasos en, 319

D

Dalton, John, 103
Datación con carbono, 564
Datos, 5
DDT (diclorodifeniltricloroetano), 9
Decaimiento
dental
bacterias que causan, 441
prevención, 3
radiactivo, 548
Deci (d), 31, 32
Decimal
conversión de números enteros, 183
Delta T (ΔT), 76, 201
Denominador, 35
Densidad Relación de la masa de un objeto con su volumen, expresado como gramos por

centímetro cúbico (g/cm^3), gramos por mililitro (g/mL) o gramos por litro (g/L).
cálculo, 47
de algunas sustancias comunes, 47
guía para
calcular, 49
usar, 48
uso para resolución de problemas, 49
Dentífrico, 3, 4
Deposición Cambio de un gas directamente a un sólido; el inverso de la sublimación, 314, 315
Derrame de petróleo, 591
del *Exxon Valdez*, 591
Descompresión, 340
Desintegración por segundo, 557
Desintegraciones nucleares por segundo, 557
Desoxirribosa, 681
Desplazamiento de volumen, 48, 49
Detergente, 463
Diabetes mellitus, 648
Diagnósticos
tecnecio-99m para medicina nuclear, 555
uso de isótopos para, 555
Diagrama orbital Diagrama que muestra la distribución de electrones en los orbitales de los niveles de energía.
creación para elementos, 267-270
escritura, 265
Dientes, 144
Dieta, 83
Difenilhidramina, 627
Diferencia de electronegatividad
creciente, 304
predicción del tipo de enlace, 305
tipos de enlaces y, 305
Dilución Proceso mediante el cual se agrega agua (solvente) a una solución para aumentar el volumen y reducir (diluir) la concentración de soluto. 397, 398
Dimetil cetona, 618
Dióxido
de azufre, 212
de carbono
nivel en atmósfera, 67
plantas y, 3
presión parcial durante la respiración, 367
presión parcial en sangre y tejidos, 367
de silicio (vidrio), 4
Dipéptido, 670
Dipolo Separación de carga positiva y negativa en un enlace polar que se indica mediante una flecha que se dibuja desde el átomo más positivo hasta el átomo más negativo. 304, 307
Disacárido Carbohidrato compuesto de dos monosacáridos unidos mediante un enlace glucosídico. 646
dulzura de, 654
tipos comunes de, 651-653
Disociación Separación de un soluto en iones cuando el soluto se disuelve en agua. 380, 461
Disolución, 441
División, 28-29
Doble hélice Forma helicoidal de la doble cadena de ADN que es como una escalera de caracol con una columna de azúcar-fosfato en el exterior y pares de base como peldaños en el interior. 683, 684
Dolor muscular, 2
Dopamina, 627
Dosis equivalente Medida de daño biológico de una dosis absorbida que se ajustó para el tipo de radiación. 558
Dosis letal, 34

E

Ebullición Formación de burbujas de gas a través de un líquido, 315
Ecuación *Ve* Ecuación química
de calor, 76
nuclear
balanceo, 548
guía para completar, 549
redox, 517
Ecuación balanceada Forma final de una reacción química que muestra el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y los productos. 202
información disponible a partir de, 227
uso de molaridad y volumen de una solución, 400
Ecuación iónica Ecuación para una reacción en solución que da todos los iones individuales, tanto iones reactivos como iones espectadores. 516
Ecuación iónica neta Ecuación para una reacción que da sólo los reactivos que experimentan cambio químico y deja fuera los iones espectadores. 388
Ecuación química Forma abreviada para representar una reacción química con el uso de fórmulas químicas para indicar los reactivos y productos.
balanceo, 203-206
cantidad de producto a partir de, 226
escritura, 201
símbolos para escribir, 202
Edad al morir, 1
Edulcorante, 654
artificial, 654
Einstein, Albert, 568
Electricidad
ion como conductor de, 380
metal como conductor de, 100
Electrodo
componentes de semi celda usados como, 522
oxidación en, 521
Electrólisis Uso de energía eléctrica para correr una reacción de oxidación-reducción no espontánea en una celda electrolítica. 530
Electrolito Sustancia que produce iones cuando se disuelve en agua; su solución conduce electricidad.
prueba del nivel de, 163
que se disuelve en agua, 380
Electrolito débil Sustancia que produce sólo algunos iones junto con muchas moléculas cuando se disuelve en agua. Su solución es un conductor débil de electricidad. 380
Electrolito fuerte Compuesto que se ioniza por completo cuando se disuelve en agua. Su solución es un buen conductor de electricidad. 380
Electrón Partícula subatómica con carga negativa que tiene una masa muy pequeña, que usualmente se ignora en los cálculos; su símbolo es e^-.
atracción entre átomos de diferentes elementos, 150
carga eléctrica de, 105
como partícula subatómica, 104
configuración, 131
de los primeros 18 elementos, 114
en niveles de energía dentro del átomo, 254
distribución en orbitales, 266
flujo a través de circuito externo, 520
masa de, 106
metal que pierde, 528
nivel de energía de, 113, 260
número de oxidación y, 511
pérdida y ganancia igual de, 514
producto de oxidación de zinc, 521
que absorbe energía, 260
que produce corriente eléctrica, 521
reacción de oxidación-reducción, 504
transferencia de, 532
Electrón de valencia Electrones en el nivel de energía más externo de un átomo.
átomos metálicos que pierden, 278
aumento en número, 277
energía necesaria para retirar, 280
magnesio que pierde, 134
número de grupo y, 115, 275
para elementos representativos en los periodos 1–4, 276
símbolo punto electrón y, 116
Electronegatividad Habilidad relativa de un elemento para atraer electrones en un enlace.
valor asignado a elementos representativos, 303
Elemento Sustancia pura que contiene sólo un tipo de materia, que no se puede descomponer mediante métodos químicos.
átomos y, 119
atracción de electrones entre átomos de diferentes, 150
calor específico de, 76
como componente de materia, 58, 61
composición de, 59
átomo de, 109
electrones de valencia para representativo, 276
enlaces covalentes en compuestos orgánicos, 595
esencial para la salud, 104
existente como molécula diatómica covalente, 149
isótopos estables y radiactivos de, 544
masa
atómica de, 111
molar de, 176
mol de, 169
nombres de, 94
número
atómico de, 108, 544
de electrones en nivel de energía, 115
producido mediante bombardeo, 555
símbolos y, 94
transuránico, 8
Elemento de transición Elemento en la sección B, ubicado entre los grupos 2A (2) y 3A (3) en la tabla periódica. 97
Elemento representativo Elemento que se encuentra en los grupos del 1A (1) al 8A (18), excluidos los grupos B (3–12) de la tabla periódica.
electrones de valencia para, 276
en la tabla periódica, 97, 98
ganancia y pérdida de electrones, 290
radio atómico de, 276, 277
valor de electronegatividad asignado a, 303
Elementos del bloque *d* Bloque de diez elementos de ancho en los grupos 3B (3) a 2B (12), en el que los electrones llenan los cinco orbitales *d* en los subniveles *d*. 267-270, 271
Elementos del bloque *f* Bloque de 14 elementos de ancho en las filas al fondo de la tabla periódica, en el que los electrones llenan los siete orbitales *f* en los subniveles 4*f* y 5*f*. 267-270, 271
Elementos del bloque *p* Elementos en los grupos 3A (13) a 8A (18) en el que los electrones llenan los orbitales *p* en los subniveles *p*. 267-270, 271

Elementos del bloque *s* Elementos en los grupos 1A (1) y 2A (2) en los que los electrones llenan los orbitales *s*. 267-270, 271
Emisor
  alfa
    causa daño interno, 546
    como radioisótopo que decae, 549
    productor de núcleos estables, 554
  beta
    conversión de neutrón a protón, 551
    ecuación nuclear de, 552
    producción de núcleos estables, 554
  de positrones
    conversión de protón a neutrón, 553
    producción de núcleos estables, 554
  gamma, 554
Encefalopatía espongiforme bovina (EEB), 673
Energía Habilidad para realizar trabajo.
  atómica, 567
  combinación de cálculos, 319
  de líquido, 311
  eléctrica, 72
    batería de automóvil que produce, 526
    ejemplos de, 73
    reacción de oxidación-reducción que genera, 520
    reacción de oxidación-reducción que requiere, 528
  en joules, 74
  formas de, 72
  gastada por un adulto, 83
  ionización, 117
  luminosa, 72, 258, 260
  materia y, 85
  mecánica, 72
  niveles de, 262
  nuclear, 72
  número máximo de electrones por nivel, 262
  nutrición y, 82
  plantas y, 3
  producción, 646
  química, 72
  radiante, 72
  reacciones que liberan, 57
  requisitos para un adulto, 83
  rompimiento de enlace entre átomos de reactivos, 413
  superación de fuerzas atractivas, 312
  sustancia que absorbe, 77
  usos para, 58
  valor para carbohidratos, grasas y proteínas, 82
Energía cinética Tipo de energía que se requiere para realizar trabajo activamente; energía de movimiento.
  como movimiento, 72
  de molécula de gas, 334
  pérdida como caída de temperatura, 312
  temperatura de gas y, 336
Energía de activación Energía que se debe proporcionar mediante una colisión para romper los enlaces de las moléculas que reaccionan, 413, 414
Energía de ionización Energía necesaria para quitar el electrón débilmente unido del nivel de energía más externo de un átomo. 117, 279
  creciente y decreciente, 280
  pérdida de electrón firmemente unido, 279
Energía potencial Tipo inactivo de energía que se almacena para usarse en el futuro. 72
Enfermedad, 1
  cardiaca coronaria, 660
  de Alzheimer, 566
  de Creutzfeldt-Jakob (ECJ), 673
  de las vacas locas, 673
  por radiación, 560
  pulmonar, 7
Enfermedades producidas por insectos, 9
Enfoques profesionales
  geólogo, 143
  toxicólogo forense, 42
Enlace
  de electrones, 303
  diferencia de electronegatividad y tipos de, 305
  glucosídico, 652
  múltiple, 299
  predicción de tipo a partir de diferencias de electronegatividad, 305
  químico, 72, 128
  sencillo carbono-carbono, 595
Enlace covalente Atracción de electrones de valencia por los átomos.
  atracción de electrones, 304
  creación, 148
  entre átomos de carbono, 585
  formación, 149
  no polar y polar, 303
  para elementos en compuestos orgánicos, 595
Enlace covalente no polar Enlace covalente en el que los electrones se comparten igualmente. 304
Enlace covalente polar Enlace covalente en el que los electrones se comparten de manera desigual. 304
Enlace doble Atracción de dos pares de electrones por dos átomos.
  alquenos que contienen, 598
  formación, 295, 299
Enlace fosfodiéster Enlace de fosfato que une el grupo hidroxilo en un nucleótido con el grupo fosfato en el siguiente nucleótido. 683
Enlace iónico Atracción entre iones cargados de manera opuesta. 128, 129, 310
Enlace peptídico Enlace amida que une aminoácidos en polipéptidos y proteínas. 670
Enlace triple Atracción de tres pares de electrones por dos átomos.
  alquino que contiene, 598
  formación, 295, 299
Envejecimiento
  colágeno en la persona, 672
  proceso de, 412
Enzima Proteína que cataliza una reacción biológica.
  como factor que afecta reacciones metabólicas, 416
  moco viscoso que protege al estómago de, 476
  proteínas como 678
  sitio activo de, 678
EPA (Agencia de Protección Ambiental), 9
Epinefrina (adrenalina), 627
Equilibrio
  alcanzar, 418
  cálculo de concentraciones en, 428
  cambio de condiciones, 430
  con constante de equilibrio grande, 426
    pequeña, 427
  concentración de reactivo en, 419, 420
  de carga
    en compuesto iónico, 133
    en ion poliatómico, 143
  desplazamiento
    hacia producto, 431, 432, 436
    hacia reactivo, 435
    para cambio de temperatura en reacción endotérmica, 438
    para cambio de temperatura en reacción exotérmica, 438
  efecto de cambio
    de concentración sobre, 433
    de temperatura sobre, 437
    de volumen sobre, 434
    de condición sobre, 439
  eléctrico, 108
  electrónico, 20
  en soluciones saturadas, 441
  que se desplaza hacia la formación de producto con constante de equilibrio grande, 426
    pequeña, 427
  solución acuosa y, 441
  tensión sobre, 430, 431, 432
  volumen decreciente que causa tensión sobre, 435
Equilibrio heterogéneo Sistema en equilibrio en el cual los componentes son de diferentes estados. 422
Equilibrio homogéneo Sistema en equilibrio en el que todos los componentes están en el mismo estado, 422
Equilibrio químico Punto en el que las reacciones directa e inversa tienen lugar a la misma velocidad, de modo que no hay mayor cambio en concentraciones de reactivos y productos, 418, 446
Equipo de laboratorio, 7
Equivalencia Relación entre dos unidades que miden la misma cantidad.
  cantidades de, 36
  factores de conversión
    con potencias, 37
    dentro de un problema, 38
  longitud y, 32
  masa y, 33
  volumen y, 33
Escala Celsius (°C) Escala de temperatura en la que el agua tiene un punto de congelación de 0°C y un punto de ebullición de 100°C.
  como unidad de medición, 18, 20, 21
  comparación entre escalas Fahrenheit y Kelvin, 66-67
  conversión a escala Kelvin (k), 69
Escala Fahrenheit (°F)
  como unidad de medición, 20
  comparación con escalas Celsius y Kelvin, 66-67
Escala Kelvin (K) Escala de temperatura en la que la temperatura más baja posible es 0 K, el punto de congelación del agua es 273 K y el punto de ebullición del agua es 373 K.
  como unidad de medición, 20, 21
  comparación con escalas Celsius y Fahrenheit, 66-67
  conversión a escala Celsius (°C), 70
  molécula de gas y, 334
Escala uma, 106
Escáner
  detección de radiación de un radioisótopo, 566
  producción de imagen de órgano, 565
Escape de automóvil, 2
Escherichia coli (*E. coli*), 559
Esfigmomanómetro, 337
Esmog
  de Londres, 212
  formación de, 2
  fotoquímico, 212
  industrial, 212
  preocupaciones sanitarias de, 212
Espectro atómico Serie de líneas específicas para cada elemento producido por los fotones emitidos por los electrones que caen a niveles de energía más bajos. 258

Espectro electromagnético Distribución de tipos de radiación desde longitudes de ondas largas hasta longitudes de onda cortas.
distribución de formas de radiación electromagnética, 256
que contiene radiación con longitudes de onda larga y corta, 257
Espín electrónico, 264
Estado, 63
Estado de la materia Tres formas de la materia: sólida, líquida y gas. 311
Estaño (Sn), 101
Éster Clase de compuestos orgánicos que contiene un grupo —COO— con un átomo de oxígeno unido a un carbono. 596
características de, 622
en frutas y saborizantes, 623, 624
en plantas, 623
fragancia como, 581
grupo funcional y ejemplo de, 597
nomenclatura, 623
Esterificación Formación de un éster a partir de un ácido carboxílico y un alcohol con la eliminación de una molécula de agua en presencia de un catalizador ácido. 622, 660
Esteroides Tipos de lípido compuestos de un sistema de anillo multicíclico. 666
Estornudo, 6
Estratosfera, 212
Estrógeno, 666
Estroncio (Sr), 99
Estructura
molecular, 322
ósea, 144
tridimensional, 584
Estructura cuaternaria Estructura proteica en la que dos o más subunidades de proteína forman una proteína activa. 676, 677
Estructura de resonancia Dos o más fórmulas punto electrón que se pueden escribir para una molécula o ion al colocar un enlace múltiple entre diferentes átomos. 296
Estructura primaria Secuencia de aminoácidos en una proteína. 671
Estructura secundaria Formación de una hélice α, hoja plegada β o triple hélice. 671-672
Estructura terciaria Plegamiento de la estructura secundaria de una proteína en una estructura compacta que se estabiliza mediante las interacciones de grupos R como enlaces iónico y disulfuro.
atracción y repulsión de cadenas laterales, 675
entrecruzamientos en, 676
formación de, 675
Estructuras cíclicas, 650
1,2-etanediol (etilenglicol), 610
Etano
como compuesto orgánico, 584
fórmula estructural para, 587
representación tridimensional de, 585
Etanoato de metilo (acetato de metilo), 623
Etanol, 610
calor
de vaporización y fusión, 317
específico de, 76
combustión en licor, 612
oxidación en el cuerpo, 613
punto de ebullición de, 309
reacción con ácido butírico, 581
requisitos de energía y temperatura de, 309
valor LD_{50} de, 34
Eteno
acelera el proceso de maduración, 598
modelo de bolas y palos de, 598
Éter Clase de compuestos orgánicos que contienen un átomo de oxígeno unido a dos átomos de carbono. 595
como compuesto orgánico que contiene oxígeno, 607
descubrimiento de, 8
fórmula estructural para, 611
grupo funcional y ejemplo de, 597
nomenclatura, 611
Etilenglicol (1,2-etanediol), 610
Etileno, 598
Etilo, 588
Etino, 598
Eugenol, 610
Evaporación Formación de un gas (vapor) mediante la salida de moléculas de alta energía de la superficie de un líquido. 314, 315, 348
Exhalación, 343
Experimento Procedimiento que prueba la validez de una hipótesis. 6
Expiración, 343
Expresión de constante de equilibrio Razón de las concentraciones de productos a las concentraciones de reactivos con cada componente elevado a un exponente igual al coeficiente de dicho compuesto en la ecuación química. 421
cálculo de concentración desconocida, 428
guía para calcular, 424

F

Factor de conversión Razón en la que el numerador y el denominador son cantidades de una equivalencia o relación dada.
a partir de concentración porcentual, 393
a partir de un porcentaje, ppm, ppb, 38-39
con potencias, 37
concentración porcentual como, 393
equivalencia y, 35
equivalencias métricas, 36
escritura para cada elemento en 1 mol de aspirina, 171-172
establecido dentro de un problema, 38, 39
guía para resolver problemas (GRP), 40-42
molaridad como, 395
uso de dos o más, 42-44
Factor mol-mol Factor de conversión que relaciona el número de moles de dos compuestos en una ecuación derivada a partir de sus coeficientes.
cálculo de cantidad de producto, 428
escritura, 228
guía para usar, 229
uso en cálculos, 229
Faraday, Michael, 605
Femto (f), 31
Fenilcetonuria (PKU), 654
Fenol Compuesto orgánico que tiene un grupo —OH unido a un anillo del benceno.
anillo aromático de, 607
derivados de, 610
fórmula estructural para, 606
nomenclatura, 608-609
tipos de, 610
Fenolftaleína, 482
Feromonas, 600
Fertilizante, 4, 181
Filete, 83
Fisión Proceso en el que núcleos grandes se dividen en piezas más pequeñas, lo que libera grandes cantidades de energía.
como reacción nuclear, 567
ecuación para, 567-568
uranio–235 que causa, 569
Fisión nuclear Proceso en el que núcleos grandes se dividen en piezas más pequeñas, lo que libera grandes cantidades de energía.
como reacción nuclear, 567
ecuación para, 567-568
uranio–235 que causa, 569
Fluido corporal, 390
Flúor (F), 96, 588
como elemento esencial para la salud, 104
como halógeno, 99
configuración electrónica para, 114
existencia en estado diatómico, 149
masa atómica de, 111
número de electrones en nivel de energía, 115
Fluoruro, 136
Forma, 63
molecular, 301
Formaldehído, 618
Fórmula Grupo de símbolos que representa a los elementos en un compuesto con subíndices para el número de cada uno.
de compuesto iónico, 133
de iones comunes, 136
estructural, 590
iónica
escritura a partir de carga iónica, 135
nomenclatura, 136
punto electrón
dibujo, 292
escritura para molécula u ion con enlaces múltiples, 296
guía para escribir, 293
para compuestos covalentes, 149, 150
subíndices en, 134, 171
Fórmula empírica Razón de números enteros más simple o más pequeña de los átomos en una fórmula.
como menor razón de números enteros de átomo, 180
determinación, 181
ejemplos de, 181
guía para calcular, 182
fórmula molecular a partir de, 186
relacionada con fórmula molecular, 185, 186
Fórmula estructural condensada Fórmula estructural que muestra la distribución de los átomos de carbono en una molécula, pero agrupa cada átomo de carbono con sus átomos de hidrógeno unidos (CH_3, CH_2 o CH). 586
para alcanos, 587
para butano, 587
Fórmula estructural desarrollada Tipo de fórmula estructural que muestra la distribución de los átomos al dibujar cada enlace en el hidrocarburo como C—H o C—C. 584
de etano, 585
de metano, 584
para alcanos, 587
para butano, 587
Fórmula molecular Fórmula real que da el número de átomos de cada tipo de elemento en el compuesto.
como fórmula verdadera para compuesto, 180
ejemplos de, 181
guía para calcular a partir de fórmula empírica, 186
relación con fórmula empírica, 185, 186
Fósforo (P)
como elemento esencial para la salud, 104
configuración electrónica para, 114
consumo biológico de, 411
en iones poliatómicos, 142
Fosfuro, 136

Fotón Partícula más pequeña de luz, que se emite por la pérdida de energía de un electrón. 260
energía luminosa y, 260
Fotosíntesis, 646
Fototerapia, 258
Fragancia
a partir de éster, 623, 624
creación, 581
Francio (Fr), 98, 303
Frecuencia (n) Número de veces que las crestas de una onda pasan por un punto en 1 segundo. 254, 255-256
Fresa, 623
Fructosa Monosacárido que se encuentra en la miel y los jugos de fruta; se combina con glucosa en sacarosa.
como el más dulce de los carbohidratos, 649
elaboración de miel, 649
estructura cíclica de, 650
Fruta, 4
Fuego, 7
Fuerza atractiva, 308-309
partículas de gas y, 334
que une a las partículas, 312
Fuerza de dispersión Enlace débil de dipolo que resulta de una polarización momentánea de las moléculas no polares en una sustancia. 310
ocurrencia de, 310
punto de fusión y, 310
Fusión Reacción en la que grandes cantidades de energía se liberan cuando núcleos pequeños se combinan para formar núcleos más grandes.
como posible fuente para necesidades de energía, 570
formación de núcleos más grandes, 569
Fusión nuclear Reacción en la que se liberan grandes cantidades de energía cuando núcleos pequeños se combinan para formar núcleos más grandes.
como posible fuente para necesidades energéticas, 570
formación de núcleo más grande, 569

G

Galactosa Monosacárido que ocurre combinado con glucosa en la lactosa.
estructura cíclica de, 650
fórmula estructural para, 649
Galvanización, 523, 531
Gamma (γ), rayo Radiación de alta energía emitida para hacer más estable a un núcleo.
como tipo de radiación, 546
efectos dañinos de, 558
emisión de tecnecio-99m, 555
longitudes de onda de, 256, 257
peligro de, 257
protección contra, 546-547
Gas Estado de la materia que llena toda la forma y volumen de su contenedor.
caída de temperatura para formar líquido, 319
cambio de estado, 311
como estado de la materia, 62
como reactivo y producto en reacción química, 360
como solución, 377
densidad a TPE, 354
densidad de, 47
en sangre, 367
formación
de burbujas, 315, 340
de solución, 378
guía para resolución de problemas de reacciones que involucran, 361
hidrógeno, 478
masa molar de, 358
medición de volumen de, 392
mezcla de, 363
moléculas que determinan presión, 364
movimiento de partículas, 335
natural, 4, 72
nitrógeno, 129, 340
presión parcial durante respiración, 367
propiedades de, 312, 334, 335, 336
utilizadas en la medición de, 356
recolección sobre agua, 365, 366
relación inversa, 341
seco, 365
solubilidad
en agua, 384
en líquido, 385
volumen
molar de, 353
relacionado a temperatura de, 345
Gas noble Elemento en el grupo 8A (18) de la tabla periódica, por lo general no reactivo y rara vez se encuentra en combinación con otros elementos.
configuración electrónica, 131
elementos como, 99
en tabla periódica, 97
energía de ionización de, 117
usos para, 129
valor de electronegatividad de, 303
Gasolina, 592
Género, 1
Geólogo, 143
Giga (G), 31
Glicerina (1,2,3-propanetriol), 610
Glicerol (1,2,3-propanetriol), 610, 660
Glucógeno Polisacárido formado en el hígado y músculos para el almacenamiento de glucosa como reserva energética. Está compuesto de glucosa en un polímero enormemente ramificado mediante enlaces α-1,4- y α-1,6-glucosídicos. 656
Glucosa Monosacárido más predominante en la dieta. Una aldohexosa que se encuentra en frutas, vegetales, jarabe de maíz y miel. Se combina en enlaces glucosídicos para formar la mayoría de los polisacáridos. 649
elaboración de miel, 649
estructura cíclica de, 650
fórmula estructural para, 649
fórmulas molecular y empírica de, 181
oxidación de, 646
prueba del nivel de, 163
Golpe de calor, 71
Gota, 390
de sangre, 1
Gradiente de presión, 343
Gramo (g) Unidad métrica usada en mediciones de masa.
como unidad de medición, 20, 21
guía para convertir
a partícula, 178
moles a, 177
Grano, 674
Grasa Otro término para triacilgliceroles sólidos.
almacenamiento por animal en hibernación, 661
animal, 663
como triacilglicerol, 660
elementos en, 104
insaturada, 601
medición del grosor de la piel, 38
punto de fusión de, 661, 662
reacciones de, 663-664
sustituto para, 663
valor energético para, 82
Gravedad
peso de un objeto y, 20
teoría de ley de, 8
Grupo Columna vertical en la tabla periódica que contiene elementos con propiedades físicas y químicas similares.
clasificación de, 98-99
electrónico, 299-300, 301
en la tabla periódica, 97-98
fenilo, 606
hemo, 676, 677
metilo, 611
propilo, 611
radio atómico creciente, 277
valor creciente de electronegatividad, 303
Grupo alquilo Un alcano menos un átomo de hidrógeno. Los grupos alquilo se nombran como los alcanos, excepto que una terminación *ilo* sustituye a *ano*. 609
Grupo carbonilo Grupo funcional que contiene un enlace doble entre un átomo de carbono y un átomo de oxígeno (C=O). 596
aldehídos y cetonas, 615
polaridad de, 615
Grupo carboxilo Grupo funcional que se encuentra en ácidos carboxílicos compuestos de grupos carbonilo e hidroxilo. 619
Grupo funcional Grupo de átomos que determina las propiedades físicas y químicas y la nomenclatura de una clase de compuestos orgánicos. 595
Grupo hidroxilo Grupo de átomos (—OH) característico de los alcoholes. 595, 607
Guía para resolución de problemas (GRP), 40-42

H

Haloalcano, 597
Halógeno Elementos del grupo 7A (17) de flúor, cloro, bromo, yodo y astato.
electrones de valencia en, 115, 275
elementos como, 99, 100
en la tabla periódica, 97
formación de enlace covalente, 595
Hélice alfa (hélice α) Nivel secundario de estructura proteica en la que los puentes de hidrógeno unen el NH de un enlace peptídico con el C═O de un enlace peptídico más adelante en la cadena para formar una estructura enrollada o como sacacorchos.
estructura secundaria de, 671-672
forma de, 672
Helio (He), 96
como gas noble, 99, 275
configuración electrónica para, 114
usos para, 129
Hemoglobina, 163, 676, 677
Heroína, 197, 628
Hertz (Hz), 255
Hexano, 586
Hexosa, 647
Hibernación, 661
animal, 661
Hidracina, 181
Hidratación Proceso de rodear iones disueltos con moléculas de agua. 378
Hidrocarburo Compuestos orgánicos que consisten sólo de carbono e hidrógeno. 584, 605
Hidrocarburo insaturado Compuesto de carbono e hidrógeno en el que la cadena de carbono contiene al menos un enlace doble carbono-carbono (alqueno) o triple (alquino). Un compuesto insaturado es capaz de una reacción de adición con hidrógeno, lo que convierte los enlaces

dobles o triples a enlaces sencillos carbono-carbono. 598
Hidrofílico Aminoácido que tiene grupos R polares, ácidos o básicos, que son atraídos al agua; "atraídos por el agua". 668
Hidrofóbico Aminoácido no polar con grupos R hidrocarburo; "temen al agua". 668
Hidrogenación Adición de hidrógeno (H_2) al enlace doble de alquenos o alquinos para producir alcanos.
ácido graso trans y, 665
de grasas insaturadas, 601, 663-664
grasa saturada creciente, 664
parcial, 664
Hidrógeno (H), 96, 99, 100
como elemento esencial para la salud, 104
como ion poliatómico, 142
como no metal, 101
composición de átomos en, 109
configuración electrónica para, 114
existente en estado diatómico, 149
fusión nuclear y, 569
Hidróxido
concentración de, 468
ejemplos en soluciones neutras, ácida y básicas, 469
guía para calcular, 469
medición del nivel en soluciones, 470
neutralización de, 479
Hielo seco, 167, 134
Hierro (Fe)
calor específico de, 76
como elemento esencial para la salud, 104
como metal, 101
composición de átomos en, 109
corrosión de, 523
reacción química de, 199, 200
recomendaciones nutricionales por deficiencia, 93
Hiperglucemia, 648
Hipertermia, 71
Hipertiroidismo, 565
Hipoglucemia, 648
Hipotermia, 71
Hipótesis Explicación no verificada de un fenómeno natural.
método científico y, 5
prueba, 6
Hipoxia, 434
Histamina, 627
Hoja plegada beta (hoja plegada β) Nivel secundario de estructura proteica que consiste de puentes de hidrógeno entre enlaces peptídicos en cadenas paralelas de polipéptidos.
estructura secundaria de, 671-672
formación de puentes de hidrógeno, 673
Homeostasis, 440
Hongo, 559
Hormona esteroide, 666

I

Ibuprofeno, 606
Indicador Sustancia que se agrega a una muestra volumétrica que cambia de color cuando el ácido o base se neutraliza. 482
Inflamación, 2
Inhalación, 343
Inhibidor de proteasa VIH, 8
Insecticida, 9
Inspiración, 343
Insulina
descubrimiento de, 8
estructura primaria de, 671
secuencia de aminoácidos de, 672
Interacción dipolo-dipolo, 310
Intoxicación, 613
Investigación, 1
de la muerte, 1
médico-legal de la muerte, 1
Ion Átomo o grupo de átomos que tienen una carga eléctrica debido a una pérdida o ganancia de electrones.
como conductor de electricidad, 380
configuración electrónica y, 289
disuelto en agua, 378
en el cuerpo, 132
en huesos y dientes, 144
flúor, 279
forma de, 298
formación, 129, 130
fórmulas y nombres de, 136
negativo, 130
configuración electrónica de, 131
producción a partir de no metales, 138
tamaño de, 278
poliatómico, 141
positivo, 129
configuración electrónica de, 131
producción a partir de metales, 138
tamaño de, 278
regla del octeto y, 128
solubilidad de sal cuando hay, 444
tamaño de, 278
Ion hidronio Ion H_3O^+ formado por la atracción de un protón (H^+) a una molécula de H_2O.
cálculo de pH, 475
comparación de valores pH de hidróxido, 476
concentración de, 468
ejemplos en soluciones neutra, ácida y básica, 469
formación, 457
guía para calcular, 469
medición del nivel en soluciones, 470
Ion poliatómico Grupo de átomos que tiene una carga eléctrica.
características de, 141
compuestos con, 145
ejemplos de, 141
escritura de fórmulas para compuestos que contienen, 143
fórmulas y nombres de común, 142
guía para nombrar compuestos iónicos con, 146
nomenclatura, 142
de compuestos con, 145
Isómero Compuestos orgánicos en los que fórmulas moleculares idénticas tienen diferentes distribuciones de átomos. 588
Isopropilo, 588
Isótopo Átomo que difiere sólo en número de masa de otro átomo del mismo elemento. Los isótopos tienen el mismo número atómico (número de protones), pero diferentes números de neutrones.
estable, 544
masa atómica y, 110, 111
paciente que ingiere, 543
que ocurre naturalmente
ejemplos de, 560
vida media de, 563
radiactivo, 544, 558
nomenclatura, 544
producción, 554
producción de radón, 550
que ocurre naturalmente, 560
símbolo para, 544

J

Jabón
químicos y, 3
saponificación y, 664-665
Joule (J) Unidad SI de energía térmica; 4.184 J = 1 cal. 73, 74
Joyería, 3
Jugo gástrico, 476

K

Kekulé, August, 605
Kilo (k), 31, 32
Kilocaloría (kcal), 74
Kilogramo (kg) Una masa métrica de 1000 g es igual a 2.205 lb. El kilogramo es la unidad estándar en el SI para masa. 20, 21
Kilojoule (kJ), 73, 74
Kilómetro (km), 18
Kilopascales (kPa), 339

L

Laboratorio express, 163
Lactosa Disacárido que consiste de glucosa y galactosa, que se encuentra en la leche y productos lácteos. 651, 652
Lambda (l), 254
Lantánido, 97
Láser, 8
Latón, 59
Leche
composición y contenido calórico de, 83
vitaminas en, 4
Ley de Avogadro Ley de los gases que afirma que el volumen de un gas se relaciona directamente con el número de moles de gas en la muestra cuando no cambian ni la presión ni la temperatura. 351, 352, 353
Ley de Boyle Ley de los gases que afirma que la presión de un gas se relaciona inversamente con el volumen, cuando la temperatura y los moles del gas no cambian; esto es, si el volumen disminuye, la presión aumenta.
mecánica de la respiración y, 343
uso de relación presión-volumen, 341
Ley de Charles Ley de los gases que afirma que el volumen de un gas cambia directamente con un cambio en temperatura Kelvin, cuando no cambian la presión ni los moles del gas. 345
Ley de conservación de masa En una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total del producto; la materia no se pierde ni se gana. 226
Ley de Dalton Ley de los gases que afirma que la presión total que ejerce una mezcla de gases en un contenedor es la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería solo. 363
Ley de Gay-Lussac Ley de los gases que afirma que la presión de un gas cambia directamente con un cambio en la temperatura, cuando el número de moles de un gas y su volumen se mantienen constantes. 347
Ley de Henry La solubilidad de un gas en un líquido se relaciona directamente con la presión de dicho gas sobre el líquido. 385
Ley de los gases Valor numérico que relaciona las cantidades P, V, n y T en la ley de los gases ideales. 333
combinada, 349
guía para usar, 341
ideales, 356
reacción química y, 360
resumen de, 350
uso para mezcla de gas, 363
Ley de los gases combinada Relación que combina varias leyes de los gases que relacionan presión, volumen y temperatura. 349, 350

Ley de los gases ideales Ley que combina las cuatro propiedades medidas de un gas en la ecuación $PV = nRT$.
determinación de moles de un gas en una reacción, 360
guía para usar, 357
propiedades usadas en medición de gases, 356
Libby, Willard, 564
Libra (lb), 20
Lineal Forma de una molécula que tiene dos átomos unidos y ningún par sin compartir. 299
Linfoma cutáneo de células T, 258
Lípido Familia de compuestos que es no polar por naturaleza ni soluble en agua; incluye grasas, ceras y esteroides.
como nutriente necesario, 646
solubilidad de, 658
Líquido Estado de la materia que tiene su propio volumen, pero toma la forma del contenedor.
adición de calor para formar gas, 318
caída de temperatura para formar sólido, 319
cambio de estado, 311
como estado de la materia, 62
como solución, 377
densidad de, 47
estructura molecular de, 322
forma de, 312
formación de solución, 378
medición de volumen de, 392
propiedades de, 312
punto de ebullición de, 314, 315, 348
solubilidad de gas en, 385
Listeria, 559
Litio (Li), 96, 98
como metal alcalino, 99
configuración electrónica para, 114
fórmulas y nombres de iones comunes, 136
masa atómica de, 111
número de electrones en nivel de energía, 115
Litro (L) Unidad métrica para volumen que es ligeramente mayor que un cuarto. 19, 21, 336
Lluvia ácida, 477
Loción, 3
Longitud
como unidad de medición, 18-19, 21
equivalencia de, 32, 33, 36
factores de conversión con potencias, 37
uso de regla para medir, 24-25
Longitud de onda (λ) Distancia entre los picos de dos ondas adyacentes. 254, 255
cálculo, 255-256
larga y corta, 257
"Los iguales se disuelven", 378, 379
Luz, 255
infrarroja
emisión a partir de la pérdida de energía de un electrón, 261
longitudes de onda de, 257
solar
efectos dañinos de, 258
paso a través del agua, 254
ultravioleta (UV)
emisión a partir de pérdida de energía de electrón, 261
longitud de onda y frecuencia de, 257
longitudes de onda de, 257
producción, 260
reacción biológica a, 258
visible, 257
emisión a partir de la pérdida de energía del electrón, 261
longitudes de onda de, 257

M

Magnesio (Mg)
como elemento esencial para la salud, 104
como metal alcalinotérreo, 99
configuración electrónica para, 114
formación de octeto, 134
fórmulas y nombres de iones comunes, 136
fuente de nombre, 94
función del ion en el cuerpo, 132
isótopos de, 110, 111
número de electrones en nivel de energía, 115
prevención de corrosión, 524
reacción con ácido clorhídrico, 529-530
símbolo punto electrón para, 116
Mal de la montaña, 434
Malaria, 9
Maltosa Disacárido que consiste de dos unidades glucosa; se obtiene a partir de la hidrólisis de almidón y en germinación de granos. 651, 652
Manganeso (Mn), 142
Manómetro, 337
Manteca sólida, 664
Mantequilla
butanediona en, 618
combustión de, 82
Mapa conceptual
Ácidos y bases, 492
Átomos y elementos, 119
Bioquímica, 690
Cantidades químicas en reacciones, 244
Equilibrio químico, 446
Estructura
electrónica y tendencia periódica, 282
molecular: sólidos y líquidos, 322
Gases, 368
Materia y energía, 85
Mediciones, 51
Moles y cantidades químicas, 189
Nombres y fórmulas para compuestos, 155
Oxidación-reducción: transferencia de electrones, 532
Química
en nuestras vidas, 13
nuclear, 572
orgánica, 631
Reacción química, 218
Soluciones, 404
Margarina, 664, 665
Masa Medida de la cantidad de material en un objeto.
como unidad de medición, 20, 21
de grasa corporal, 38
equivalencia de, 33-34, 36
medición, 226
ósea, 144
uso de concentración para calcular, 393
Masa atómica Masa promedio ponderada de todos los isótopos de un elemento que ocurren naturalmente.
cálculo de, 111
factor de conversión para, 164
isótopos y, 110
uso para contar átomos, 165
Masa fórmula Masa en uma de una molécula o unidad fórmula igual a la suma de las masa atómicas de todos los átomos en la fórmula.
determinación, 166
Masa molar La masa en gramos de 1 mol de un elemento es numéricamente igual a su masa atómica. La masa molar de un compuesto es igual a la suma de las masas de los elementos en la fórmula.
cálculos usando, 176
de gas, 358
guía para calcular, 174
uso de tabla periódica para determinar, 173
uso para determinar composición porcentual, 179
Masa porcentual Gramos de soluto en exactamente 100 g de solución. 391
Materia Material que constituye una sustancia, tiene masa y ocupa espacio. 3
cambio de estado, 311, 312
clasificación de, 58, 61
energía y, 85
estados de, 62
organización de, 58
propiedades de, 62
Material sintético, 4
Matraz de reacción, 419
Medicina
alquimia y, 7
aminas en, 627
química y, 289
reacción en el cuerpo, 412
Medición
enfermeras que usan, 17
observación con base en, 5
unidades de, 18-20, 21
Medidor de pH, 472
Mega (M), 31
Megahertz (MHz), 255
Mendeleev, Dmitri, 96
Mercurio (Hg)
como líquido, 101
como tratamiento para sífilis, 7
toxicidad de, 101
Metabolismo
de alcohol, 613
reacción de combustión, 210
valor energético y, 82
Metal Elemento que es brillante, maleable, dúctil y buen conductor de calor y electricidad. Los metales se ubican a la izquierda de la línea zigzag en la tabla periódica.
actividad en ácido clorhídrico (HCl), 529
activo, 478
características de, 100
de carga variable, 138
de transición, 290-291
energía de ionización de, 129, 279, 290
formación de
iones positivos, 504
más de un ion positivo, 137
fórmulas y nombres de iones comunes, 136
guía para nombrar compuestos iónicos con, 136
nomenclatura de compuestos iónicos con carga variable, 138
oxidación de, 524
pérdida de electrón de valencia, 148
producción de iones positivos, 138
serie de actividad para, 528, 529
tabla periódica de elementos, 97, 102
tamaño de iones positivos de, 278
Metales alcalinos Elementos del grupo 1A (1), excepto hidrógeno; estos son metales brillantes suaves.
electrones de valencia en, 275
elementos como, 98,99
en la tabla periódica, 97
Metales alcalinotérreos Elementos del grupo 2A (2).
electrones de valencia en, 115, 275
elementos como, 98
en la tabla periódica, 97
Metaloide Elementos con propiedades tanto de metales como de no metales, ubicados a lo largo de la línea zigzag gruesa en la tabla periódica.
características de, 101
tabla periódica de elementos, 97, 102

Metanfetamina, 197, 627
Metano
  como hidrocarburo más simple, 584
  ecuación para combustión de, 593
  formación de octeto, 150
  fórmula estructural para, 587
  representación tridimensional de, 584
Metanol, 453
  alcohol metílico, 610
Metileno, 453
Metilo, 588
Método científico Proceso de elaboración de observaciones, propuesta de hipótesis, puesta a prueba de las hipótesis y desarrollo de una teoría que explica un evento natural.
  alquimistas y, 7
  principios generales de, 5-6
Método de semi reacción Método de balanceo de reacciones de oxidación-reducción en el que las semi reacciones se balancean por separado y luego se combinan para dar la reacción completa. 516
Metro (m) Unidad métrica para longitud, ligeramente más grande que una yarda. El metro es la unidad estándar SI de longitud.
  como instrumento de medición, 24
  como unidad de medición, 18-19, 21
  expresión de longitud de onda de radiación, 255
Metro cúbico (m^3) Unidad SI de volumen; el volumen de un cubo con lados que miden 1 m. 19
  como unidad de medición, 21
Mezcla Combinación física de dos o más sustancias que no cambia las identidades de las sustancias mezcladas.
  como tipo de materia, 61
  composición de, 59
  de equilibrio, 425
  tipos de, 60
Mezcla heterogénea Mezcla de dos o más sustancias que no son uniformes.
  como componente de la materia, 58, 61
  composición de, 60
Mezcla homogénea Mezcla de dos o más sustancias que se mezclan uniformemente.
  como componente de la materia, 58, 61
  composición de, 60
Micro (m), 31
Microchip, 253
Micrografía por exploración electrónica (SEM), 144
Microonda, 256, 257
Microscopio, 104
  de efecto túnel, 104
Miel, 648
Mili (m), 31
Mililitro (mL) Unidad métrica de volumen igual a una milésima de L (0.001 L). 19
  de mercurio, 336, 338
Milirem (mrem), 558
Minerales, 7
Minero, 7
Minuto, 20
Mioglobina, 676
Moco viscoso, 476
Modelo
  de bolas y palos
    ácido carboxílico, 621
    etano, 584, 585
    eteno y etino, 598
    hexano, 586
    metano, 584
  de llenado de espacio
    etano, 585
    metano, 584
Modelo de ajuste inducido Modelo de acción enzimática en la que un sustrato induce una enzima a modificar su forma para dar un ajuste óptimo con la estructura del sustrato. 678
Modelo de llave y cerradura Modelo de una enzima en la que el sustrato, como una llave, ajusta exactamente en la forma de la cerradura, que es la forma específica del sitio activo. 678, 679
Mol (mol) Grupo de átomos, moléculas o unidades fórmula que contiene 6.022×10^{23} de estos objetos.
  cálculo usando volumen molar a TPE, 358
  cantidades químicas y, 189
  concentración creciente de, 436
  conteo por, 169
  disminuir tensión de presión creciente, 434
  ejemplos de cantidades de 1 mol, 174
  guía para convertir a gramos, 177
  masa molar y número de partículas en 1 mol, 175
  número
    de partículas en muestra, 170
    de soluto en litro de solución, 394
  uso de molaridad y volumen de una solución, 400
  volumen y, 351
Molaridad (M) Número de moles de soluto en exactamente 1 L de solución.
  como factor de conversión, 395
  guía para calcular, 394
Molécula
  biatómica
    como molécula no polar, 306
    elementos que existen como, 149
  cancelación de dipolo, 307
  conversión a producto después de colisión, 414
  covalente, 149
  de ARN, 686
  de hidrógeno, 148
  de vapor, 315
  en colisión, 413
  forma de, 298
  masa, 173
  no polar
    características de, 306
    disolución, 378
    formación de líquidos y sólidos, 310
  organización de, 585
  polar
    disolución en agua, 378
    ocurrencia de, 307
    ocurrencia de dipolo fuerte, 309
  polaridad de, 306
  velocidad de, 311
Moles por litro (M), 421
Monómero Pequeña molécula orgánica que se repite muchas veces en un polímero. 602
Monosacárido Compuesto polihidroxi que contiene un aldehído o grupo cetona.
  dulzura de, 654
  ejemplos de, 647, 648-649
  estructuras cíclicas de, 649-650
Monóxido de carbono, 593
Morfina, 197, 628
MRI, 8
Muerte
  por alcohol, 613
  posposición de, 7
Muestra toxicológica, 1
Multiplicación, 28-29
Multiplicador, 183
Muscona, 618

N

Nano (n), 31
Naranja
  éster que da sabor y olor a, 623
Naturaleza, 7
Neón (Ne), 96
  como gas noble, 99
  configuración electrónica para, 114
Neo-Sinefrina (fenilefrina), 627
Neutralización Reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua. 479-480
Neutrón Partícula subatómica neutra que tiene una masa de 1 uma y se encuentra en el núcleo de un átomo; su símbolo es n o n^0.
  carga eléctrica de, 105
  como partícula subatómica, 104
  masa de, 106
  número en núcleo de átomo, 110
Nicotina, 628
Nitrato de magnesio, 380
Nitrógeno (N), 96
  cantidad en fertilizante, 181
  como elemento esencial para la salud, 104
  como ion poliatómico, 142
  como no metal, 101
  composición de átomos en, 109
  configuración electrónica para, 114
  molécula que choca con oxígeno, 413
  moléculas de gas de, 335
  presión parcial durante la respiración, 367
  punto de congelación de, 312
Nitroglicerina, 8
Nitruro, 136
Nivel de energía Nivel dentro del átomo que contiene electrones de similar energía.
  capacidad de, 113
    electrónica en subniveles, 263
  de electrón, 113
  formas de orbitales dentro de, 264
  llenado de subniveles con creciente, 266
  número de electrones en, 115
Nivel del mar, 339
No electrolito Sustancia que se disuelve en agua como moléculas; su solución no conducirá corriente eléctrica.
  disolución en agua, 380
No metal Elemento con poco o ningún lustre que es débil conductor de calor y electricidad. Los no metales se ubican a la derecha de la línea zigzag en la tabla periódica.
  características de, 101
  energía de ionización de, 130, 279, 290
  formación de octeto, 294
  fórmulas y nombres de iones comunes, 136
  ganancia de electrones ,148
  guía para nombrar compuestos covalentes, 152
  nomenclatura de compuestos covalentes, 151
  patrones de enlaces en compuestos covalentes, 292
  producción de iones negativos, 138
  sustitución de elemento con *uro*, 136
  tabla periódica de elementos, 97, 102
Norepinefrina (noradrenalina), 627
Notación científica Forma de escribir números grandes y pequeños usando un coeficiente entre 1 y 10, seguido de una potencia de base 10.
  calculadoras y, 23
  conversión a número decimal, 23-24
  escritura de números en, 21-22, 23
Nube de electrones, 276
Núcleo Centro compacto, más denso, de un átomo, que contiene los protones y neutrones del átomo.
  carga eléctrica de, 105

electrones de valencia que se mueven cerca de, 280
número de protones y neutrones en, 110
Nucleósido Combinación de una azúcar pentosa y una base que contiene nitrógeno. 681
Nucleótido Bloques constructores de un ácido nucleico que consiste de una base que contiene nitrógeno, una azúcar pentosa (ribosa o desoxirribosa) y un grupo fosfato.
componentes de, 680
estructura de 680
formación de, 681
nombre, 682
Numerador, 35
Número atómico Número que es igual al número de protones en un átomo.
cambios debidos a radiación, 549
número
de masa y, 107
de protones y, 108
Número cuántico principal Números asignados a los niveles de energía. 260, 262
Número de Avogadro Número de objetos en un mol, igual a 6.022×10^{23}. 169
Número de grupo Número que aparece en lo alto de cada columna vertical (grupo) en la tabla periódica e indica el número de electrones de valencia.
carga iónica de, 130
electrones de valencia y, 115, 275
Número de masa Número total de neutrones y protones en el núcleo de un átomo.
cambios debidos a radiación, 549
como suma de protones y neutrones en el núcleo, 544
composición de, 108
número atómico y, 107
Número de oxidación Número igual a cero en un elemento o la carga de un ion monoatómico; en compuestos covalentes e iones poliatómicos, los números de oxidación se asignan usando un conjunto de reglas.
asignación, 508-509
balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción, 514
ejemplos de, 509-510
identificación de reacción de oxidación-reducción por, 511
Número distinto de cero, 25-26
Número entero
calculadora que despliega, 29
conversión de decimales a, 183
Número exacto Número que se obtiene al contar o por definición.
ejemplos de, 26
obtención, 26
Número medido Número que se obtiene cuando una cantidad se determina con el uso de un aparato de medición.
cifras significativas en/y, 24-25, 27
Nutrición, 82
Nylon, 8

O

Observación Información determinada al ver y registrar un fenómeno natural. 5
Oceanografía, 411
Octeto
expansión a capa de valencia estable, 294
formación en molécula covalente, 149
Olestra, 663
Olla de presión, 349
Onda de radio
longitudes de onda de, 256, 257
Orbital Región alrededor del núcleo de un átomo donde es más probable encontrar los electrones de cierta energía: los orbitales *s* son esféricos, los orbitales *p* tienen dos lóbulos.
capacidad y espín de electrones, 264
formas de, 264, 265
llenado en orden creciente de energía, 266
mayor probabilidad de encontrar electrones, 263
Orientación
moléculas que reaccionan para formar producto, 413
requisitos para reacción, 414
Orina
detección de drogas o metabolitos en, 197
extracción de drogas a partir de, 453
nivel de acidez de, 470
prueba para niveles de mercurio, 101
Oro (Au)
calor específico de, 76
como metal, 101
composición de átomos en, 109
punto de congelación de, 312
Osteoporosis, 144
Oxalato, 445
Oxiácidos, 454, 455
Oxidación Pérdida de electrones por una sustancia. 504, 521
Óxido, 136
de calcio, 422
de nitrógeno, 2, 212
formación de, 523, 524
Oxígeno (O), 96
como elemento esencial para la salud, 104
como no metal, 101
configuración electrónica para, 114
descubrimiento de, 8
equilibrio de hemoglobina e hipoxia, 434
flujo y volumen de, 333
masa atómica de, 111
metales alcalinos y, 98
molécula que choca con nitrógeno, 413
moléculas de gas de, 335
motor de automóvil y, 2
presión parcial
durante respiración, 367
en sangre y tejidos, 367
quema de alcohol, 611-612
reacción química con otras sustancias, 199
recepción de cantidades adecuadas de, 337
toxicidad para bacterias, 340
valor de electronegatividad de, 615
Ozono
agotamiento de, 2
fórmula punto electrón para, 296
protección contra los rayos ultravioleta, 212

P

Papa, cocida, 83
Paquete (compresa)
caliente, 57, 217
frío, 57, 217
Par ácido-base conjugado Ácido y base que difieren por un H^+. Cuando un ácido dona un protón, el producto es su base conjugada, que es capaz de aceptar un protón en la reacción inversa. 458-459, 467-468, 488
Par base complementario En ADN, la adenina siempre hace par con timina (A—T o T—A) y la guanina con citosina (G—C o C—G). Al formar ARN, la adenina forma par con uracilo (A—U). 683, 684
Par de enlace Par de electrones compartidos entre dos átomos. 149
Par no compartido Electrones en una molécula que no se comparten en un enlace, pero completan el octeto para un elemento. 149
Paracelso, 7, 34
Parafina, 593
Parathion, 34
Partes
por billón (ppb), 39
por millón (ppm), 39
Partícula
atracción entre, 310
cálculo, 170
conteo del número de, 226
de plata, 503
filamentosa, 503
fotolítica, 503
guía para convertir gramos a, 178
Partícula subatómica Partícula dentro de un átomo; protones, neutrones y electrones son partículas subatómicas.
como parte de átomos, 104, 106
masa de, 105-106
Pascal (Pa), 338
Patrón de unión
de no metales en compuestos covalentes, 292
fuerza atractiva y, 310
variación en, 305
Pauling, Linus, 5
Penicilina, 8
Pentosa, 647
Péptido Combinación de dos o más aminoácidos unidos por enlaces peptídicos. 670
Pera,
éster que da sabor y olor a, 623
Periodo Fila horizontal de elementos en la tabla periódica.
1
hidrógeno y helio, 267
llenado de subniveles, 272
2
litio a neón, 267-268
llenado de subniveles, 272
3
llenado de subniveles, 272
sodio a argón, 268-269
4, 272
5, 272
6, 272
disminución del radio atómico, 277
en tabla periódica, 96-98
valor creciente de electronegatividad, 303
Pescado, 101
Peso
pérdida de, 83
uso de mediciones para, 17
Pesticida, 4, 9
Petróleo, 592, 593
crudo
mezclas de alcano obtenidas de, 592
que contiene hidrocarburos, 592
pH Medida de $[H_3O^+]$ en una solución: $pH = -\log[H_3O^+]$.
amortiguador que evita el cambio en, 488
cálculo
de ion hidronio a partir de, 475
de valor de solución, 472-473
de lluvia, 477
guía para calcular pH de un amortiguador, 490
medición de valores ácidos, básicos y neutros de soluciones, 471
sanguíneo ácido, 163
Pico (p), 31
Piedra
caliza, 477
filosofal, 7
Pintura, 618
Piña, 581
éster que da sabor y olor a, 623

Piramidal trigonal Forma de una molécula que tiene tres átomos unidos y un par sin compartir. 300
Pizza, 73
Placa
  acumulación en arteria, 666
  formación de, 660, 666
  prevención, 3
Plan de estudio
  aprendizaje de química, 10
  pensar científicamente acerca de, 11-12
Plana trigonal Forma de una molécula con tres átomos unidos y ningún par sin compartir. 299
Planta
  de energía
    eléctrica, 72
    nuclear, 560, 571
  generadora de electricidad, 384
  Piloto de Aislamiento de Desechos (WIPP), 571
Plástico, 603, 604
Plata (Ag)
  calor específico de, 76
  cambio químico de, 198, 226
  características de, 102
  como metal, 101
  corrosión de, 524
  formación de ion, 137
Plátano
  composición y contenido calórico de, 83
  éster que da sabor y olor a, 623
Platino (Pt), 416
pOH Medición de $[OH^-]$ en una solución; pOH $= -\log[OH^-]$. 475
Polaridad Medida de una atracción desigual de electrones, que se indica mediante la diferencia en valores de electronegatividad. 304
Polidicloroetileno (Saran), 603
Poliestireno, 603
Polietileno, 602-603
Polímero Molécula muy grande que está compuesta de muchas pequeñas unidades estructurales repetitivas que son idénticas. 602
  de alquenos, 604
  sintético, 602, 603
  tipos de fabricación de plástico, 604
Polipropileno, 603, 604
Polisacárido Polímeros de muchas unidades monosacáridos, por lo general glucosa. Los polisacáridos difieren en los tipos de enlaces glucosídicos y la cantidad de ramificaciones en el polímero. 646
Politetrafluoroetileno (Teflón), 603
Polvo, 7
Porcentaje, 38
Positrón Partícula de radiación sin masa y carga positiva producida por un núcleo inestable cuando un protón se transforma en un neutrón y un positrón. 545
Potasio (K), 98
  como elemento esencial para la salud, 104
  como isótopo radiactivo que ocurre naturalmente, 560
  como metal alcalino, 99
  fórmulas y nombres de iones comunes, 136
  función del ion en el cuerpo, 132
  número de electrones en nivel de energía, 115
Potencia de base 10
  como parte en notación científica, 21
  factores de conversión con, 37
  números escritos como, 22
Precipitado, 387
Prefijo Parte del nombre de una unidad métrica que precede la unidad base y especifica el tamaño de la medición. Todos los prefijos se relacionan con una escala decimal.
  del sistema métrico, 31-32
Presión (P) Fuerza que ejercen las partículas de gas que golpean las paredes de un contenedor.
  de gas relacionado con la temperatura, 347
  de partículas de gas, 335, 336
  diastólica, 337
  efecto de cambio sobre el equilibrio, 434
  medición de, 338, 339, 366
  punto de ebullición del agua y, 349
  sanguínea, 17, 337
  sistólica, 337
  volumen y, 341
Presión atmosférica Presión que ejerce la atmósfera. 335
  altitud y, 339, 349
  cambio con el clima, 338
  como suma de presión parcial de gases en el aire, 364
  medición de, 336
Presión de vapor Presión que ejercen las partículas de vapor sobre un líquido.
  de agua, 348, 365
Presión parcial Presión que ejerce un solo gas en una mezcla de gases.
  de gas, oxígeno y dióxido de carbono, 367
  gas que ejerce, 363
  guía para resolver, 365
Principio de exclusión de Pauli, 264
Principio de Le Châtelier Cuando sobre un sistema en equilibrio se coloca una tensión, el equilibrio se desplaza para disminuir dicha tensión. 430, 431, 432-433, 434
Prión, 673
Prisma 255
Proceso
  de calentamiento, 315
  de decaimiento, 561
  químico, 4
Producción teórica Máxima cantidad de producto que puede producir una reacción a partir de una cantidad dada de reactivo. 242
Producto Sustancias formadas como resultado de una reacción química.
  desplazamiento del equilibrio hacia, 431
  fórmula de, 201
Progesterona, 666
1,2,3-propanetriol (glicerol o glicerina), 610
Propano
  calor de vaporización y fusión, 317
  combustión de, 593
  como compuesto orgánico, 583
  ecuación para combustión de, 593
  fórmula estructural para, 587
  punto de ebullición de, 309
  requisitos de energía y temperatura de, 309
  suministro de combustible por calor, 591
Propanona, 618
Propiedad física Propiedades que se pueden observar o medir sin afectar la identidad de una sustancia. 62
  cambio en, 64
  de compuesto iónico, 133
  polaridad de molécula y, 306
Propiedad química Propiedades que caracterizan la habilidad de una sustancia para cambiar en una nueva sustancia.
  cambio en, 64
  de compuesto iónico, 133
  materia y, 63
Propilo, 588
Prostaglandina, 2
Protección catódica, 524
Proteína Polipéptidos biológicamente activos que tienen muchos aminoácidos unidos mediante enlaces peptídicos.
  aminoácidos esenciales, 674
  clasificación de, 667
  como enzimas, 678
  como nutriente necesario, 646
  completa, 674
  elementos en, 104
  enfermedad de las vacas locas, 673
  función en el cuerpo, 667
  incompleta, 674
  niveles estructurales de, 671-672, 675-676
  procesos químicos de, 4
  valor energético para, 82
  veinte aminoácidos en, 669
Protón Partícula subatómica positivamente cargada que tiene una masa de 1 uma y se encuentra en el núcleo de un átomo; su símbolo es p o p^+.
  carga eléctrica de, 105
  como partícula subatómica, 104
  masa de, 106
  número
    atómico y, 108
    en núcleo de átomo, 110
  transferencia, 457, 458
Prozac, 8
Prueba
  de alergia, 6
  de laboratorio, 18
  de tolerancia a la glucosa, 648
  del alcoholímetro, 613
Puente de hidrógeno Atracción entre un H parcialmente positivo y un átomo fuertemente electronegativo de F, O o N. 309
  ocurrencia de, 377
  punto de fusión y, 310
Puente de salino, 521
Pulgada (in), 18-19
Punto de congelación (pc) Temperatura en la que están en equilibrio las formas sólida y líquida de una sustancia; un líquido cambia a sólido (congela), un sólido cambia a líquido (funde). 312
  comparación de escalas de temperatura, 66
  líquido que forma sólido, 319
  resumen de, 315
Punto de ebullición (pe) Temperatura a la que una sustancia existe como líquido y gas; el líquido cambia a gas (hierve) y el gas cambia a líquido (condensa). 315
  comparación de escalas de temperatura, 66
  de alcano líquido, 593
  polaridad de molécula y, 306
  presión de vapor y, 348
  presión y, 349
Punto de fusión (pf) Temperatura a la que un sólido se vuelve líquido (funde). Es la misma temperatura que el punto de congelación. 312
  de ácidos grasos, 658
  de sólidos, 308
  de sustancias seleccionadas, 310
  polaridad molecular y, 306
  resumen de, 315
Punto final Punto donde un indicador cambia de color. Para el indicador fenolftaleína, el cambio de color ocurre cuando el número de moles de OH^- es igual al número de moles de H_3O^+ en la muestra. 482.

Q

Química Ciencia que estudia la composición de sustancias y la forma en que interactúan con otras sustancias.
  como ciencia, 2

de fertilizantes, 181
importancia en la ciencia de materiales, 253
integración con la medicina, 289
investigación médico-jurídica de la muerte, 1
nuclear, 572
para monitorear la salud del paciente, 375
químicos y, 3
unidades en el sistema métrico y, 18
orgánica
carbono e hidrógeno como elementos primarios, 582
mapa conceptual para, 631
Químico Sustancia que se usa en o produce mediante un proceso químico. 3
Quimioterapia, 645
Quinina, 628
Quitar el lustre, 198, 226

R

Rad (dosis de radiación absorbida) Medida de una cantidad de radiación absorbida por el cuerpo. 557-558
Radiación Energía o partículas liberadas por átomos radiactivos.
alimentos y, 559
beta, 557
de alta energía
efectos dañinos de, 258
longitud de onda y frecuencia de, 260
de baja energía
desajuste de niveles de bilirrubina, 258
longitud de onda y frecuencia de, 260
de fondo, 560
dosis letal de, para algunas formas de vida, 560
efectos biológicos de, 546
exposición a, 560
formas comunes de, 546
gamma, 557
infrarroja (IR), 256
ionizante
efectos de, 546
propiedades de, 547
protección contra, 547
medición de, 557
nuclear, 546
número de masa y cambios atómicos debidos a, 549
promedio recibido anualmente por persona, 560
protección contra, 546, 547
tipos de, 545
toma la forma de partículas alfa o beta o rayos gamma, 544
unidades de medición, 558
Radiación electromagnética Formas de energía como la luz visible, microondas, ondas de radio, infrarrojo, luz ultravioleta y rayos X, que viajan como ondas a la velocidad de la luz.
electrón que emite, 260
espectro electromagnético y, 256
ondas de, 254
Radiactividad Proceso por el cual un núcleo inestable se rompe y libera radiación de alta energía.
aplicaciones médica que usan, 565
descubrimiento de, 8
Radio (Ra), 99
Radio atómico Distancia al núcleo de los electrones más externos.
aumento y disminución, 277
de elemento representativo, 276
Radioisótopo Átomo radiactivo de un elemento. 543
aplicaciones médicas de, 565
átomo que se convierte en, 554
medición de actividad de, 557
protección contra, 547
vida media de, 561, 563
Radón (Rn)
como gas noble, 99
presencia en casa, 550
Ramificación Grupo carbono o halógeno unido a la cadena de carbono principal. 588
Rayo gamma (g), 544
Rayos
cósmicos, 560
X
exposición a radiación de, 560
longitudes de onda de, 257
Razón
de elemento traza, 1
ppm y ppb, 39
Reacción
ácido-base, 463
cálculos de masa para, 231
calor de, 214
cantidad química en, 244
combustión, 210-211
condiciones para ocurrencia de, 414
de adición, 602
de fusión, 569
de sustitución, 208-209
descomposición, 208
dirección de, 418, 463
directa
creciente, 433
transferencia de protones, 458
velocidad de, 418, 419
endotérmica, 214
exotérmica, 215
guía para resolución de problemas (GRP), 361
hidrólisis, 665
nuclear en cadena, 568, 569
que contiene principalmente reactivos, 427
química, 198-199, 201
resumen de tipos de, 211
síntesis, 207
sustitución, 208-209
térmica, 215
valores de equilibrio grandes y pequeños, 428
velocidad de, 412, 413
Ve también Velocidad de reacción
Reacción de combustión Reacción en la que un elemento o un compuesto reaccionan con oxígeno para formar productos óxido. 210-211
ejemplo de, 211
en automóviles, 417
Reacción de descomposición Reacción en la que un solo reactivo se divide en dos o más sustancias más simples. 208, 211
Reacción de doble sustitución Reacción en la que las partes de dos diferentes reactivos intercambian lugares. 209-210, 211
Reacción de oxidación-reducción Reacción en la que se transfieren electrones de un reactivo a otro. 504
asignación de número de oxidación, 508-509
balanceo de ecuaciones para, 514
dirección espontánea de, 529
escritura como dos semi reacciones, 516
ganancia y pérdida de electrones, 507
generación de electricidad, 520
identificación usando números de oxidación, 511
que requieren energía eléctrica, 528
reacción no espontánea, 530
Reacción de síntesis Reacción en la que los reactivos se combinan para formar un solo producto. 207, 211
Reacción de sustitución simple Reacción en la que un elemento sustituye a un elemento diferente en un compuesto. 208, 209, 478
ejemplo de, 211
Reacción en cadena Reacción de fisión que continuará una vez iniciada mediante el bombardeo de un núcleo pesado, como U-235, con neutrones de alta energía. 568
Reacción endotérmica Reacción donde la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.
de paquete (compresa) frío, 217
desplazamiento de equilibrio para cambio de temperatura en, 438
nivel de energía durante, 214
Reacción exotérmica Reacción donde la energía de los reactivos es mayor que la de los productos.
de paquete (compresa) caliente, 217
desplazamiento de equilibrio para cambio de temperatura en, 438
efecto de cambio de temperatura sobre, 438
ocurrencia de, 215
Reacción inversa Reacción en la que una reacción directa ocurre de reactivos a productos, y una reacción inversa ocurre de productos de vuelta a reactivos.
aumento de velocidad de, 419
creciente, 433
dirección de, 418
transferencia de protón, 458
velocidad de, 418
Reacción química Proceso mediante el cual tiene lugar un cambio químico.
cálculo de masas de reactivos y productos en, 231
cambios durante, 199
energía en, 214
escritura de una ecuación para, 201
guía para cálculos que involucran soluciones en, 401
leyes de los gases y, 360
polaridad molecular y, 306
química y física, 198
radiación ionizante y, 546
soluciones en, 400
tipos de evidencia visible de, 199
Reactivo en exceso Reactivo que permanece cuando el reactivo limitante se agota en una reacción. 235
Reactivo limitante Reactivo que se agota durante una reacción química, lo que limita la cantidad de producto que se puede formar.
cálculo
de masa de producto a partir de, 239-241
de moles de producto a partir de, 236-238
ejemplos de, 235-236
Reactivos Sustancias iniciales que experimentan cambio en una reacción química.
como factor que aumenta la velocidad de reacción, 416
concentración de, en equilibrio, 419, 420
en exceso, 235
fórmula de, 201
limitante, 235-241
que aumenta el número de colisiones, 415
rompimiento, 208
Recristalización de soluto, 441
Redondeo, 27-28
Reducción Ganancia de electrones por una sustancia. 504
de dolor, 2
Regla, 24-25
como instrumento para medir longitudes, 25
de solubilidad

predicción de la formación de precipitado, 387
sólidos iónicos en agua, 386
uso, 387
Regla del octeto Elementos representativos que reaccionan con otros para producir una configuración de gas noble con 8 electrones de valencia. 128
Relación
presión-volumen-temperatura, 349
temperatura-presión, 347
Relación inversa Relación en la que dos propiedades cambian en direcciones opuestas, 341
Reloj atómico, 20
Rem (radiación equivalente en humanos) Medida del daño biológico causado por los varios tipos de radiación. 558
Remolacha de azúcar, 653
Removedor de barniz de uñas, 618
Rendimiento porcentual Razón de la producción real de una reacción con la producción teórica para la reacción. 242-243
Rendimiento real Cantidad verdadera de producto producido por una reacción, 242
Replicación, ADN Proceso por el cual se duplica el ADN al parear las bases en cada cadena molde con su base complementaria. 683, 684, 685
Requisitos de prescripción, 282
Resolución de problemas, 40-42
Respiración, 646
leyes de los gases y, 333
relación presión-volumen, 343
Resta, 29-30
Restos esqueléticos, 1
Ribosa, 181, 681
Rubidio (Rb), 98
Rutherford, Ernest, 105, 254

S

Sacarina, 654
Sacarosa Disacárido compuesto de glucosa y fructosa, comúnmente llamada azúcar de mesa o "azúcar".
como disacárido, 651, 653
como no electrolito, 381
hidrólisis de, 679
Sal Compuesto iónico que contiene un ion metálico o NH_4^+ y un no metal o ion poliatómico distinto a OH^-.
ácido graso que reacciona con base, 581
cambio físico en, 62
como compuesto iónico, 478
de mesa. *Ve* Sal
descomposición de, 59
disociación en catión y anión, 484
formación de solución
ácida, 485
básica, 485
con agua, 378
neutra, 484-485
recomendación nutricional para deficiencia de yodo, 93
valor LD_{50} de, 34
Sal insoluble Compuesto iónico que no se disuelve en agua.
disolución en agua, 386
escritura de ecuaciones iónicas para formación de, 388
formación de sólido, 387
Sal soluble Compuesto iónico que se disuelve en agua. 386
Salicilato de metilo, 624
Salmón, 83
Salmonella, 559
Sangre
amortiguadores en, 491
arterial, 491
disolución de oxígeno, 340
extracción de drogas de, 453
nivel de acidez de, 470
niveles de oxígeno en, 333
prueba para niveles de mercurio, 101
valores normales para amortiguador en, 491
Saponificación Reacción de una grasa con una base fuerte para formar glicerol y sales de ácidos grasos (jabones). 664-665
Segundo (s) Unidad de tiempo en los sistemas SI y sistema métrico decimal. 20, 21
Semi-celda
de oxidación
componentes de, 522
electrones que se mueven desde, 521
de reducción
componentes de, 522
electrones que se mueven hacia, 521
Semi-reacción, 520
Semiconductor, 253
Separación, 60
Serie activa
para metal, 528, 529
predicción de dirección de reacción espontánea, 529
Sievert (Sv) Unidad de daño biológico (dosis equivalente) igual a 100 rems. 558
Sífilis, 7
Silicio (Si), 114
Símbolo nuclear Abreviatura que se usa para indicar el número de masa y número atómico de un isótopo. 110
Símbolo punto electrón Representación de un átomo que muestra los electrones de valencia como puntos alrededor del símbolo del elemento.
electrones de valencia y, 116
para elementos seleccionados, 116
uso para compuesto covalente, 290
Símbolo químico Abreviatura que representa el nombre de un elemento. 94
Síntesis de proteínas, 688
Sistema Internacional de Unidades, 18
Sistema IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) Sistema para nombrar compuestos orgánicos, determinado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.
nomenclatura de
ácidos carboxílicos, 620
alcanos con sustituyentes, 588-589
alcanos de cadena continua, 586
alcoholes, 608
aldehídos, 615-616
alquenos y alquinos, 598
amidas, 630
aminas, 626
cetonas, 617
compuestos aromáticos, 606
ésteres, 623
uso para nombrar compuestos orgánicos, 586
Sistema metabólico, 9
Sistema métrico Sistema de medición usado por los científicos y en la mayoría de los países del mundo. 18
equivalencia del sistema métrico inglés y, 37
factor de conversión del sistema métrico inglés y, 36
inglés
equivalencia de sistema métrico decimal y, 37
factores de conversión de, 36
longitud y, 19
prefijos de, 31
química y, 18
unidades de medición, 21
Sistema nervioso central (SNC), 101
Sitio activo Cavidad en una parte de la estructura de la enzima terciaria que une al sustrato y cataliza una reacción.
aminoácido que cataliza reacción química, 679
catálisis mediante enzima, 679
de enzima, 678
Soda enlatada. *Ve* Bebida carbonatada
Sodio (Na), 96, 98
como elemento esencial para la salud, 104
como metal alcalino, 99, 101
configuración electrónica para, 114
descomposición de sal que produce, 59
fórmulas y nombres de iones comunes, 136
función del ion en el cuerpo, 132
número de electrones en niveles de energía, 115
Sólido Estado de la materia que tiene su propia forma y volumen.
adición de calor para formar líquido, 318
cambio de estado, 311
como estado de la materia, 62
como solución, 377
densidad de, 47, 48
estructura molecular de, 322
formación de, 387
solución de, 378
iónico
estructura de, 133
fusión, 309
reglas para solubilidad en agua, 386
propiedades de, 312
solubilidad en agua, 384
Solubilidad Máxima cantidad de soluto que se puede disolver en exactamente 100 g de solvente, por lo general agua a una temperatura dada. 382
de sal cuando hay iones presentes, 444
efecto de la temperatura sobre, 384
factores que afectan al soluto, 382
molar (S), 443
polaridad de molécula y, 306
Solubilidad de producto (K_{sp}) Producto de las concentraciones de los iones en una solución saturada de una sal ligeramente soluble con cada concentración elevada a una potencia igual a su coeficiente en la ecuación en equilibrio. 441
Solución Mezcla homogénea en la que el soluto se constituye con pequeñas partículas (iones o moléculas).
ácida
catión y anión de sales en, 486
ejemplos de hidronio e hidróxido, 469
medición del valor pH de, 471
acuosa
clasificación de soluto en, 381
guía para calcular pH de, 473
mezcla para producir sales insolubles, 386
sistemas en equilibrio y, 441
básica
catión y anión de sales en, 486
ejemplos de hidronio e hidróxido, 469
medición del valor pH de, 471
como mezcla de soluto y solvente, 376
determinación de volumen, 400
dilución de, 397
ejemplos de, 377
en reacción química, 400
formación de, 378
sulfato de cobre, 376
HCl, 476, 481
molar, 395
número de moles de soluto en, 394
salina, 486
ácida, 486

Solución amortiguadora Mezcla de un ácido débil o una base débil y su sal, que resiste cambios en pH cuando se agregan pequeñas cantidades de un ácido o una base.
mantenimiento de concentración de ion hidronio, 489
par conjugado ácido-base como, 488
Solución neutra Solución con iguales concentraciones de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$. 468
catión y anión de sales en, 486
ejemplos de hidronio e hidróxido, 469
medición de valor pH de, 471
Solución saturada Solución que contiene la máxima cantidad de soluto que se puede disolver a una temperatura dada. Cualquier soluto adicional permanecerá sin disolver en el contenedor. 382-383, 441
Solución subsaturada Solución que contiene menos soluto del que se puede disolver. 382
Soluto Sustancia que es la cantidad más pequeña uniformemente dispersa en otra sustancia llamada solvente.
clasificación en solución acuosa, 381
concentración de, 391
dispersión con solvente, 376
factores que afectan la solubilidad de, 382
número de moles de, en litro de solución, 394
tipos de, 377
Solvente Sustancia en la que se disuelve el soluto; por lo general el componente presente en mayor cantidad.
agua como, 377
dispersión con soluto, 376
tipos de, 377
Subíndice, 586
en fórmula molecular, 185
en fórmulas, 134
para compuestos con iones poliatómicos, 143
establecimiento de mol de elemento, 171
Sublimación Cambio de estado en el que un sólido se transforma directamente a gas sin formar un líquido. 314, 315
Subnivel Grupo de orbitales de igual energía dentro de niveles energéticos principales. El número de subniveles en cada nivel de energía es el mismo que el número cuántico principal (*n*).
bloques en la tabla periódica, 271
capacidad electrónica para niveles de energía, 263
de nivel de energía, 262
llenado en orden creciente de energía, 266
número de electrones en, 263
Sucralosa, 654
Sulfato de bario, 387
Sulfuro, 136
Sustancia Tipo particular de materia que tiene la misma composición y propiedades dondequiera se encuentre.
apariencia física de, 62
química y, 3
Sustancia pura Tipo de materia con una composición fija: elementos y compuestos. 59, 61
Sustituyente Grupos de átomos, como el grupo alquilo o un halógeno, unido a la cadena principal o anillo de átomos de carbono.
nombres y fórmulas para, 588
nomenclatura de alcanos con, 588
Sustrato, 678
System International (SI) Sistema Internacional de unidades que modifican el sistema métrico. 18, 21

T

Tabla periódica Distribución de elementos por número atómico creciente, de modo tal que los elementos con similar comportamiento químico se agrupan en columnas verticales.
clasificación de grupos, 98-99
configuración electrónica y, 271
de elementos, 96, 97
número atómico y, 108
separación de metales y no metales, 100, 102
Tableta antiácida
reacción
en agua, 478
química de, 199, 200
Tamaño, 63
Taxol, 645
Taza medidora, 18
Té, 59
Tecnecio-99m
en estado excitado, 554
uso en medicina nuclear, 555
vida media de, 563
Técnico
en alimentos, 218
en medicina nuclear, 543
Tecnología
ciencia y, 8-9
importantes descubrimientos o teorías, 8
Teléfono celular, 8
Temperatura (T) Indicador de lo cálido o frío de un objeto.
como factor que aumenta la velocidad de reacción, 416
como unidad de medición, 21
comparación de, 70
corporal
comparación de escalas de temperatura, 66
regulación de, 440
variación en, 71
curva de calentamiento, 318
de gas, 336
desplazamiento de equilibrio en reacción
endotérmica, 438
exotérmica, 438
efecto
de cambiar, 345
de cambio sobre el equilibrio, 437
sobre solubilidad, 384
efectos de cambio sobre el equilibrio, 439
elevación en agua para formar vapor, 316
medición para, 17, 66
motor de automóvil, 2
presión de vapor y, 348
que afecta la velocidad de reacción, 415
uso de termómetro para determinar, 20
Temperatura y presión estándar (TPE) Condiciones estándar de 0°C (273 K) de temperatura y 1 atm de presión usadas para la comparación de gases.
cálculo de moles usando volumen molar a, 358
densidad de gas a, 354
determinación de moles de un gas en una reacción, 360
volumen molar de gas a, 352, 353
Tendón, 672
Teoría Explicación de una observación validada por experimentos que apoyan una hipótesis. 6
atómica
de Dalton, 104
desarrollo de, 103
descubrimiento de, 8
modificación de, 104
cuántica, 8
de Arrhenius, 455
de gérmenes, 8
Teoría cinética molecular de gas Modelo que se usa para explicar el comportamiento de los gases. 334
Teoría de colisión Modelo para una reacción química que afirma que las moléculas deben chocar con suficiente energía con la finalidad de formar productos. 413
Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV) Teoría que predice la forma de una molécula al mover los pares electrónicos en un átomo central tan lejos como sea posible para minimizar la repulsión de las regiones negativas. 298
Tera (T), 31
Termómetro
como dispositivo para realizar mediciones, 18
uso para determinar temperatura, 20, 24
Testosterona, 666
Tetraédrica Forma de una molécula con cuatro átomos unidos.
distribución y forma de molécula, 300
estructura de carbono, 584
estructura de etano, 585
Tetrosa, 647
Tiempo
como unidad de medición, 20, 21
equivalencia de, 36
Tierra, 7
Tifo, 9
Timol, 610
Tiroides
acumulación de yodo–131 radiactivo, 566
diagnóstico de hipertiroidismo, 565
Titanio (Ti)
calor específico de, 76
fuente de nombre, 94
TNT (2,4,6-trinitrotolueno), 606
Tolueno, 606
Tomografía por emisión de positrones (TEP), 566
Torio 234, 411
Torr Unidad de presión igual a 1 mm Hg; 760 torr = 1 atm. 336, 338
Torricelli, Evangelista, 338
Toxicidad, 101
Toxicología, 34
Toxicólogo, forense, 42
Traducción Interpretación de los codones en el ARNm como aminoácidos en un péptido. 688, 689
Transcripción Transferencia de información genética del ADN mediante la formación de ARNm. 687
Transmutación Formación de un núcleo radiactivo mediante bombardeo de un núcleo estable con partículas de rápido movimiento. 554
Trauma, 1
Triacilglicerol
como forma de almacenamiento de energía para animales, 661
grasas y aceites como, 660
Triglicérido Familia de lípidos compuesta de tres ácidos grasos unidos mediante enlaces éster a glicerol, un alcohol trihidroxi. 660
Triosa, 647
Triple hélice Estructura proteica que se encuentra en el colágeno y consiste de tres cadenas de polipéptidos entretejidas como una trenza. 671, 672, 674
Tumor, 257

U

Unidad de masa atómica (uma) Pequeña unidad de masa que se usa para describir la masa de toda partícula pequeña como átomos y partículas subatómicas; 1 uma es igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono–12. 106
Uracilo, 688
Uranio (U), 94
  U-235
    cantidad en planta de energía nuclear, 571
    fisión nuclear y, 567-568, 569
  U-238, 564

V

Vacuna contra la polio, 8
Vainillina
  benzaldehído en, 618
  como derivado de fenol, 610
  fórmula estructural para, 606
Valle de la Muerte, 339
Valor LD_{50}, 34
Valoración riesgo-beneficio, 34
Vapor, 316
  de agua, 367
Vaporización, 315
Vaselina, 593
Vegetal, 674
Velocidad de reacción Velocidad a la que se usan los reactivos para formar producto(s). 414
  factores que afectan, 415-416
Ventilación, 333
Vida en anaquel, 559
Vida media Tiempo que transcurre para que decaiga la mitad de una muestra radioactiva.
  de radioisótopo, 561
  de uranio–238, 564
  guía para usar, 562
Vidrio (dióxido de silicio), 4
Vinagre
  ácido
    acético y agua como, 619, 620
    carboxílico como, 620
  como ácido débil, 462
  como fuente de ácido carboxílico, 620
Violación de derechos humanos, 1
Volumen (V) Cantidad de espacio ocupado por una sustancia.
  aumento para mantener presión constante, 345
  como unidad de medición, 19, 21
  de cubo, 34
  de gas, 334, 336
    relacionado con su temperatura, 345
  de nube de electrones en átomo, 276
  efecto de cambio sobre equilibrio, 434
  equivalencia de, 32, 36
  estados de la materia y, 311
  factores de conversión con potencias, 37
  medición de gas y líquido, 392
  moles y, 351
  presión y, 341
  uso de concentración para calcular, 393
Volumen molar Volumen de 22.4 L ocupado por 1 mol de un gas en condiciones TPE de 0°C (273 K) y 1 atm. 353
Volumen porcentual Concentración porcentual que relaciona el volumen del soluto con el volumen de la solución. 392
Volumetría Adición de base a una muestra ácida para determinar la concentración del ácido.
  ácido-base, 481
  de ácido, 482
  neutralización de ácido, 482

W

Watson, James, 683

X

Xenón (Xe), 99

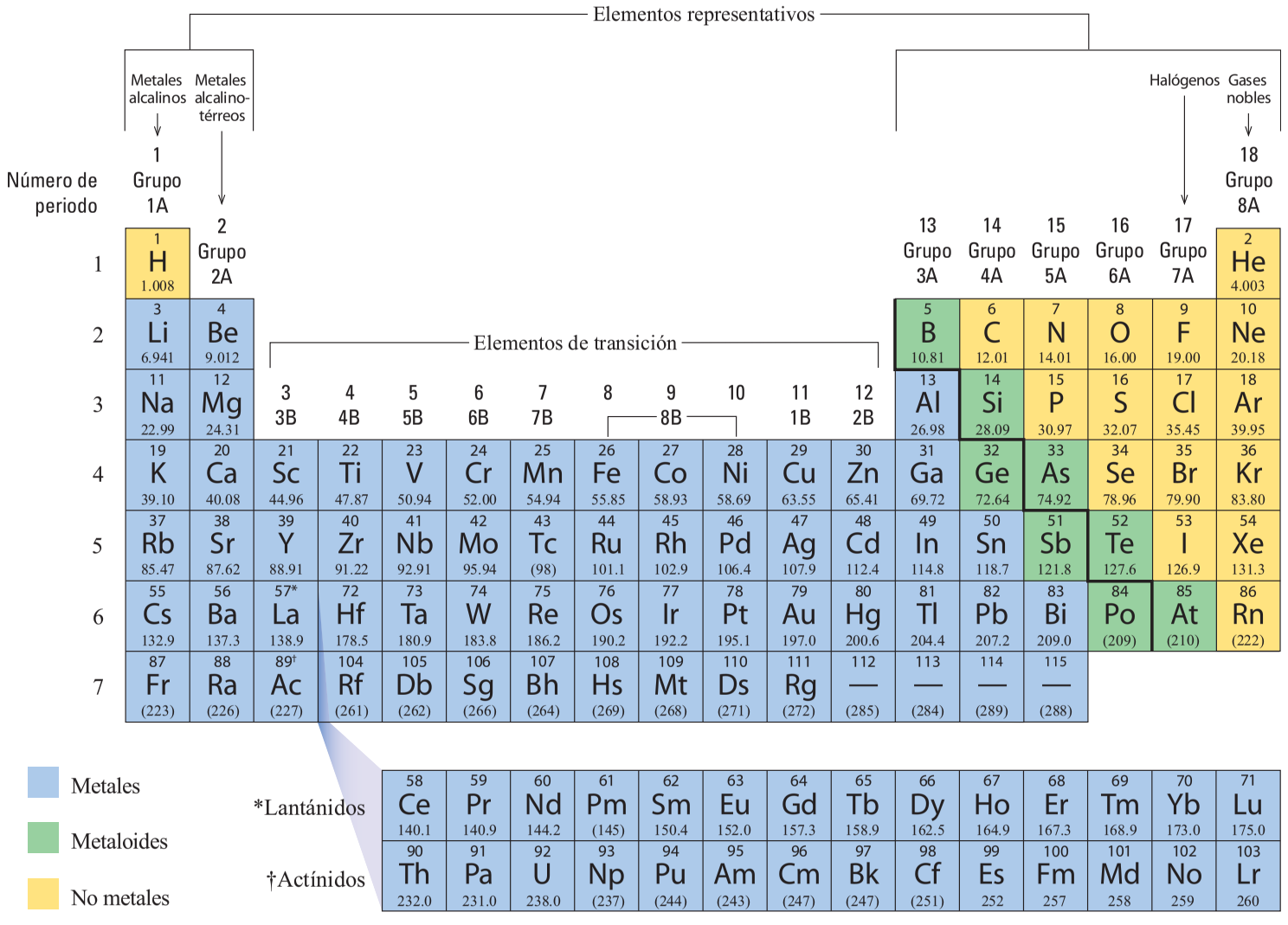
Y

Yarda, 18-19
Yodo (I), 588
  actividad de, con el tiempo, 562
  como elemento esencial para la salud, 104
  como halógeno, 99, 100
  curva de decaimiento para radiactivo, 562
  determinación de función tiroidea, 565
  fuente de nombre, 94
  recomendaciones nutricionales por deficiencia, 93
  vida media de, 561
Yoduro, 136

Z

Zinc (Zn)
  como elemento esencial para la salud, 104
  conversión en ánodo, 523
  formación del ion, 137
  oxidación de, 521
  reacción con ácido clorhídrico, 529-530
  recomendaciones nutricionales para deficiencia, 93
  serie de actividad para, 529

Tabla periódica de los elementos



Masas atómicas de los elementos

Nombre	Símbolo	Número atómico	Masa atómica[a]
Actinio	Ac	89	(227)
Aluminio	Al	13	26.98
Americio	Am	95	(243)
Antimonio	Sb	51	121.8
Argón	Ar	18	39.95
Arsénico	As	33	74.92
Astatino	At	85	(210)
Azufre	S	16	32.07
Bario	Ba	56	137.3
Berquelio	Bk	97	(247)
Berilio	Be	4	9.012
Bismuto	Bi	83	209.0
Bohrio	Bh	107	(264)
Boro	B	5	10.81
Bromo	Br	35	79.90
Cadmio	Cd	48	112.4
Calcio	Ca	20	40.08
Californio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12.01
Cerio	Ce	58	140.1
Cesio	Cs	55	132.9
Circonio	Zr	40	91.22
Cloro	Cl	17	35.45
Criptón	Kr	36	83.80
Cromo	Cr	24	52.00
Cobalto	Co	27	58.93
Cobre	Cu	29	63.55
Curio	Cm	96	(247)
Darmstadtio	Ds	110	(271)
Dubnio	Db	105	(262)
Disprosio	Dy	66	162.5
Einsteinio	Es	99	(252)
Erbio	Er	68	167.3
Escandio	Sc	21	44.96
Estaño	Sn	50	118.7
Estroncio	Sr	38	87.62
Europio	Eu	63	152.0
Fermio	Fm	100	(257)
Flúor	F	9	19.00
Fósforo	P	15	30.97
Francio	Fr	87	(223)
Gadolinio	Gd	64	157.3
Galio	Ga	31	69.72
Germanio	Ge	32	72.64
Hafnio	Hf	72	178.5
Hasio	Hs	108	(269)
Helio	He	2	4.003
Hidrógeno	H	1	1.008
Hierro	Fe	26	55.85
Holmio	Ho	67	164.9
Indio	In	49	114.8
Iridio	Ir	77	192.2
Iterbio	Yb	70	173.0
Itrio	Y	39	88.91
Lantano	La	57	138.9
Laurencio	Lr	103	(260)
Litio	Li	3	6.941
Lutecio	Lu	71	175.0
Magnesio	Mg	12	24.31
Manganeso	Mn	25	54.94
Meitnerio	Mt	109	(268)
Mendelevio	Md	101	(258)
Mercurio	Hg	80	200.6
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.2
Neón	Ne	10	20.18
Neptunio	Np	93	(237)
Níquel	Ni	28	58.69
Niobio	Nb	41	92.91
Nitrógeno	N	7	14.01
Nobelio	No	102	(259)
Osmio	Os	76	190.2
Oro	Au	79	197.0
Oxígeno	O	8	16.00
Paladio	Pd	46	106.4
Plata	Ag	47	107.9
Platino	Pt	78	195.1
Plomo	Pb	82	207.2
Plutonio	Pu	94	(244)
Polonio	Po	84	(209)
Potasio	K	19	39.10
Praseodimio	Pr	59	140.9
Prometio	Pm	61	(145)
Protactinio	Pa	91	231.0
Radio	Ra	88	(226)
Radón	Rn	86	(222)
Renio	Re	75	186.2
Rodio	Rh	45	102.9
Roentgenio	Rg	111	(272)
Rubidio	Rb	37	85.47
Rutenio	Ru	44	101.1
Rutherfordio	Rf	104	(261)
Samario	Sm	62	150.4
Seaborgio	Sg	106	(266)
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.09
Sodio	Na	11	22.99
Tántalo	Ta	73	180.9
Tecnecio	Tc	43	(98)
Telurio	Te	52	127.6
Terbio	Tb	65	158.9
Talio	Tl	81	204.4
Torio	Th	90	232.0
Tulio	Tm	69	168.9
Titanio	Ti	22	47.87
Tungsteno	W	74	183.8
Uranio	U	92	238.0
Vanadio	V	23	50.94
Xenón	Xe	54	131.3
Yodo	I	53	126.9
Zinc	Zn	30	65.41
—	—	112	(285)
—	—	113	(284)
—	—	114	(289)
—	—	115	(288)

[a] Los valores entre paréntesis son los números de masa del isótopo más estable.

Unidades SI y algunos factores de conversión útiles

Longitud — Unidad SI metro (m)	Volumen — Unidad SI metro cúbico (m^3)	Masa — Unidad SI kilogramo (kg)
1 metro (m) = 100 centímetros (cm)	1 litro (L) = 1000 mililitros (mL)	1 kilogramo (kg) = 1000 gramos (g)
1 metro (m) = 1000 milímetros (mm)	1 mL = 1 cm^3	1 g = 1000 miligramos (mg)
1 cm = 10 mm	1 L = 1.057 cuarto (qt)	1 kg = 2.205 lb
1 kilómetro (km) = 0.6214 millas (mi)		1 lb = 453.6 g
1 pulgada (in.) = 2.54 cm (exacto)		1 mol = 6.022×10^{23} partículas
		Agua
		densidad = 1.00 g/mL

Temperatura — Unidad SI kelvin (K)	Presión — Unidad SI pascal (Pa)	Energía — Unidad SI joule (J)
$°F = 1.8(°C) + 32$	1 atm = 760 mm Hg	1 caloría (cal) = 4.184 J
$°C = \frac{(°F - 32)}{1.8}$	1 atm = 101.3 kPa	1 kcal = 1000 cal
$K = °C + 273$	1 atm = 760 torr	**Agua**
	1 mol (STP) = 22.4 L	Calor de fusión = 334 J/g
	$R = 0.0821\ L \cdot atm/mol \cdot K$	Calor de vaporización = 2260 J/g
	$R = 62.4\ L \cdot mm\ Hg/mol \cdot K$	*SH* = 4.184 J/g°C

Prefijos para unidades métricas (SI)

Prefijo	Símbolo	Potencia de diez
Valores mayores que 1		
giga	G	10^9
mega	M	10^6
kilo	k	10^3
Valores menores que 1		
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}

Fórmulas y masas molares de algunos compuestos típicos

Nombre	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Nombre	Fórmula	Masa molar (g/mol)
agua	H_2O	18.02	hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	74.10
amoniaco	NH_3	17.03	hidróxido de sodio	NaOH	40.00
bromo	Br_2	159.80	metano	CH_4	16.04
butano	C_4H_{10}	58.12	nitrato de potasio	KNO_3	101.11
carbonato de calcio	$CaCO_3$	100.09	nitrógeno	N_2	28.02
carbonato de potasio	K_2CO_3	138.21	óxido de calcio	CaO	56.08
cloro	Cl_2	79.90	óxido de hierro (III)	Fe_2O_3	159.70
cloruro de amonio	NH_4Cl	53.49	óxido de magnesio	MgO	40.31
cloruro de calcio	$CaCl_2$	110.98	oxígeno	O_2	32.00
cloruro de hidrógeno	HCl	36.46	propano	C_3H_8	44.09
cloruro de sodio	NaCl	58.44	sulfato de amonio	$(NH_4)_2SO_4$	132.15
dióxido de carbono	CO_2	44.01	sulfuro de cobre (II)	CuS	95.62
glucosa	$C_6H_{12}O_6$	180.16	trióxido de azufre	SO_3	80.07
hidrógeno	H_2	2.016			

Fórmulas y cargas de algunos cationes comunes

Cationes (carga fija)

1+		2+		3+	
Li^+	litio	Mg^{2+}	magnesio	Al^{3+}	aluminio
Na^+	sodio	Ca^{2+}	calcio		
K^+	potasio	Sr^{2+}	estroncio		
NH_4^+	amonio	Ba^{2+}	bario		
H_3O^+	hidronio				

Cationes con valencia variable

1+ o 2+				1+ o 3+			
Cu^+	cobre (I)	Cu^{2+}	cobre (II)	Au^+	oro (I)	Au^{3+}	oro (III)

2+ o 3+				2+ o 4+			
Fe^{2+}	hierro (II)	Fe^{3+}	hierro (III)	Sn^{2+}	estaño (II)	Sn^{4+}	estaño (IV)
Co^{2+}	cobalto (II)	Co^{3+}	cobalto (III)	Pb^{2+}	plomo (II)	Pb^{4+}	plomo (IV)
Cr^{2+}	cromo (II)	Cr^{3+}	cromo (III)				
Mn^{2+}	manganeso (II)	Mn^{3+}	manganeso (III)				

Fórmulas y cargas de algunos aniones comunes

1−				2−		3−	
F^-	fluoruro	Br^-	bromuro	O^{2-}	óxido	N^{3-}	nitruro
Cl^-	cloruro	I^-	yoduro	S^{2-}	sulfuro	P^{3-}	fosfuro

Iones poliatómicos

HCO_3^-	carbonato de hidrógeno (bicarbonato)						
$C_2H_3O_2^-$	acetato	CN^-	cianuro				
SCN^-	tiocianato						
NO_3^-	nitrato	NO_2^-	nitrito				
$H_2PO_4^-$	fosfato de dihidrógeno			HPO_4^{2-}	fosfato de hidrógeno	PO_4^{3-}	fosfato
$H_2PO_3^-$	fosfito de dihidrógeno			HPO_3^{2-}	fosfito de hidrógeno	PO_3^{3-}	fosfito
HSO_4^-	sulfato de hidrógeno (bisulfato)			SO_4^{2-}	sulfato		
HSO_3^-	sulfito de hidrógeno (bisulfito)			SO_3^{2-}	sulfito		
ClO_4^-	perclorato	ClO_3^-	clorato				
ClO_2^-	clorito	ClO^-	hipoclorito				
OH^-	hidróxido			CrO_4^{2-}	cromato		
MnO_4^-	permanganato			$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato		