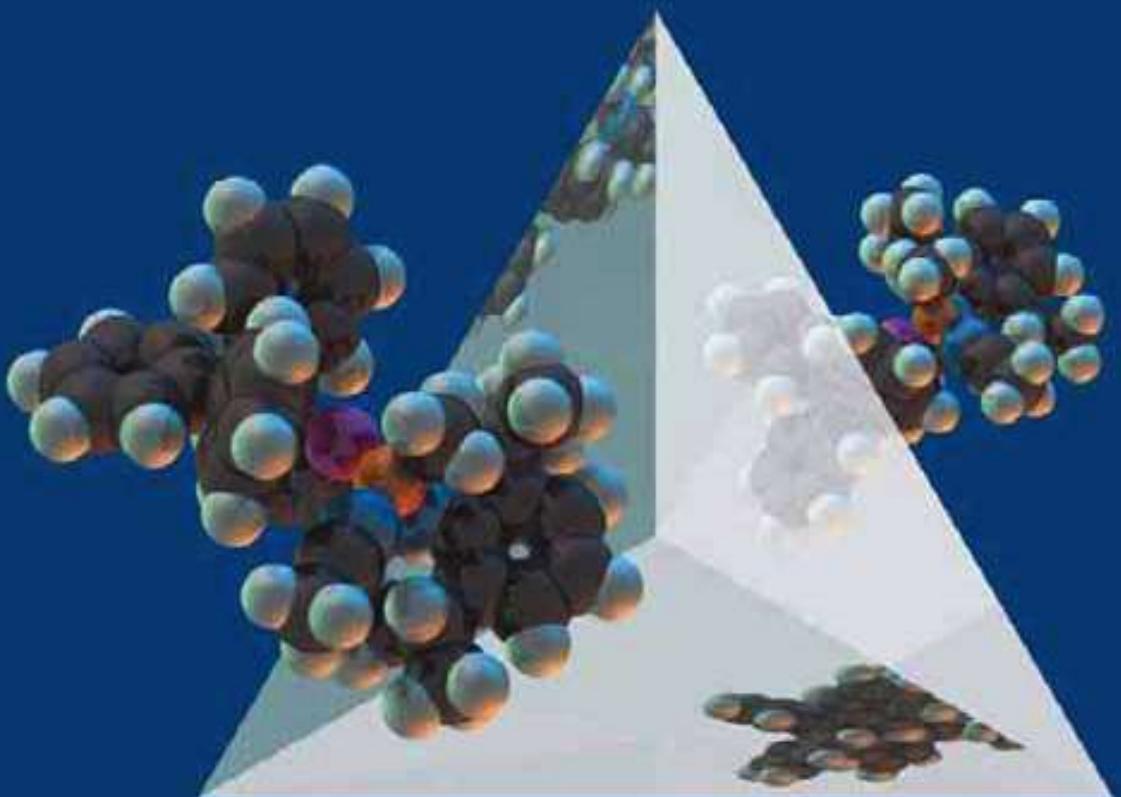


QUÍMICA

LA CIENCIA CENTRAL

Novena edición



Brown LeMay Bursten



PEARSON
Prentice
Hall®



LISTA DE ELEMENTOS CON SUS SÍMBOLOS Y PESOS ATÓMICOS

Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico	Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico	Elemento	Símbolo	Número atómico	Peso atómico	Número atómico	Símbolo	Peso atómico
Actinio	Ac	89	227.03 ^a	Francio	Fr	87	223.02 ^a	Poloario	Po	84	208.98 ^a			
Aluminio	Al	13	26.981538	Gadolinio	Gd	64	157.25	Potasio	K	19	39.0983			
Americio	Am	95	243.06 ^a	Gonio	Ga	31	69.723	Praseodimio	Pr	59	140.90765			
Antimonio	Sb	51	121.760	Germanio	Ge	32	72.64	Prometio	Pm	61	145 ^a			
Argón	Ar	18	39.948	Hafnio	Hf	72	178.49	Protactinio	Pa	91	231.03588			
Arsénico	As	33	74.92160	Hasio	Hs	108	269.13 ^a	Radio	Ra	88	226.03 ^a			
Astato	At	85	209.99 ^a	Helio	He	2	4.002602	Radón	Rn	86	222.02 ^a			
Azufre	S	16	32.065	Hidrógeno	H	1	1.00794	Renio	Re	75	186.207			
Bario	Ba	56	137.327	Hierro	Fe	26	55.845	Rodio	Rh	45	102.90550			
Berilio	Be	4	9.012182	Holmio	Ho	67	164.93032	Rubidio	Rb	37	85.4678			
Berkelio	Bk	97	247.07 ^a	Indio	In	49	114.818	Rutenio	Ru	44	101.07			
Bismuto	Bi	83	208.98038	Iridio	Ir	77	192.217	Rutherfordio	Rf	104	261.11 ^a			
Bohrío	Bh	107	264.12 ^a	Iterbio	Yb	70	173.04	Samario	Sm	62	150.36			
Boro	B	5	10.811	Itrio	Y	39	88.90585	Seaborgio	Sg	106	266 ^a			
Bromo	Br	35	79.904	Lantano	La	57	138.9055	Selenio	Se	34	78.96			
Cadmio	Cd	48	112.411	Lawrencio	Lr	103	262.11 ^a	Silicio	Si	14	28.0855			
Calcio	Ca	20	40.078	Litio	Li	3	6.941	Sodio	Na	11	22.989770			
California	Cf	98	251.08 ^a	Lutecio	Lu	71	174.967	Talio	Tl	81	204.3833			
Carbono	C	6	12.0107	Magnesio	Mg	12	24.3050	Tantalo	Ta	73	180.9479			
Cerio	Ce	58	140.116	Manganoso	Mn	25	54.938049	Tecnecio	Tc	43	98 ^a			
Cesio	Cs	55	132.90545	Meitnerio	Mt	109	268.14 ^a	Telurio	Te	52	127.60			
Circonio	Zr	40	91.224	Mendelevio	Md	101	258.10 ^a	Terbio	Tb	65	158.92534			
Cloro	Cl	17	35.453	Mercurio	Hg	80	200.59	Titanio	Ti	22	47.867			
Cobalto	Co	27	58.933200	Molibdeno	Mo	42	95.94	Torio	Th	90	232.0381			
Cobre	Cu	29	63.546	Neodimio	Nd	60	144.24	Tulio	Tm	69	168.93421			
Criptón	Kr	36	83.80	Neón	Ne	10	20.1797	Tungsteno	W	74	183.84			
Cromo	Cr	24	51.9961	Neptunio	Np	93	237.05 ^a	Uranio	U	92	238.02891			
Curio	Cm	96	247.07 ^a	Niobio	Nb	41	92.906638	Vanadio	V	23	50.9415			
Disprosio	Dy	66	162.50	Níquel	Ni	28	58.6934	Xenón	Xe	54	131.293			
Dúonio	Db	105	262.11 ^a	Nitrógeno	N	7	14.0067	Yodo	I	53	126.90447			
Einsteinio	Es	99	252.08 ^a	Nobelio	No	102	259.10 ^a	Zinc	Zn	30	65.39			
Erbio	Er	68	167.259	Oro	Au	79	196.96655	*b		110	271.15 ^a			
Escandio	Sc	21	44.955910	Osmio	Os	76	190.23	*b		111	272.15 ^a			
Estatio	Sn	50	118.710	Oxígeno	O	8	15.994	*b		112	277 ^a			
Estroncio	Sr	38	87.62	Paladio	Pd	46	106.42	*b		114	285 ^a			
Europio	Eu	63	151.964	Plata	Ag	47	107.8682	*b		116	289 ^a			
Fermio	Fm	100	257.10 ^a	Platino	Pt	78	195.078							
Flúor	F	9	18.9984032	Plomo	Pb	82	207.2							
Fósforo	P	15	30.973761	Plutonio	Pu	94	244.06 ^a							

^a Masa del isótopo más longevo o importante.

^b Los nombres de los elementos del 110 en adelante todavía no se deciden.

IONES COMUNES

Iones positivos (cationes)

1+	
Amonio (NH_4^+)	
Cesio (Cs^+)	
Cobre(I) o cuproso (Cu^+)	
Hidrógeno (H^+)	
Litio (Li^+)	
Plata (Ag^+)	
Potasio (K^+)	
Sodio (Na^+)	

2+

Bario (Ba^{2+})	
Cadmio (Cd^{2+})	
Calcio (Ca^{2+})	
Cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})	
Cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})	
Cromo(II) o cromoso (Cr^{2+})	
Estaño(II) o estanoso (Sn^{2+})	
Estroncio (Sr^{2+})	
Hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})	
Magnesio (Mg^{2+})	
Manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})	
Mercurio(I) o mercuroso (Hg_2^{2+})	

Mercurio(II) o mercúrico (Hg^{2+})

Níquel(II) (Ni^{2+})

Plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})

Zinc (Zn^{2+})

3+

Aluminio (Al^{3+})

Cromo(III) o crómico (Cr^{3+})

Hierro(III) o férrico (Fe^{3+})

Hidróxido (OH^-)

Hidruro (H^-)

Nitrato (NO_3^-)

Nitrito (NO_2^-)

Perclorato (ClO_4^-)

Permanganato (MnO_4^-)

Tiocianato (SCN^-)

Yoduro (I^-)

2-

Carbonato (CO_3^{2-})

Cromato (CrO_4^{2-})

Dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)

Hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})

Óxido (O^{2-})

Peróxido (O_2^{2-})

Sulfato (SO_4^{2-})

Sulfito (SO_3^{2-})

Sulfuro (S^{2-})

Iones negativos (aniones)

1-

Acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)

Bromuro (Br^-)

Cianuro (CN^-)

Clorato (ClO_3^-)

Cloruro (Cl^-)

Dihidrógeno fosfato

(H_2PO_4^-)

Fluoruro (F^-)

Hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)

Hidrógeno sulfito o bisulfito

(HSO_3^-)

3-

Arsenato (AsO_4^{3-})

Fosfato (PO_4^{3-})

CONSTANTES FUNDAMENTALES*

Unidad de masa atómica	1 uma	= $1.66053873 \times 10^{-24}$ g
	1 g	= $6.02214199 \times 10^{23}$ uma
Número de Avogadro	N	= $6.02214199 \times 10^{23}/\text{mol}$
Constante de Boltzmann	k	= $1.3806503 \times 10^{-23}$ J/K
Carga del electrón	e	= $1.602176462 \times 10^{-19}$ C
Constante de Faraday	F	= 9.64853415×10^4 C/mol
Constante de los gases	R	= 0.082058205 L-atm/mol-K = 8.314472 J/mol-K
Masa del electrón	m_e	= 5.485799×10^{-4} uma = $9.10938188 \times 10^{-28}$ g
Masa del neutrón	m_n	= 1.0086649 uma = $1.67492716 \times 10^{-24}$ g
Masa del protón	m_p	= 1.0072765 uma = $1.67262158 \times 10^{-24}$ g
Pi	π	= 3.1415927
Constante de Planck	h	= $6.62606876 \times 10^{-34}$ J-s
Velocidad de la luz	c	= 2.99792458×10^8 m/s

* Hay una lista de constantes fundamentales en el sitio Web del National Institute of Standards and Technology: <http://physics.nist.gov/PhysRefData/contents.html>

Química

La ciencia central

Novena edición

Theodore L. Brown

University of Illinois at Urbana-Champaign

H. Eugene LeMay, Jr.

University of Nevada, Reno

Bruce E. Bursten

The Ohio State University

Julia R. Burdge

Florida Atlantic University

TRADUCCIÓN

M. en C. Héctor Escalona y García

Facultad de Química

Universidad Nacional Autónoma
de México

M. en C. Roberto Escalona García

Facultad de Química

Universidad Nacional Autónoma
de México

REVISIÓN TÉCNICA

Rosa Ma. González Muradás

Myrna Carrillo Chávez

Elizabeth Nieto Calleja

Pilar Montagut Bosque

María del Carmen Sansón Ortega

Facultad de Química,

Sección de Química General

Universidad Nacional Autónoma
de México

Irma Lía Botto

Facultad de Ciencias Exactas,

Universidad Nacional de La Plata
Argentina

José Clemente Reza García

Departamento de Ciencias Básicas

Escuela Superior de Ingeniería

Química e Industrias Extractivas

Instituto Politécnico Nacional

José Salvador Pantoja Magaña

Departamento de Ciencias Básicas

Instituto Tecnológico y de Estudios
Superiores de Monterrey

Campus Monterrey

Campus Estado de México

Niko Hilje Quirós

Escuela de Química

Universidad de Costa Rica

Eduardo Minero Torres

Escuela de Química

Universidad de Costa Rica

Silvia Ponce López

Departamento de Química

Instituto Tecnológico y de Estudios

Superiores de Monterrey

Campus Monterrey

Enrique Solís García

Departamento de Ciencias Básicas

Instituto Tecnológico y de Estudios

Superiores de Monterrey

Campus Ciudad de México

Marisol Tejos Rebollo

Pontificia Universidad Católica

de Valparaíso, Chile



Datos de catalogación bibliográfica

BROWN THEODORE L., y cols.

Química. La ciencia central

PEARSON EDUCACIÓN, México, 2004

ISBN: 970-26-0468-0

Área: Universitarios

Formato: 21 × 27 cm

Páginas: 1152

Authorized translation from the English language edition, entitled *Chemistry The Central Science, Ninth Edition*, by Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay, Jr., Bruce E. Bursten and Julia R. Burdge, published by Pearson Education, Inc., publishing as PRENTICE HALL, INC., Copyright © 2003. All rights reserved.
ISBN 0-13-066997-0

Traducción autorizada de la edición en idioma inglés, titulada *Chemistry The Central Science, Ninth Edition*, por Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay, Jr., Bruce E. Bursten y Julia R. Burdge, publicada por Pearson Education, Inc., publicada como PRENTICE-HALL INC., Copyright © 2003. Todos los derechos reservados.

Esta edición en español es la única autorizada.

Edición en español

Editor: Guillermo Trujano Mendoza
e-mail: guillermo.trujano@pearsoned.com

Editor de desarrollo: Jorge Bonilla Talavera

Supervisor de producción: José D. Hernández Garduño

Edición en inglés

Senior Editor: Nicole Folchetti

Media Editor: Paul Draper

Art Director: Heather Scott

Assistant Art Director: John Christiana

Executive Managing Editor: Kathleen Schiaparelli

Assistant Managing Editor, Science Media: Nicole Bush

Assistant Managing Editor, Science Supplements: Dinah Thong

Development Editor, Text: John Murdzek

Development Editor, Media: Anne Madura

Project Manager: Kristen Kaiser

Media Production Editor: Richard Barnes

Supplements Production Editor: Natasha Wolfe

Art Editor: Thomas Benfatti

Editorial Assistants: Nancy Bauer/Eliana Ortiz

Photo Editor: Debbie Hewitson

Senior Marketing Manager: Steve Sartori

Creative Director: Carole Anson

Director, Creative Services: Paul Belfanti

Manufacturing Manager: Trudy Pisciotti

Assistant Manufacturing Manager: Michael Bell

Editor in Chief, Physical Science: John Challice

Editor in Chief, Development: Ray Mullaney

Vice President ESM Production and Manufacturing: David W. Riccardi

Interior Design: Judith A. Matz-Coniglio

Photo Researcher: Truitt & Marshall

Art Studio: Artworks: Senior Manager: Patty Burns/Production Manager: Ronda Whitson

Manager, Production Technologies: Matthew Haas/Project Coordinator: Connie Long

Illustrators: Royce Copenheaver, Jay McElroy, Daniel

Knopsnyder, Mark Landis, Jonathan Derk

Quality Assurance: Stacy Smith, Pamela Taylor, Timothy Nguyen

Contributing Art Studio: Precision Graphics

Cover Art: Ken Eward, Biografy

Cover Designer: Joseph Sengotta

Production Services/Composition: Preparé, Inc.

NOVENA EDICIÓN, 2004

D.R. © 2004 por Pearson Educación de México, S.A. de C.V.

Atlacomulco 500-5to. piso

Industrial Atoto

53519 Naucalpan de Juárez, Edo. de México

E-mail: editorial.universidades@pearsoned.com

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 970-26-0468-0

Impreso en México. *Printed in Mexico.*

1 2 3 4 5 6 7 8 9 0 - 07 06 05 04

A nuestros estudiantes, cuyo entusiasmo
y curiosidad tantas veces nos han inspirado,
y cuyas preguntas y sugerencias a veces
nos han enseñado.

Resumen de contenido



Prefacio xxii

Guía del estudiante para usar este texto xxxii

Acerca de los autores xxxvii

- 1** Introducción: materia y medición 1
- 2** Átomos, moléculas e iones 34
- 3** Estequiometría: cálculos con fórmulas y ecuaciones químicas 74
- 4** Reacciones acuosas y estequiometría de disoluciones 112
- 5** Termoquímica 152
- 6** Estructura electrónica de los átomos 198
- 7** Propiedades periódicas de los elementos 236
- 8** Conceptos básicos de los enlaces químicos 274
- 9** Geometría molecular y teorías de enlace 314
- 10** Gases 364
- 11** Fuerzas intermoleculares, líquidos y sólidos 406
- 12** Materiales modernos 450
- 13** Propiedades de las disoluciones 484
- 14** Cinética química 524
- 15** Equilibrio químico 574
- 16** Equilibrios ácido-base 612
- 17** Aspectos adicionales de los equilibrios acuosos 660
- 18** Química ambiental 702
- 19** Termodinámica química 734
- 20** Electroquímica 776
- 21** Química nuclear 830
- 22** Química de los no metales 866
- 23** Metales y metalurgia 918
- 24** Química de los compuestos de coordinación 948
- 25** Química de la vida: química orgánica y biológica 982

Apéndices

- A** Operaciones matemáticas 1034
- B** Propiedades del agua 1040
- C** Magnitudes termodinámicas de una selección de sustancias a 298.15 K (25°C) 1041
- D** Constantes de equilibrio en disoluciones acuosas 1044
- E** Potenciales estándar de reducción a 25°C 1046

Respuestas a ejercicios seleccionados A-1

Glosario G-1

Créditos de fotografías P-1

Índice I-1



Contenido

Prefacio xxii

Guía del estudiante para usar este libro xxxii

Acerca de los autores xxxvii

1 Introducción: materia y medición 1

- 1.1 El estudio de la química 2
La perspectiva molecular de la química 2 ¿Por qué estudiar química? 3
- 1.2 Clasificaciones de la materia 5
Estados de la materia 5 Sustancias puras 6 Elementos 6
Compuestos 7 Mezclas 8
- 1.3 Propiedades de la materia 9
Cambios físicos y químicos 10 Separación de mezclas 11
- 1.4 Unidades de medición 13
Unidades SI 14 Longitud y masa 14 Temperatura 15 Unidades derivadas del SI 16 Volumen 16 Densidad 17
- 1.5 Incertidumbre en las mediciones 20
Precisión y exactitud 21 Cifras significativas 21 Cifras significativas en cálculos 22
- 1.6 Análisis dimensional 24
Uso de dos o más factores de conversión 26 Conversiones en que intervienen volúmenes 26
- Resumen y términos clave 28 Ejercicios 29 Ejercicios con el CD-ROM 33*

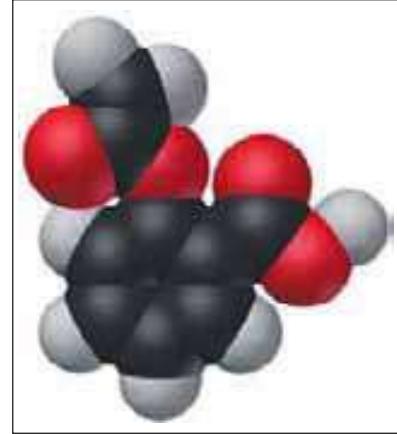
La química en acción La química y la industria química 4

Una perspectiva más detallada El método científico 13

La química en acción La química en las noticias 18

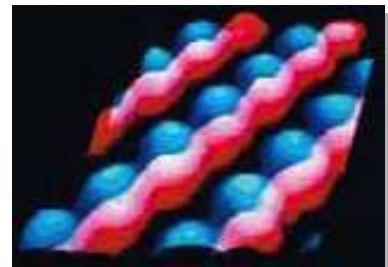
Estrategias en química Cómo estimar las respuestas 25

Estrategias en química La importancia de la práctica 28



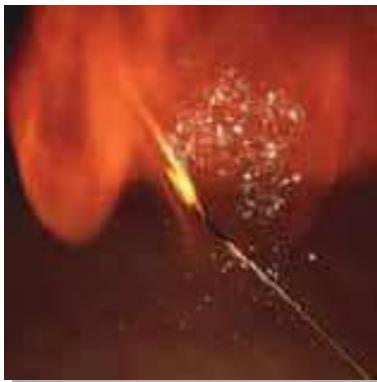
2 Átomos, moléculas y iones 34

- 2.1 La teoría atómica de la materia 36
- 2.2 El descubrimiento de la estructura atómica 37
Rayos catódicos y electrones 37 Radiactividad 38 El átomo nuclear 39
- 2.3 La visión moderna de la estructura atómica 41
Isótopos, números atómicos y números de masa 43
- 2.4 Pesos atómicos 44
La escala de masa atómica 44 Masa atómica promedio 44
- 2.5 La tabla periódica 46
- 2.6 Moléculas y compuestos moleculares 49
Moléculas y fórmulas químicas 49 Fórmulas moleculares y empíricas 50
Representación de moléculas 51
- 2.7 Iones y compuestos iónicos 52
Predicción de las cargas iónicas 53 Compuestos iónicos 54
- 2.8 Nombrando a los compuestos inorgánicos 56
Nombres y fórmulas de compuestos iónicos 57 Nombres y fórmulas de ácidos 61 Nombres y fórmulas de compuestos moleculares binarios 62
- 2.9 Algunos compuestos orgánicos simples 62
Alcanos 63 Algunos derivados de los alkanos 63
- Resumen y términos clave 65 Ejercicios 66 Ejercicios con el CD-ROM 73*



Una perspectiva más detallada	Fuerzas básicas	42
Una perspectiva más detallada	El espectrómetro de masas	45
Una perspectiva más detallada	Glenn Seaborg y la historia del seaborgio	49
Química y vida	Elementos necesarios para los organismos vivos	55
Estrategias en química	Reconocimiento de patrones	56

3 Estequiométría: cálculos con fórmulas y ecuaciones químicas 74



3.1	Ecuaciones químicas	76
3.2	Algunos patrones sencillos de reactividad química	80
	Reacciones de combinación y descomposición	80
3.3	Pesos formulares	83
	Pesos formulares y moleculares	84
	Composición porcentual a partir de fórmulas	84
3.4	El mol	86
	Masa molar	87
	Interconversión de masas, moles y números de partículas	89
3.5	Fórmulas empíricas a partir de análisis	91
	Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica	93
	Análisis por combustión	94
3.6	Información cuantitativa a partir de ecuaciones balanceadas	95
3.7	Reactivos limitantes	99
	Rendimientos teóricos	102
	<i>Resumen y términos clave</i>	103
	<i>Ejercicios</i>	104
	<i>Ejercicios con el CD-ROM</i>	111

Estrategias en química	Resolución de problemas	85
La química en acción	El CO ₂ y el efecto invernadero	98

4 Reacciones acuosas y estequiometría de disoluciones 112

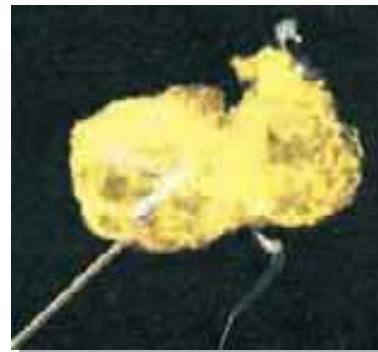


4.1	Propiedades generales de las disoluciones acuosas	114
	Propiedades electrolíticas	114
	Compuestos iónicos en agua	115
	Compuestos moleculares en agua	115
	Electrólitos fuertes y débiles	116
4.2	Reacciones de precipitación	117
	Reglas de solubilidad para compuestos iónicos	118
	Reacciones de intercambio (metátesis)	119
	Ecuaciones iónicas	120
4.3	Reacciones ácido-base	121
	Ácidos	121
	Bases	122
	Ácidos y bases fuertes y débiles	122
	Cómo identificar electrólitos fuertes y débiles	123
	Reacciones de neutralización y sales	124
	Reacciones ácido-base con formación de gases	126
4.4	Introducción a las reacciones de oxidación-reducción	128
	Oxidación y reducción	128
	Números de oxidación	128
	Oxidación de metales con ácidos y sales	130
	La serie de actividad	131
4.5	Concentraciones de disoluciones	134
	Molaridad	134
	Cómo expresar la concentración de un electrólito	135
	Interconversión de molaridad, moles y volumen	136
	Dilución	137
4.6	Estequiometría de disoluciones y análisis químico	139
	Titulaciones	140
	<i>Resumen y términos clave</i>	144
	<i>Ejercicios</i>	145
	<i>Ejercicios con el CD-ROM</i>	151

La química en acción	Antiácidos	127
Una perspectiva más detallada	El aura del oro	133
Estrategias en química	Análisis de reacciones químicas	134

5 Termoquímica 152

- 5.1 La naturaleza de la energía 154
Energía cinética y potencial 154 Unidades de energía 155 Sistemas y entornos 155 Transferencia de energía: trabajo y calor 156
- 5.2 Primera ley de la termodinámica 158
Energía interna 158 Relación entre ΔE y calor y trabajo 159 Procesos endotérmicos y exotérmicos 160 Funciones de estado 161
- 5.3 Entalpía 163
- 5.4 Entalpías de reacción 166
- 5.5 Calorimetría 169
Capacidad calorífica y calor específico 169 Calorimetría a presión constante 170 Bomba calorimétrica (calorimetría a volumen constante) 171
- 5.6 Ley de Hess 174
- 5.7 Entalpías de formación 176
Empleo de entalpías de formación para calcular entalpías de reacción 178
- 5.8 Alimentos y combustibles 180
Alimentos 181 Combustibles 183 Otras fuentes de energía 184
- Resumen y términos clave 187 Ejercicios 188 Ejercicios con el CD-ROM 196*



Una perspectiva más detallada Energía, entalpía y trabajo P-V 164
Estrategias en química Empleo de la entalpía como guía 168
Química y vida Regulación de la temperatura del cuerpo humano 173
La química en acción El automóvil híbrido 185

6 Estructura electrónica de los átomos 198

- 6.1 La naturaleza ondulatoria de la luz 200
- 6.2 Energía cuantizada y fotones 202
Objetos calientes y cuantización de la energía 202 El efecto fotoeléctrico y los fotones 203
- 6.3 Espectros de líneas y modelo de Bohr 205
Espectros de líneas 206 Modelo de Bohr 207 Los estados de energía del átomo de hidrógeno 208 Limitaciones del modelo de Bohr 209
- 6.4 El comportamiento ondulatorio de la materia 210
El principio de incertidumbre 211
- 6.5 Mecánica cuántica y orbitales atómicos 212
Orbitales y números cuánticos 213
- 6.6 Representaciones de orbitales 215
Los orbitales s 215 Los orbitales p 216 Los orbitales d y f 217
- 6.7 Átomos con muchos electrones 218
Orbitales y sus energías 218 Espín del electrón y el principio de exclusión de Pauli 218
- 6.8 Configuraciones electrónicas 220
Regla de Hund 221 Configuraciones electrónicas abreviadas 223 Metales de transición 223 Los lantánidos y actínidos 224
- 6.9 Configuraciones electrónicas y la tabla periódica 225
Configuraciones electrónicas anómalas 228
- Resumen y términos clave 229 Ejercicios 230 Ejercicios con el CD-ROM 235*



Una perspectiva más detallada Medición y el principio de incertidumbre 212
Una perspectiva más detallada Pruebas experimentales del espín de los electrones 219
Química y vida Espín nuclear e imágenes por resonancia magnética 220



7 Propiedades periódicas de los elementos 236

- 7.1 Desarrollo de la tabla periódica 238
 7.2 Carga nuclear efectiva 239
 7.3 Tamaño de los átomos y de los iones 241
 Tendencias periódicas en los radios atómicos 243 Tendencias en los tamaños de los iones 243
 7.4 Energía de ionización 246
 Variaciones en las energías sucesivas de ionización 246 Tendencias periódicas en las energías de ionización 247 Configuraciones electrónicas de iones 249
 7.5 Afinidades electrónicas 250
 7.6 Metales, no metales y metaloides 252
 Metales 253 No metales 255 Metaloides 256
 7.7 Tendencias de grupo de los metales activos 256
 Grupo 1A: los metales alcalinos 256 Grupo 2A: los metales alcalino-térreos 260
 7.8 Tendencias de grupo de no metales selectos 261
 Hidrógeno 261 Grupo 6A: el grupo del oxígeno 261 Grupo 7A: los halógenos 262 Grupo 8A: los gases nobles 263
Resumen y términos clave 265 Ejercicios 266 Ejercicios con el CD-ROM 272

Química y vida El tamaño de los iones es importante 245

Química y vida El inusitado desarrollo de los fármacos de litio 259

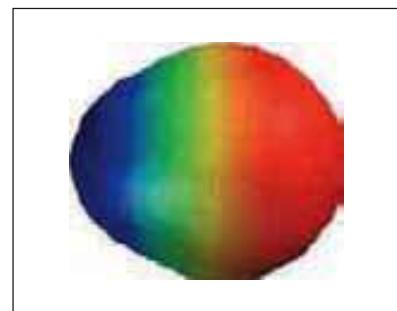
8 Conceptos básicos de los enlaces químicos 274

- 8.1 Enlaces químicos, símbolos de Lewis y la regla del octeto 276
 Símbolos de Lewis 276 La regla del octeto 276
 8.2 Enlaces iónicos 277
 Aspectos energéticos de la formación de enlaces iónicos 278 Configuración electrónica de iones de los elementos representativos 280 Iones de metales de transición 281 Iones poliatómicos 282
 8.3 Enlaces covalentes 282
 Estructuras de Lewis 283 Enlaces múltiples 284
 8.4 Polaridad de los enlaces y electronegatividad 285
 Electronegatividad 285 Electronegatividad y polaridad de los enlaces 286
 Momentos dipolares 287 Tipos de enlace y nomenclaturas 290
 8.5 Cómo dibujar estructuras de Lewis 290
 Carga formal 292
 8.6 Estructuras de resonancia 295
 Resonancia en el benceno 297
 8.7 Excepciones a la regla del octeto 298
 Número impar de electrones 298 Menos de un octeto 298 Más de un octeto 299
 8.8 Fuerza de los enlaces covalentes 300
 Entalpías de enlace y entalpías de reacción 302 Fuerza de los enlaces y longitud de los enlaces 305
Resumen y términos clave 306 Ejercicios 307 Ejercicios con el CD-ROM 313

Una perspectiva más detallada Cálculo de energías de red: el ciclo Born-Haber 280

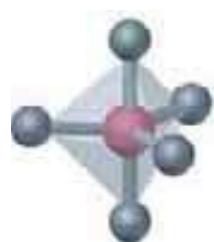
Una perspectiva más detallada Números de oxidación, cargas formales y cargas parciales reales 294

La química en acción Los explosivos y Alfred Nobel 304



9 Geometría molecular y teorías de enlace 314

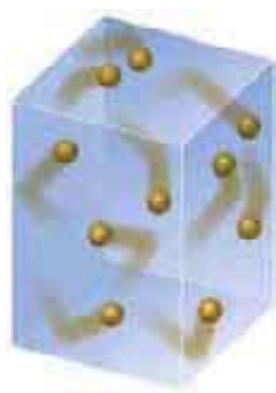
- 9.1 Formas moleculares 316
 9.2 El modelo RPECV 318
 Efecto de los electrones no enlazantes y de los enlaces múltiples sobre los ángulos de enlace 323 Moléculas con capas de valencia expandidas 323
 Forma de moléculas más grandes 326
 9.3 Forma y polaridad de las moléculas 328
 9.4 Enlaces covalentes y traslape de orbitales 330
 9.5 Orbitales híbridos 331
 Orbitales híbridos sp 332 Orbitales híbridos sp^2 y sp^3 333 Hibridación de orbitales d 334 Resumen 336
 9.6 Enlaces múltiples 338
 Enlaces π deslocalizados 340 Conclusiones generales 343
 9.7 Orbitales moleculares 343
 La molécula de hidrógeno 343 Orden de enlace 345
 9.8 Moléculas diatómicas del segundo periodo 346
 Orbitales moleculares para Li_2 y Be_2 346 Orbitales moleculares de orbitales atómicos $2p$ 347 Configuraciones electrónicas desde B_2 hasta Ne_2 348 Configuraciones electrónicas y propiedades moleculares 350
 Moléculas diatómicas heteronucleares 352
Resumen y términos clave 355 *Ejercicios* 356 *Ejercicios con el CD-ROM* 363



Química y vida La química de la visión 342
 La química en acción Colorantes orgánicos 353

10 Gases 364

- 10.1 Características de los gases 366
 10.2 Presión 367
 Presión atmosférica y el barómetro 367
 10.3 Las leyes de los gases 370
 La relación presión-volumen: ley de Boyle 371
 La relación temperatura-volumen: ley de Charles 372
 La relación cantidad-volumen: ley de Avogadro 373
 10.4 La ecuación del gas ideal 375
 Relación entre la ecuación del gas ideal y las leyes de los gases 377
 10.5 Otras aplicaciones de la ecuación del gas ideal 379
 Densidades de los gases y masa molar 379 Volúmenes de gases en reacciones químicas 381
 10.6 Mezclas de gases y presiones parciales 383
 Presiones parciales y fracciones molares 384 Obtención de gases sobre agua 385
 10.7 Teoría cinética-molecular 386
 Aplicación a las leyes de los gases 388
 10.8 Efusión y difusión moleculares 389
 Ley de efusión de Graham 390 Difusión y trayectoria libre media 392
 10.9 Gases reales: desviaciones respecto al comportamiento ideal 393
 La ecuación de van der Waals 394
Resumen y términos clave 397 *Ejercicios* 398 *Ejercicios con el CD-ROM* 405



Química y vida Presión arterial 370
 Estrategias en química Cálculos en los que intervienen muchas variables 377
 La química en acción Tuberías de gas 382
 Una perspectiva más detallada La ecuación del gas ideal 389
 La química en acción Separaciones de gases 392

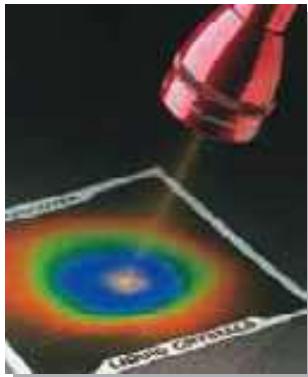


11 Fuerzas intermoleculares, líquidos y sólidos 406

- 11.1 Comparación molecular de líquidos y sólidos 408
 11.2 Fuerzas intermoleculares 409
 Fuerzas ion-dipolo 410 Fuerzas dipolo-dipolo 410 Fuerzas de dispersión de London 411 Puentes de hidrógeno 413 Comparación de fuerzas intermoleculares 416
 11.3 Algunas propiedades de los líquidos 418
 Viscosidad 418 Tensión superficial 418
 11.4 Cambios de fase 419
 Cambios de energía que acompañan a los cambios de fase 420 Curvas de calentamiento 421 Temperatura y presión críticas 423
 11.5 Presión de vapor 425
 Explicación de la presión de vapor en el nivel molecular 425 Volatilidad, presión de vapor y temperatura 426 Presión de vapor y punto de ebullición 426
 11.6 Diagramas de fases 427
 Los diagramas de fases de H₂O y CO₂ 429
 11.7 Estructuras de sólidos 430
 Celdas unitarias 430 La estructura cristalina del cloruro de sodio 432 Empaqueamiento compacto de esferas 434
 11.8 Enlaces en los sólidos 435
 Sólidos moleculares 437 Sólidos de red covalente 437 Sólidos iónicos 438 Sólidos metálicos 440
Resumen y términos clave 441 Ejercicios 442 Ejercicios con el CD-ROM 449

Una perspectiva más detallada Tendencias en los puentes de hidrógeno 416
 La química en acción Extracción con fluidos supercríticos 424
 Una perspectiva más detallada La ecuación de Clausius-Clapeyron 427
 Una perspectiva más detallada Difracción de rayos X por cristales 436
 Una perspectiva más detallada Buckybola 439

12 Materiales modernos 450



- 12.1 Cristales líquidos 452
 Tipos de fases líquido-cristalinas 452
 12.2 Polímeros 456
 Polimerización por adición 456 Polimerización por condensación 457
 Tipos de polímeros 458 Estructuras y propiedades físicas de los polímeros 459
 Enlaces cruzados en los polímeros 460
 12.3 Biomateriales 463
 Características de los biomateriales 464 Biomateriales poliméricos 464
 Ejemplos de aplicaciones de biomateriales 465
 12.4 Materiales cerámicos 467
 Procesamiento de materiales cerámicos 468 Materiales cerámicos compuestos 469 Aplicaciones de los materiales cerámicos 470
 12.5 Superconductividad 470
 Óxidos cerámicos superconductores 471 Nuevos superconductores 472
 12.6 Películas delgadas 473
 Usos de las películas delgadas 474 Formación de películas delgadas 474
Resumen y términos clave 476 Ejercicios 477 Ejercicios con el CD-ROM 483

La química en acción Pantallas de cristal líquido 455
 La química en acción Reciclaje de plásticos 458
 La química en acción Hacia el automóvil de plástico 462
 La química en acción Alcance de las torres para telefonía celular 473
 La química en acción Recubrimientos de diamante 476

13 Propiedades de las disoluciones 484

- 13.1 El proceso de disolución 486
Cambios de energía y formación de disoluciones 487 Formación de disoluciones, espontaneidad y desorden 489 Formación de disoluciones y reacciones químicas 490
- 13.2 Disoluciones saturadas y solubilidad 491
- 13.3 Factores que afectan la solubilidad 492
Interacciones soluto-disolvente 492 Efectos de presión 495 Efectos de la temperatura 497
- 13.4 Formas de expresar la concentración 497
Porcentaje en masa, ppm y ppb 498 Fracción molar, molaridad y molalidad 499 Conversión de unidades de concentración 500
- 13.5 Propiedades coligativas 502
Abatimiento de la presión de vapor 502 Elevación del punto de ebullición 504 Abatimiento del punto de congelación 506 Ósmosis 507 Determinación de la masa molar 509
- 13.6 Coloides 511
Coloides hidrofílicos e hidrofóbicos 513 Eliminación de partículas coloidales 514
- Resumen y términos clave 517 Ejercicios 518 Ejercicios con el CD-ROM 523*



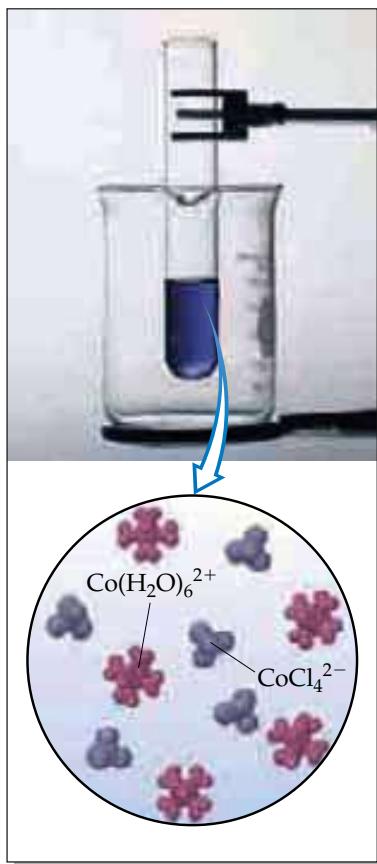
Una perspectiva más detallada Hidratos 490
Química y vida Vitaminas solubles en grasas y en agua 494
Química y vida Gases de la sangre y buceo profundo 496
Una perspectiva más detallada Soluciones ideales con dos o más componentes volátiles 503
Una perspectiva más detallada Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos 511
Química y vida Anemia drepanocítica 515

14 Cinética química 524

- 14.1 Factores que influyen en las velocidades de reacción 526
- 14.2 Velocidades de reacción 527
Cambio de la velocidad con el tiempo 528 Velocidades de reacción y estequioometría 530
- 14.3 Concentración y velocidad 532
Exponentes de la ecuación de velocidad 533 Unidades de las constantes de velocidad 535 Uso de las velocidades iniciales para determinar el orden de reacción en las ecuaciones de velocidad 535
- 14.4 Cambio de la concentración con el tiempo 537
Reacciones de primer orden 537 Reacciones de segundo orden 539
Vida media 541
- 14.5 Temperatura y velocidad 543
Modelo de colisiones 543 Factor de orientación 544 Energía de activación 544
Ecuación de Arrhenius 546 Cómo determinar la energía de activación 547
- 14.6 Mecanismos de reacción 549
Pasos elementales 549 Mecanismos de pasos múltiples 549 Ecuaciones de velocidad para pasos elementales 551 Ecuaciones de velocidad de mecanismos de pasos o etapas múltiples 552 Mecanismos con un paso inicial rápido 553
- 14.7 Catálisis 555
Catálisis homogénea 556 Catálisis heterogénea 557 Enzimas 559
Resumen y términos clave 563 Ejercicios 564 Ejercicios con el CD-ROM 573



Una perspectiva más detallada Uso de métodos espectroscópicos para medir velocidades de reacción 532
La química en acción Bromuro de metilo en la atmósfera 542
La química en acción Convertidores catalíticos 559
Química y vida Fijación de nitrógeno y nitrogenasa 561



15 Equilibrio químico 574

- 15.1 Concepto de equilibrio 577
 15.2 Constante de equilibrio 578
 Magnitud de las constantes de equilibrio 582 Sentido de la ecuación química y K_{eq} 583 Otras formas de manipular ecuaciones químicas y valores de K_{eq} 584 Unidades de las constantes de equilibrio 586
 15.3 Equilibrios heterogéneos 586
 15.4 Cálculo de constantes de equilibrio 588
 15.5 Aplicaciones de las constantes de equilibrio 590
 Predicción del sentido de la reacción 591 Cálculo de concentraciones en el equilibrio 592
 15.6 Principio de Le Châtelier 594
 Cambios de concentración de reactivos o productos 594 Efectos de los cambios de volumen y presión 596 Efecto de los cambios de temperatura 598 Efecto de los catalizadores 601
Resumen y términos clave 604 Ejercicios 604 Ejercicios con el CD-ROM 611

La química en acción El proceso Haber 579

La química en acción Control de las emisiones de óxido nítrico 603

16 Equilibrios ácido-base 612

- 16.1 Ácidos y bases: un breve repaso 614
 16.2 Ácidos y bases de Brønsted-Lowry 614
 El ion H^+ en agua 614 Reacciones de transferencia de protones 615
 Pares conjugados ácido-base 616 Fuerza relativa de ácidos y bases 618
 16.3 Autodisociación del agua 620
 Producto iónico del agua 620
 16.4 La escala de pH 621
 Otras escalas "p" 624 Medición del pH 624
 16.5 Ácidos y bases fuertes 625
 Ácidos fuertes 625 Bases fuertes 626
 16.6 Ácidos débiles 627
 Cálculo de K_a a partir del pH 629 Cálculo del pH con base en K_a 630
 Ácidos polipróticos 634
 16.7 Bases débiles 636
 Tipos de bases débiles 637
 16.8 Relación entre K_a y K_b 639
 16.9 Propiedades ácido-base de las disoluciones de sales 641
 Capacidad de un anión para reaccionar con agua 641 Capacidad de un catión para reaccionar con agua 642 Efecto combinado del catión y el anión en disolución 642
 16.10 Comportamiento ácido-base y estructura química 644
 Factores que influyen en la fuerza de los ácidos 644 Ácidos binarios 645
 Oxiácidos 645 Ácidos carboxílicos 647
 16.11 Ácidos y bases de Lewis 648
 Iones metálicos 650
Resumen y términos clave 652 Ejercicios 653 Ejercicios con el CD-ROM 659

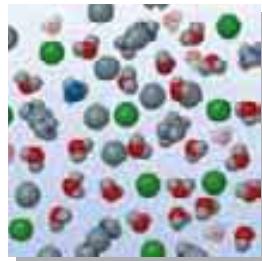
La química en acción Aminas y clorhidratos de amina 640

Química y vida Comportamiento anfótero de los aminoácidos 649



17 Aspectos adicionales de los equilibrios acuosos 660

- 17.1 Efecto del ion común 662
 17.2 Disoluciones amortiguadoras 664
 Acción y composición de las disoluciones amortiguadoras 664 Capacidad amortiguadora y pH 666 Adición de ácidos o bases fuertes a disoluciones amortiguadoras 668
 17.3 Titulaciones ácido-base 671
 Titulaciones de ácido fuerte con base fuerte 671 Titulaciones de ácido débil con base fuerte 673 Titulaciones de ácidos polipróticos 677
 17.4 Equilibrios de solubilidad 678
 Constante del producto de solubilidad, K_{ps} 678 Solubilidad y K_{ps} 679
 17.5 Factores que afectan a la solubilidad 681
 Efecto del ion común 681 Solubilidad y pH 683 Formación de iones complejos 686 Anfoterismo 689
 17.6 Precipitación y separación de iones 690
 Precipitación selectiva de iones 691
 17.7 Análisis cualitativo de elementos metálicos 692
Resumen y términos clave 696 *Ejercicios* 697 *Ejercicios con el CD-ROM* 701



Química y vida La sangre como disolución amortiguadora 669
 Una perspectiva más detallada Limitaciones de los productos de solubilidad 682
 Química y vida Hundimientos 684
 Química y vida Caries dental y fluoruración 688

18 Química ambiental 702

- 18.1 La atmósfera de la Tierra 704
 Composición de la atmósfera 705
 18.2 Las regiones exteriores de la atmósfera 706
 Fotodisociación 706 Fotoionización 707
 18.3 El ozono de la atmósfera superior 708
 Reducción de la capa de ozono 710
 18.4 Química de la troposfera 711
 Compuestos de azufre y lluvia ácida 712 Monóxido de carbono 713
 Óxidos de nitrógeno y smog fotoquímico 715 Vapor de agua, dióxido de carbono y clima 716
 18.5 El océano terrestre 718
 Agua de mar 718 Desalinización 719
 18.6 Agua dulce 720
 Oxígeno disuelto y calidad del agua 721 Tratamiento de abastos municipales de agua 722
 18.7 Química verde 723
 Disolventes y reactivos 724 Otros procesos 725 Purificación del agua 726
Resumen y términos clave 728 *Ejercicios* 729 *Ejercicios con el CD-ROM* 733



Una perspectiva más detallada El metano como gas de invernadero 717
 Una perspectiva más detallada Ablandamiento de agua 723

19 Termodinámica química 734

- 19.1 Procesos espontáneos 736
 Procesos reversibles e irreversibles 737
 19.2 Entropía y segunda ley de la termodinámica 740
 Expansión espontánea de un gas 740 Entropía 742 Relación de la entropía con la transferencia de calor y la temperatura 744 Segunda ley de la termodinámica 745



- 19.3 Interpretación molecular de la entropía 748
 19.4 Cambios de entropía en las reacciones químicas 753
 Cambios de entropía del entorno 754
 19.5 Energía libre de Gibbs 755
 Cambios de energía libre estándar 756
 19.6 Energía libre y temperatura 759
 19.7 Energía libre y constante de equilibrio 761
Resumen y términos clave 767 Ejercicios 768 Ejercicios con el CD-ROM 775

Una perspectiva más detallada Reversibilidad y trabajo 738
 Una perspectiva más detallada Cambio de entropía de la expansión 745
 Química y vida Entropía y vida 747
 Una perspectiva más detallada Entropía, desorden y Ludwig Boltzmann 750
 Una perspectiva más detallada ¿Qué tiene de "libre" la energía libre? 757
 Química y vida Cómo impulsar las reacciones no espontáneas 765

20 Electroquímica 776

- 20.1 Reacciones de oxidación-reducción 778
 20.2 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción 779
 Medias reacciones 780 Balanceo de ecuaciones por el método de medias reacciones 780 Balanceo de ecuaciones de reacciones que se llevan a cabo en disolución básica 783
 20.3 Celdas voltaicas 784
 Punto de vista molecular de los procesos de electrodo 787
 20.4 FEM de celda 788
 Potenciales estándar de reducción (de media celda) 789 Agentes oxidantes y reductores 794
 20.5 Espontaneidad de las reacciones redox 796
 FEM y cambio de energía libre 797
 20.6 Efecto de la concentración en la FEM de celda 798
 Ecuación de Nernst 799 Celdas de concentración 801 FEM de celda y equilibrio químico 803
 20.7 Baterías 805
 Batería de plomo y ácido 806 Batería alcalina 807 Baterías de níquel y cadmio, níquel e hidruro metálico y ion litio 807 Celdas de combustible 808
 20.8 Corrosión 809
 Corrosión del hierro 809 Cómo prevenir la corrosión del hierro 810
 20.9 Electrólisis 812
 Electrólisis de soluciones acuosas 813 Electrólisis con electrodos activos 815
 Aspectos cuantitativos de la electrólisis 816 Trabajo eléctrico 817
Resumen y términos clave 820 Ejercicios 821 Ejercicios con el CD-ROM 829

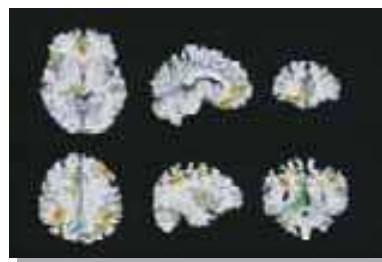
Química y vida Latidos cardíacos y electrocardiografía 804



21 Química nuclear 830

- 21.1 Radiactividad 832
 Ecuaciones nucleares 832 Tipos de desintegración radiactiva 833
 21.2 Patrones de estabilidad nuclear 835
 Relación de neutrones a protones 835 Series radiactivas 837 Observaciones adicionales 837
 21.3 Transmutaciones nucleares 838
 Uso de partículas con carga 839 Uso de neutrones 839 Elementos transuránicos 839

- 21.4 Velocidades de desintegración radiactiva 840
Fechado 841 Cálculos con base en la vida media 842
- 21.5 Detección de la radiactividad 844
Radiotrazadores 845
- 21.6 Cambios de energía en las reacciones nucleares 846
Energías nucleares de enlace 847
- 21.7 Fisión nuclear 850
Reactores nucleares 851
- 21.8 Fusión nuclear 854
- 21.9 Efectos biológicos de la radiación 855
Dosis de radiación 856 Radón 856
- Resumen y términos clave 859 Ejercicios 860 Ejercicios con el CD-ROM 865*



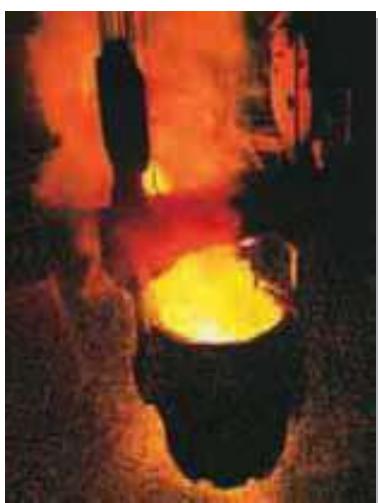
Química y vida Aplicaciones médicas de los radiotrazadores 848
Una perspectiva más detallada La aurora de la era atómica 852
Química y vida Radioterapia 857

22 Química de los no metales 866

- 22.1 Conceptos generales: tendencias periódicas y reacciones químicas 868
Reacciones químicas 869
- 22.2 Hidrógeno 871
Isótopos de hidrógeno 871 Propiedades del hidrógeno 872 Preparación de hidrógeno 872 Usos del hidrógeno 873 Compuestos binarios de hidrógeno 873
- 22.3 Grupo 8A: los gases nobles 875
Compuestos de los gases nobles 875
- 22.4 Grupo 7A: los halógenos 876
Propiedades y preparación de los halógenos 877 Usos de los halógenos 878 Halogenuros de hidrógeno 879 Interhalógenos 880 Oxiácidos y oxianiones 880
- 22.5 Oxígeno 881
Propiedades del oxígeno 881 Preparación de oxígeno 882 Usos del oxígeno 882 Ozono 882 Óxidos 884 Peróxidos y superóxidos 885
- 22.6 Los otros elementos del grupo 6A: S, Se, Te y Po 886
Características generales de los elementos del grupo 6A 886 Presencia en la naturaleza y preparación de S, Se y Te 887 Propiedades y usos del azufre, selenio y telurio 887 Sulfuros 888 Óxidos, oxiácidos y oxianiones de azufre 889
- 22.7 Nitrógeno 890
Propiedades del nitrógeno 890 Preparación y usos del nitrógeno 891 Compuestos hidrogenados de nitrógeno 892 Óxidos y oxiácidos de nitrógeno 893
- 22.8 Los otros elementos del grupo 5A: P, As, Sb y Bi 895
Características generales de los elementos del grupo 5A 895 Presencia en la naturaleza, obtención y propiedades del fósforo 896 Halogenuros de fósforo 896 Oxicompuestos de fósforo 897
- 22.9 Carbono 900
Formas elementales de carbono 900 Óxidos de carbono 901 Ácido carbónico y carbonatos 903 Carburos 904 Otros compuestos inorgánicos de carbono 905
- 22.10 Los otros elementos del grupo 4A: Si, Ge, Sn y Pb 905
Características generales de los elementos del grupo 4A 905 Presencia en la naturaleza y preparación del silicio 906 Silicatos 906 Vidrio 908 Silicones 909
- 22.11 Boro 909
Resumen y términos clave 911 Ejercicios 913 Ejercicios con el CD-ROM 917



Química y vida	Nitritos en los alimentos	894
Química y vida	Arsénico en el agua potable	900
La química en acción	Fibras de carbono y materiales compuestos	902



23 Metales y metalurgia 918

- 23.1 Presencia de los metales y su distribución en la naturaleza 920
Minerales 920 Metalurgia 921
- 23.2 Pirometalurgia 922
Pirometalurgia del hierro 923 Formación del acero 924
- 23.3 Hidrometalurgia 925
Hidrometalurgia del aluminio 925
- 23.4 Electrometalurgia 926
Electrometalurgia del sodio 926 Electrometalurgia del aluminio 927
Electrorrefinación del cobre 928
- 23.5 El enlace metálico 930
Propiedades físicas de los metales 930 Modelo de mar de electrones del enlace metálico 930 Modelo de orbitales moleculares para los metales 931
- 23.6 Aleaciones 933
Compuestos intermetálicos 935
- 23.7 Metales de transición 936
Propiedades físicas 936 Configuraciones electrónicas y estados de oxidación 937 Magnetismo 939
- 23.8 Química de algunos metales de transición 940
Cromo 940 Hierro 940 Cobre 941
Resumen y términos clave 943 *Ejercicios* 944 *Ejercicios con el CD-ROM* 947

Una perspectiva más detallada	Charles M. Hall	928
Una perspectiva más detallada	Aislantes y semiconductores	932
Una perspectiva más detallada	Aleaciones con memoria de forma	935



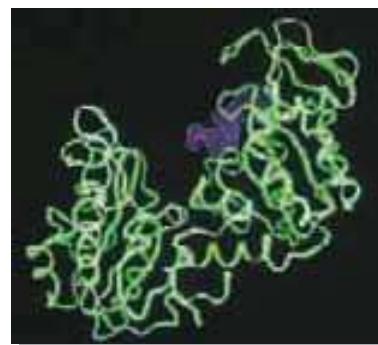
24 Química de los compuestos de coordinación 948

- 24.1 Complejos metálicos 950
El desarrollo de la química de coordinación: teoría de Werner 950
Enlace metal-ligando 952 Cargas, números de coordinación y geometrías 952
- 24.2 Ligandos con más de un átomo donador 954
Metales y quelatos en los sistemas vivos 956
- 24.3 Nomenclatura de la química de coordinación 960
- 24.4 Isomería 961
Isomería estructural 962 Estereoisomería 962
- 24.5 Color y magnetismo 966
Color 966 Magnetismo 968
- 24.6 Teoría del campo cristalino 968
Configuraciones electrónicas en complejos octaédricos 971 Complejos tetraédricos y cuadrados planos 972
Resumen y términos clave 975 *Ejercicios* 976 *Ejercicios con el CD-ROM* 981

Una perspectiva más detallada	Entropía y el efecto del quelato	956
Química y vida	La batalla por el hierro en los sistemas vivos	959
Una perspectiva más detallada	Color por transferencia de carga	974

25 Química de la vida: química orgánica y biológica 982

- 25.1 Algunas características generales de las moléculas orgánicas 984
Estructura de las moléculas orgánicas 984 Estabilidad de las sustancias orgánicas 984 Estabilidad y propiedades ácido-base de las sustancias orgánicas 985
- 25.2 Introducción a los hidrocarburos 986
- 25.3 Alcanos 987
Estructura de los alkanos 988 Isómeros estructurales 988 Nomenclatura de alkanos 989 Cicloalcanos 992 Reacciones de los alkanos 994
- 25.4 Hidrocarburos insaturados 994
Alquenos 994 Alquinos 996 Reacciones de adición de alquenos y alquinos 997 Mecanismo de las reacciones de adición 998
Hidrocarburos aromáticos 1000
- 25.5 Grupos funcionales: alcoholes y éteres 1001
Alcoholes ($R-OH$) 1003 Éteres ($R-O-R'$) 1004
- 25.6 Compuestos con un grupo carbonilo 1004
Aldehídos ($R-C(=O)H$) y Cetonas ($R-C(=O)R'$) 1005
Ácidos Carboxílicos ($R-C(=O)OH$) 1005 Ésteres ($R-C(=O)OR'$) 1007
Aminas y amidas 1009
- 25.7 Quiralidad en química orgánica 1009
- 25.8 Introducción a la bioquímica 1011
- 25.9 Proteínas 1012
Aminoácidos 1012 Polipéptidos y proteínas 1013
Estructura de las proteínas 1015
- 25.10 Carbohidratos 1017
Disacáridos 1018 Polisacáridos 1019
- 25.11 Ácidos nucleicos 1020
- Resumen y términos clave* 1025 *Ejercicios* 1026 *Ejercicios con el CD-ROM* 1033



La química en acción Gasolina 992
La química en acción Descubrimiento accidental del Teflón^{MR} 998
Una perspectiva más detallada Estabilización aromática 1001
Química y vida Orígenes de la quiralidad en los sistemas vivos 1016
Estrategias en química ¿Qué sigue ahora? 1025

Apéndices

- A Operaciones matemáticas 1034
B Propiedades del agua 1040
C Magnitudes termodinámicas de una selección de sustancias a 298.15 K (25°C) 1041
D Constantes de equilibrio en disoluciones acuosas 1044
E Potenciales estándar de reducción a 25°C 1046

Respuestas a los ejercicios seleccionados A-1

Glosario G-1

Créditos de fotografías P-1

Índice I-1

Aplicaciones químicas y ensayos



La química en acción

La química y la industria química 4
La química en las noticias 18
El CO₂ y el efecto invernadero 98
Antiácidos 127
El automóvil híbrido 185
Los explosivos y Alfred Nobel 304
Colorantes orgánicos 353
Tuberías de gas 382
Separaciones de gases 392
Extracción con fluidos supercríticos 424
Pantallas de cristal líquido 455
Reciclaje de plásticos 458
Hacia el automóvil de plástico 462
Alcance de las torres para telefonía celular 473
Recubrimientos de diamante 476
Bromuro de metilo en la atmósfera 542
Convertidores catalíticos 559
El proceso Haber 579
Control de las emisiones de óxido nítrico 603
Aminas y clorhidratos de amina 640
Fibras de carbono y materiales compuestos 902
Gasolina 992
Descubrimiento accidental del Teflón^{MR} 998

La ecuación de Clausius-Clapeyron 427
Difracción de rayos X por cristales 436
Buckybola 439
Hidratos 490
Soluciones ideales con dos o más componentes volátiles 503
Propiedades coligativas de las disoluciones de electrólitos 511
Uso de métodos espectroscópicos para medir velocidades de reacción 532
Limitaciones de los productos de solubilidad 682
El metano como gas de invernadero 717
Ablandamiento de agua 723
Reversibilidad y trabajo 738
Cambio de entropía de la expansión 745
Entropía, desorden y Ludwig Boltzmann 750
¿Qué tiene de “libre” la energía libre? 757
La aurora de la era atómica 852
Charles M. Hall 928
Aislantes y semiconductores 932
Aleaciones con memoria de forma 935
Entropía y el efecto del quelato 956
Color por transferencia de carga 974
Estabilización aromática 1001



Una perspectiva más detallada

El método científico 13
Fuerzas básicas 42
El espectrómetro de masas 45
Glenn Seaborg y la historia del seaborgio 49
El aura del oro 133
Energía, entalpía y trabajo *P-V* 164
Medición y el principio de incertidumbre 212
Pruebas experimentales del espín de los electrones 219
Cálculo de energías de red: el ciclo Born-Haber 280
Números de oxidación, cargas formales y cargas parciales reales 294
La ecuación del gas ideal 389
Tendencias en los puentes de hidrógeno 416



Química y vida

Elementos necesarios para los organismos vivos 55
Regulación de la temperatura del cuerpo humano 173
Espín nuclear e imágenes por resonancia magnética 220
El tamaño de los iones es importante 245
El inusitado desarrollo de los fármacos de litio 259
La química de la visión 342
Presión arterial 370
Vitaminas solubles en grasas y en agua 494
Gases de la sangre y buceo profundo 496
Anemia drepanocítica 515
Fijación de nitrógeno y nitrogenasa 561
Comportamiento anfótero de los aminoácidos 649
La sangre como disolución amortiguadora 669

Hundimientos	684
Caries dental y fluoruración	688
Entropía y vida	747
Cómo impulsar las reacciones no espontáneas	765
Latidos cardiacos y electrocardiografía	804
Aplicaciones médicas de los radiotrazadores	848
Radioterapia	857
Nitritos en los alimentos	894
Arsénico en el agua potable	900
La batalla por el hierro en los sistemas vivos	959
Orígenes de la quiralidad en los sistemas vivos	1016



Estrategias en química

Cómo estimar las respuestas	25
La importancia de la práctica	28
Reconocimiento de patrones	56
Resolución de problemas	85
Análisis de reacciones químicas	134
Empleo de la entalpía como guía	168
Cálculos en los que intervienen muchas variables	377
¿Qué sigue ahora?	1025

Prefacio

Al profesor

Filosofía

Durante la evolución de este texto, hemos guiado nuestras labores hacia ciertos objetivos. El primero es que un texto debe mostrar a los estudiantes la importancia de la química en sus principales áreas de estudio y también en su vida cotidiana. Creemos que, a medida que los estudiantes adquieren conocimiento de la importancia de la química para sus propias metas e intereses, se entusiasman más por aprender la materia. Con esto en mente, hemos incluido aplicaciones interesantes e importantes de la química. Al mismo tiempo, el texto proporciona los conocimientos de química moderna que los estudiantes necesitan para su vida profesional y, en su caso, prepararlos para cursos de química más avanzados.

Segundo, queremos mostrar que la química no sólo es fundamental para gran parte de lo que sucede en nuestro mundo, sino que también es una ciencia vital en continuo desarrollo. Hemos mantenido el libro actualizado en términos de conceptos y aplicaciones y tratado de comunicar algo de la emoción de trabajar en este campo.

Tercero, creemos que, para que el texto apoye eficazmente al profesor, debe ir dirigido a los estudiantes. Hemos procurado que nuestra redacción sea clara e interesante y que el libro resulte atractivo y bien ilustrado. Además, se han incluido numerosas ayudas para el estudio, incorporadas en el texto, como las cuidadosas descripciones de estrategias para resolver problemas. Juntos, tenemos más de cien años de experiencia en la enseñanza. Esperamos que esto sea evidente en nuestro ritmo y selección de ejemplos.

Organización

En la presente edición, los primeros cinco capítulos ofrecen una perspectiva en gran medida macroscópica y fenomenológica de la química. Los conceptos básicos que en ellos se introducen —como nomenclatura, estequiometría y termoquímica— proporcionan los antecedentes necesarios para muchos de los experimentos de laboratorio que suelen efectuarse en química general. Creemos que una introducción temprana a la termoquímica es deseable, porque buena parte de lo que sabemos de los procesos químicos se basa en las consideraciones de cambios de energía. La termoquímica también es importante al tratar las entalpias de enlace.

Los cuatro capítulos siguientes (6 al 9) se ocupan de la estructura electrónica y los enlaces. Después, el enfoque cambia al siguiente nivel de organización de la materia: los estados de la materia (Capítulos 10 y 11) y las disoluciones (Capítulo 13). También se incluye en esta sección un capítulo sobre la química de los materiales modernos (Capítulo 12) que se apoya en los conocimientos que el estudiante ha adquirido sobre enlaces químicos e interacciones intermoleculares.

Los capítulos siguientes examinan los factores que determinan la velocidad y el alcance de las reacciones químicas: cinética (Capítulo 14); equilibrios (Capítulos 15 al 17), Termodinámica (Capítulo 19) y Electroquímica (Capítulo 20). Esta Sección incluye, además, un capítulo sobre química ambiental (Capítulo 18) en el que los conceptos desarrollados en capítulos anteriores se aplican a un tratamiento de la atmósfera y la hidrosfera.

Después de una explicación de la química nuclear (Capítulo 21), los capítulos finales cubren la química de los no metales, metales, química orgánica y bioquímica (Capítulos 22 al 25). Estos capítulos se desarrollan en forma paralela y se pueden tratar en cualquier orden.

Aunque la secuencia de capítulos corresponde a una organización más o menos estándar, sabemos que no todo mundo enseña los temas en este orden exacto. Por tanto, nos hemos asegurado de que los profesores puedan realizar cambios comunes en la secuencia de la enseñanza, sin menoscabo de la comprensión por parte de los estudiantes. En particular, muchos profesores prefieren introducir los gases (Capítulo 10) después de la estequiometría o después de la termoquímica, y no junto con los estados de la materia. El capítulo sobre gases se preparó a modo de permitir este cambio *sin* perturbación del flujo del material. También es posible tratar el balanceo de ecuaciones redox (Secciones 20.1 y 20.2) antes, después de la introducción de las reacciones redox en la Sección 4.4. Por último, algunos profesores gustan de cubrir la química orgánica (Capítulo 25) inmediatamente después de los enlaces (Capítulo 9). Con excepción del tratamiento de la estereoquímica (que se presenta en la Sección 24.3), eso podrá hacerse sin problemas.

Siempre hemos intentado introducir a los estudiantes a la química descriptiva y la inorgánica, integrando ejemplos a todo lo largo del texto. Hay ejemplos pertinentes e importantes de la química “real” entrelazados en todos los capítulos como una forma de ilustrar los principios y aplicaciones. Algunos capítulos, desde luego, tratan más directamente las propiedades de los elementos y sus compuestos, sobre todo los capítulos 4, 7, 12, 18 y 22 al 25. También incorporamos la química descriptiva orgánica e inorgánica en los ejercicios de final de capítulo.

Cambios en esta edición

Nuestro objetivo principal en la novena edición ha sido reforzar un libro de texto ya de por sí completo y confiable pero conservando su estilo eficaz y tan gustado. Los puntos fuertes tradicionales de *Química: la ciencia central* incluyen la claridad en la redacción, la exactitud científica actualizada, los valiosos ejercicios de fin de capítulo y la consistencia de todos los temas tratados en el texto. Al hacer los cambios para esta edición, hemos tratado de responder a la retroalimentación recibida de los profesores y estudiantes que usaron la octava edición. Los estudiantes aprecian el estilo de redacción amable con ellos, y se ha preservado el mismo estilo en la novena edición. Las Secciones que han parecido más difíciles a los estudiantes se reescribieron y, en muchos casos, se ilustraron con dibujos mejorados. A fin de facilitar el uso del texto por parte de los estudiantes, hemos conservado un diseño limpio, más abierto, en la formación del libro.

Además, seguimos fortaleciendo el programa de ilustraciones a fin de comunicar mejor la belleza, la emoción y los conceptos de la química. El mayor uso de ilustraciones moleculares generadas por computadora, proporciona a los estudiantes una mejor idea de la arquitectura molecular con modelos de esferas y varillas. Además, se han agregado mapas de distribución de carga en casos selectos en los que pensamos que ayudan al estudiante a entender los conceptos. Hemos hecho hincapié en las representaciones tridimensionales en los dibujos. Nuestro objetivo sigue siendo utilizar el color y fotografías para subrayar los puntos importantes, concentrar la atención del estudiante y hacer el texto atractivo e incitante, sin distraer al lector.

Seguimos haciendo hincapié en el aprendizaje orientado hacia los conceptos en todo el libro. Una nueva característica de esta edición es el resumen “Lo que veremos” al principio de cada capítulo. Ahí se proporciona un panorama somero de las principales ideas y relaciones que se cubrirán en el capítulo. Cabe esperar que los estudiantes iniciarán el estudio del capítulo con más confianza al tener una idea de la dirección en que su estudio los llevará. Los *vínculos de conceptos* (○○○) siguen proporcionando referencias cruzadas fáciles de ver que conectan con material pertinente expuesto en un punto anterior del texto. Los ensayos titulados *Estrategias en química*, que proporcionan consejos a los estudiantes sobre cómo resolver problemas y “pensar como químico”, siguen siendo una característica importante. Se han incorporado más ejercicios conceptuales al final de capítulo. También se ha aumentado el número de ejercicios integradores, que ofrecen a los estudiantes la oportunidad de resol-

ver problemas más difíciles que integran los conceptos del capítulo actual con los de capítulos anteriores.

Hemos mantenido la frescura del texto conservando su actualidad. Las referencias a sucesos actuales ayudan a los estudiantes a relacionar su estudio de la química con sus experiencias cotidianas. Nuevos ensayos en nuestras populares series *La química en acción* y *Química y vida* destacan los sucesos mundiales, descubrimientos científicos y avances médicos que han ocurrido desde la publicación de la octava edición. Seguimos concentrándonos en los aspectos positivos de la química, pero sin ocultar los problemas que pueden surgir en un mundo cada vez más tecnológico. Nuestro objetivo es ayudar a los estudiantes a apreciar la perspectiva de la química del mundo real y las formas en que la química afecta su vida.

También, usted encontrará que hemos:

- Revisado los ejercicios de fin de capítulo, concentrándonos sobre todo en los ejercicios con número negro (cuya respuesta no se da en el Apéndice).
- Integrado más preguntas conceptuales al material de fin de capítulo.
- Actualizado los ejercicios con el CD en el material al final del capítulo. Estos ejercicios aprovechan los componentes de medios integrados y amplían la comprensión del estudiante gracias a las ventajas de las presentaciones interactivas. Los ejercicios de esta Sección con número azul, no se incluyen en el CD. Sin embargo, aparecen en la dirección [www.pearsoneducacion.net/ brown](http://www.pearsoneducacion.net/brown)
- Continuado la práctica de usar un ícono para el estudiante en los márgenes, para indicar dónde se puede ampliar la comprensión de un concepto o tema realizando una actividad del sitio Web o del CD.
- Incorporado la estrategia de resolución de problemas por pasos de Análisis, Estrategia, Resolución y Comprobación a la mayor parte de los Ejercicios tipo de muestra del libro, a fin de orientar mejor al estudiante en la resolución del problema.
- Agregado estrategias de resolución de problemas a dos columnas en Ejercicios tipo, selectos, a fin de delinear el proceso en que se basan los cálculos matemáticos y enseñar a los estudiantes la mejor forma de efectuar esos cálculos.
- Revisado y modificado todos los capítulos con base en retroalimentación de revisores y usuarios. Por ejemplo, hemos:
 - Agregado una breve introducción a la química orgánica en el capítulo 2.
 - Mejorado la presentación de la primera ley de la termodinámica en el capítulo 5.
 - Ampliado el tratamiento de la superconductividad en el capítulo 12.
 - Revisado el tratamiento introductorio de equilibrio para eliminar la distinción artificial entre constantes de equilibrio en fase gaseosa y acuosa.
 - Añadido una nueva Sección sobre química verde, que se concentra en los impactos ambientales de los procesos químicos.
 - Mejorado el tratamiento de los compuestos de coordinación en el capítulo 24.

En las páginas que siguen se dan detalles más específicos de cómo el programa integrado de aprendizaje de la novena edición contribuirá al éxito de los alumnos

Suplementos

(Material disponible sólo en inglés) para el profesor.

- **Soluciones a los ejercicios (0-13-009798-5)** Se dan las respuestas completas de todos los ejercicios de fin de capítulo.
- **Manual de recursos del profesor (0-13-0098902-7)** Esta útil guía describe todos los recursos con que cuentan los profesores y explica cómo integrarlos en el curso. El manual está organizado por capítulos y ofrece esquemas detallados para cada clase y descripciones completas de todas las demostraciones en clase disponibles, las secuencias animadas de conceptos, todas las demostraciones en vídeo, ideas erróneas comunes que tienen los estudiantes y mucho más.
- **Banco de preguntas de examen (0-13-009792-6)** Este archivo ahora ofrece un surtido de más de 3,800 preguntas, 25% más que la edición anterior.
- **TestGen-EQ (0-13-009793-4)** Nuevo software de banco de exámenes diseñado pensando en preguntas algorítmicas. Esta versión computarizada del Archivo de preguntas de examen incluye versiones electrónicas de las 3,800 preguntas. TestGen-EQ permite crear y adaptar exámenes según sus necesidades particulares e incluye herramientas para administración de cursos, generación algorítmica de preguntas y administración de exámenes a través de una red de área local.
- **Central Science Live — Sitio Web acompañante www.pearsoneducacion.net/brown** El sitio Web acompañante es el punto central de acceso al conjunto de medios. Los profesores pueden pedir a sus estudiantes que practiquen su comprensión de lectura y sus destrezas en el Problem Solving Center, navegar la Web en busca de recursos relacionados con los capítulos, o ver las Actividades del estudiante mencionadas en el texto.
- **Portafolio audiovisual (0-13-009805-1)** Juego de CD/DVD para el profesor que contiene casi todas las ilustraciones del libro, más de 30 segmentos de vídeo con demostraciones de laboratorio y más de 100 animaciones de conceptos centrales. Con el software MediaPortfolio acompañante, los profesores pueden buscar figuras y otros elementos audiovisuales en índices de imágenes miniatura y descripciones, y también por palabra clave o título. Además, todas las Actividades del estudiante que vienen en el CD de este libro aparecen también en el CD/DVD para el profesor. Las imágenes y vídeos se pueden copiar y pegar, o incluir en presentaciones MS PowerPoint® u otros documentos. El juego también contiene el Manual de recursos del profesor en formato MS Word®, una presentación PowerPoint preconstruida para cada capítulo, así como todos los elementos audiovisuales interactivos desarrollados específicamente para *Química: la ciencia central, novena edición*.

Para el laboratorio

- **Laboratory Experiments (Nelson/Kemp) (0-13-009797-7)** Este manual incluye 41 experimentos bien afinados que introducen al estudiante a las técnicas básicas de laboratorio e ilustran principios centrales de la química. Contiene preguntas previas a la práctica y hojas de informe desprendibles. Esta nueva edición se ha modificado de modo que se correlacione más estrechamente con el texto. También se ha actualizado la información de seguridad y disposición de materiales.

(Material disponible sólo en inglés) Para el estudiante

- ***Central Science Live***—El paquete audiovisual para la novena edición consta de dos componentes que pueden ser independientes o usarse juntos: el sitio Web acompañante y el CD. El acceso al material completo del sitio Web acompañante requiere un código de acceso.

Central Science Live — sitio Web acompañante www.pearsoneducacion.net/brown Ahora más integrado aún y más fácil de usar, este innovador centro de recursos en línea está diseñado específicamente para apoyar y complementar *Química: la ciencia central, novena edición*. Es la puerta de acceso a *Central Science Live* e incluye:

- Un centro de resolución de problemas, donde los estudiantes tienen acceso a más de 2000 problemas adicionales que incluyen preguntas generadas algorítmicamente y preguntas que no son de opción múltiple, todo organizado por capítulo y cada uno con sugerencias específicas y retroalimentación detallada.
- Un módulo de visualización de moléculas, con modelos tridimensionales preconstruidos de las moléculas que se ven en el texto, los cuales pueden manipularse en tiempo real y exhibirse en diferentes representaciones.
- Módulo de temas de actualidad, renovado continuamente, que vincula a los estudiantes con artículos recientes de la prensa, así como un centro de recursos de Web que vincula a los estudiantes con otros sitios Web seleccionados relacionados con la química.
- Un módulo de actividades del estudiante, con cientos de videos, animaciones y simulaciones interactivas que ayudan a los estudiantes a descubrir la química. Los videos muestran demostraciones reales de química, mientras que las animaciones se concentran en los procesos moleculares que no se pueden ver de ninguna otra manera, y las simulaciones interactivas permiten a los estudiantes realizar experimentos y sacar conclusiones con base en resultados experimentales simulados.

Central Science Live — CD Este apoyo hecho específicamente para *Química: la ciencia central, novena edición*, presenta temas fundamentales de la química de forma dinámica e interactiva. Está diseñado para el estudiante e incluye:

- Más de 60 animaciones cortas, narradas, que presentan temas selectos más fáciles de entender visualmente que con palabras, y más de 30 videos de demostración de laboratorio que muestran a la química en acción.
- Más de 100 Actividades del estudiante, actividades interactivas y simulaciones que permiten al estudiante aprender tomando la iniciativa, modificando condiciones, ajustando variables y estableciendo tendencias.
- El software MediaPortfolio que permite buscar temas con imágenes miniatura, o buscar por palabras o tipos de medio, con vínculos al contenido del texto.

Al estudiante

Química: la ciencia central, novena edición, pretende introducir al lector a la química moderna. Durante los muchos años en que hemos practicado la química, hemos constatado que esta ciencia es un reto intelectual emocionante y una parte extraordinariamente rica y variada de nuestra herencia cultural. Esperamos que, a medida que el lector avance en el estudio de la química, compartirá con nosotros algo de ese entusiasmo, emoción y apreciación. También esperamos que se convenza de la importancia de la química en su vida diaria. Como autores, hemos sido efectivamente contratados por su profesor para ayudarle a usted a aprender química. Con base en los comentarios de estudiantes y profesores que han utilizado este libro en sus ediciones anteriores, creemos que hemos realizado bien esa tarea. Desde luego, confiamos en que el texto seguirá evolucionando a través de ediciones futuras. Lo invitamos a escribirnos para comunicarnos lo que le gusta de este libro, a fin de saber en qué le hemos ayudado más. También, nos gustaría conocer las deficiencias, con objeto de mejorar el libro en ediciones subsecuentes. Nuestras direcciones se proporcionan al final del prefacio.

Consejos para aprender y estudiar química

El aprendizaje de la química requiere tanto la asimilación de muchos conceptos nuevos como el desarrollo de habilidades analíticas. En este texto, le ofrecemos numerosas herramientas para ayudarle a tener éxito en ambas cosas. Proporcionamos los detalles de las características de este libro en la “visita guiada” de las páginas xxxii a la xxxvi. Creemos que le resultará útil examinar dichas características.

Conforme vaya avanzando en el curso de química, es importante que adquiera buenos hábitos de estudio para facilitar el proceso de aprendizaje. Ofrecemos las siguientes sugerencias para tener éxito en el estudio de la química:

¡No se atrasé! En el curso de química, los nuevos temas se apoyan en el material ya presentado. Si se atrasa en su lectura y en la resolución de problemas, se le dificultará mucho más entender las exposiciones y explicaciones de los temas actuales. Estudiar un día antes del examen por lo general es una forma muy poco eficaz de aprender cualquier materia, incluida la química.

Concentre su estudio. La cantidad de información que recibirá en el curso de química a veces le parecerá abrumadora. Es indispensable reconocer los conceptos y destrezas que tienen especial importancia. Escuche con cuidado las pautas y el hincapié hecho por los profesores. Ponga atención en las destrezas que se destacan en los ejercicios de muestra y en las tareas. Tome nota de las frases que aparecen en cursivas en el texto, y estudie los conceptos que se presentan en los resúmenes de los capítulos.

Tome buenos apuntes durante la clase. Sus apuntes serán un registro claro y conciso del material que su profesor considera más importante. Utilice los apuntes junto con el presente texto; es la mejor manera de determinar cuál material se debe estudiar.

Lea someramente los temas del texto, antes de que se traten en clase. Reseñar un tema antes de la clase le permitirá tomar mejores apuntes. Primero lea la introducción y el resumen, y luego haga una lectura rápida del capítulo, saltándose los Ejercicios tipo y las secciones suplementarias. Preste atención a los títulos de las secciones y subsecciones, que dan una idea del alcance de los temas. Evite la idea de que debe aprender y entender todo en la primera vez.

Después de la clase, lea con cuidado los temas tratados en ella. Es probable que necesite leer el material asignado más de una vez para dominarlo. Al leer, preste atención a los conceptos presentados y a su aplicación en los Ejercicios tipo. Una vez que sienta que entiende un Ejercicio tipo, ponga a prueba su comprensión resolviendo el Ejercicio de aplicación que lo acompaña. Al avanzar en el texto, encontrará *Ejercicios integradores resueltos: síntesis de conceptos*. Éstos están diseñados para ver cómo los conceptos y métodos aprendidos en capítulos anteriores se relacionan con el material recién aprendido.

Aprenda el lenguaje de la química. Al estudiar química, encontrará muchas palabras nuevas. Es importante fijarse en ellas y conocer su significado, o las entidades a las que se refieren. Saber identificar las sustancias químicas por su nombre es una destreza importante; puede ayudarle a evitar dolorosos errores en los exámenes.

Intente resolver todos los ejercicios de fin de capítulo asignados. La resolución de los ejercicios señalados por el profesor permite adquirir la práctica necesaria para recordar y utilizar las ideas fundamentales del capítulo. No se puede aprender sólo observando; hay que participar. En particular, no sucumba a la tentación de ver el Manual de soluciones (si tiene acceso a uno), antes de haber hecho un esfuerzo sincero por resolver por su cuenta el ejercicio. Si realmente se atora con un ejercicio, pida ayuda a su profesor, a su asistente o a otro estudiante. Dedicar más de 20 minutos a un solo ejercicio pocas veces es productivo, a menos que se sepa que su grado de dificultad es excepcional.

Aproveche el sitio Web. Algunas cosas se aprenden más fácil descubriendolas, y otras se aprecian mejor en tres dimensiones. Use el sitio Web que acompaña a este texto para sacar el máximo provecho del tiempo que dedique a la química.

Lo fundamental es trabajar duro, estudiar eficazmente y aprovechar las herramientas disponibles, incluido este libro. Queremos ayudarle a aprender más acerca del mundo de la química y a entender por qué es la *ciencia central*.

Agradecimientos

Este libro debe su forma y organización finales a la ayuda y el asiduo trabajo de muchas personas. Varios colegas nos ayudaron inmensamente compartiendo su perspicacia, reseñando nuestra redacción original u ofreciendo sugerencias para mejorar el texto. Queremos agradecer en especial a:

Revisores de la novena edición

John Arnold	University of California, Berkeley	David Lehmpuhl	University of Southern Colorado
Merrill Blackman (Col.)	US Military Academy	Gary L. Lyon	Louisiana State University
Daeg Scott Brenner	Clark University	Albert H. Martin	Moravian College
Gregory Alan Brewer	Catholic University of America	William A. Meena	Rock Valley College
Gary Buckley	Cameron University	Massoud Miri	Rochester Institute of Technology
Gene O. Carlisle	Texas A&M University	Eric Miller	San Juan College
Dana Chatellier	University of Delaware	Mohammad Moharerrzadeh	Bowie State University
William Cleaver	University of Vermont	Kathleen E. Murphy	Daemen College
Elzbieta Cook	University of Calgary	Robert T. Paine	University of New Mexico
Dwaine Davis	Forsyth Tech Community College	Albert Payton	Broward C. C.
Angel C. de Dios	Georgetown University	Kim Percell	Cape Fear Community College
John Farrar	University of St. Francis	Nancy Peterson	North Central College
Clark L. Fields	University of Northern Colorado	James P. Schneider	Portland Community College
Jan M. Fleischner	The College of New Jersey	Eugene Stevens	Binghamton University
Peter Gold	Penn State University	James Symes	Cosumnes River College
Michael Greenlief	University of Missouri	Edmund Tisko	University of NE at Omaha
John M. Halpin	New York University	Richard S. Treptow	Chicago State University
Robin Horner	Fayetteville Tech Community College	Claudia Turro	The Ohio State University
Roger K. House	Moraine Valley College	Maria Vogt	Bloomfield College
William Jensen	South Dakota State University	Sarah West	University of Notre Dame
Siam Kahmis	University of Pittsburgh	Linda M. Wilkes	University of Southern Colorado
John W. Kenney	Eastern New Mexico University	Darren L. Williams	West Texas A&M University
George P. Kreishman	University of Cincinnati	Troy D. Wood	SUNY-Buffalo
Paul Kreiss	Anne Arundel Community College	David Zax	Cornell University

Verificadores de exactitud de la novena edición

Boyd Beck	Snow College	Robert Paine	Rochester Institute of Technology
B. Edward Cain	Rochester Institute of Technology	Christopher J. Peebles	University of Tulsa
Thomas Edgar Crumm	Indiana University of Pennsylvania	Jimmy R. Rogers	University of Texas at Arlington
Angel de Dios	Georgetown University	Iwao Teraoka	Polytechnic University
David Easter	Southwest Texas State University	Richard Treptow	Chicago State University
Jeffrey Madura	Duquesne University	Maria Vogt	Bloomfield College
Hilary L. Maybaum	Think Quest, Inc.		

Nuestro agradecimiento especial a quienes proporcionaron valiosa retroalimentación a los autores y/o a la casa editorial:

James Birk	Arizona State University	Roger DeKock	Calvin College
Rik Blumenthal	Auburn University	Friedrich Koknat	Youngstown State University
Daniel T. Haworth	Marquette University	Thomas R. Webb	Auburn University

Revisores de ediciones previas

John J. Alexander	University of Cincinnati	Donald E. Linn, Jr.	Indiana University-Purdue University
Robert Allendoerfer	SUNY-Buffalo		Indianapolis
Boyd R. Beck	Snow College	David Lippmann	Southwest Texas State
James A. Boiani	College at Geneseo-SUNY	Ramón López de la Vega	Florida International University
Kevin L. Bray	Washington State University	Preston J. MacDougall	Middle Tennessee State University
Edward Brown	Lee University	Asoka Marasinghe	Moorhead State University
Donald L. Campbell	University of Wisconsin-Eau Claire	Earl L. Mark	ITT Technical Institute
Stanton Ching	Connecticut College	William A. Meena	Rock Valley College
Robert D. Cloney	Fordham University	Gordon Miller	Iowa State University
Edward Werner Cook	Tunxis Community Technical College	Massoud (Matt) Miri	Rochester Institute of Technology
John M. DeKorte	Glendale Community College	Kathleen E. Murphy	Daemon College
Roger Frampton	Tidewater Community College	Ross Nord	Eastern Michigan University
Joe Franek	University of Minnesota	Robert H. Paine	Rochester Institute of Technology
John I. Gelder	Oklahoma State University	Mary Jane Patterson	Brazosport College
Thomas J. Greenbowe	Iowa State University	Robert C. Pfaff	Saint Joseph's College
Eric P. Grimsrud	Montana State University	Jeffrey A. Rahn	Eastern Washington University
Marie Hankins	University of Southern Indiana	Mark G. Rockley	Oklahoma State University
Robert M. Hanson	St. Olaf College	Jimmy Rogers	University of Texas, Arlington
Gary G. Hoffman	Florida International University	James E. Russo	Whitman College
Robin Horner	Fayetteville Tech Community College	Michael J. Sanger	University of Northern Iowa
Donald Kleinfelter	University of Tennessee-Knoxville	Jerry L. Sarquis	Miami University
Manickam Krishnamurthy	Howard University	Gray Scrimgeour	University of Toronto
Brian D. Kybett	University of Regina	Richard Treptow	Chicago State University
William R. Lammela	Nazareth College	Laurence Werbelow	New Mexico Institute of Mining and Technology
John T. Landrum	Florida International University	Troy D. Wood	SUNY-Buffalo
N. Dale Ledford	University of South Alabama		
Ernestine Lee	Utah State University		

Verificadores de exactitud de ediciones previas

Leslie Kinsland	University of Louisiana, Lafayette	Robert H. Paine	Rochester Institute of Technology
Albert Martin	Moravian College	Richard Perkins	University of Louisiana, Lafayette
Robert Nelson	Georgia Southern University		

Nuestro agradecimiento especial a otras personas que intervinieron en la revisión del texto de la edición anterior y sus diversos componentes:

Pat Amateis	Virginia Polytechnic Institute and State University	Barbara Mowery	Yorktown, VA
Randy Hall	Louisiana State University	Helen Richter	University of Akron
Daniel T. Haworth	Marquette University	David Shinn	University of Hawaii at Hilo
Neil Kestner	Louisiana State University	John Vincent	University of Alabama
		Karen Weichelman	University of Louisiana, Lafayette

También nos gustaría expresar nuestro profundo agradecimiento a nuestros colegas de Prentice Hall, quienes han trabajado tan duro para hacer posible esta edición: Nicole Folchetti, nuestra editora de química, que aportó imaginación y energía a esta edición y ensambló todas las partes, a veces contra nuestra interferencia; Carol Trueheart y Ray Mullaney, nuestros editores de desarrollo editorial, cuyo compromiso a largo plazo con este libro han ayudado a mantenerlo en primer plano; John Challice, editor en jefe, que sigue con su costumbre de apoyarnos y hacer valiosas aportaciones; Kathleen Schiaparelli, editora ejecutiva adjunta, por su apoyo y estímulo; John Murdzek, nuestro editor de desarrollo, cuyo buen juicio y perspicaz ojo han cuidado el estilo y calidad de presentación del libro; Fran Daniele, que trabajó con un programa muy difícil para sacarnos avante en el proceso de producción; Paul Draper, nuestro editor audiovisual; y Ann Madura, editora de desarrollo audiovisual, que han seguido ampliando el valor y el alcance de los materiales audiovisuales del libro; Jerry Marshall, nuestro investigador de fotografías, Kristen Kaiser, gerente de proyecto y Eliana Ortiz, asistente editorial, por sus valiosas aportaciones especiales al proyecto.

Hacemos patente en especial nuestra gratitud a todos los estudiantes y profesores que nos proporcionaron comentarios y sugerencias acerca de *Química: la ciencia central, octava edición*. Verán muchas de sus sugerencias incorporadas en la novena edición.

Por último, agradecemos a nuestros familiares y amigos su amor, apoyo y paciencia durante la realización de esta edición.

Theodore L. Brown
School of Chemical Sciences
University of Illinois
Urbana, IL 61801
tlbrown@uiuc.edu

H. Eugene LeMay, Jr.
Department of Chemistry
University of Nevada
Reno, NV 89557
lemay@unr.edu

Bruce E. Bursten
Department of Chemistry
The Ohio State University
Columbus, OH 43210
bursten.1@osu.edu

Julia R. Burdge
Florida Atlantic University
Honors College
Jupiter, Florida 33458
jburdge@fau.edu

Guía del estudiante para usar este texto

Las páginas siguientes presentan un recorrido de las características principales del texto y de sus componentes audiovisuales integrados. Este sistema de aprendizaje se diseñó pensando en usted, el estudiante. Esperamos que disfrute su estudio de la química, *la ciencia central*.

Cómo orientarse

► Lo que veremos ◀

- Iniciaremos nuestro estudio con una perspectiva muy breve de qué es la química y por qué es útil estudiarla.
- Luego examinaremos las formas fundamentales de clasificar los materiales, distinguiendo entre *sustancias puras* y *mezclas*, y observando que hay dos tipos de sustancias puras básicamente distintas: *elementos* y *compuestos*.
- Luego consideraremos algunas de las *propiedades* que usamos para caracterizar, identificar y separar sustancias.
- Muchas propiedades se basan en mediciones cuantitativas, que tienen tanto números como unidades.

Secciones “Lo que veremos”

Si al principio de cada capítulo lee las secciones “Lo que veremos”, tendrá una idea de lo que se verá en el capítulo y podrá reconocer las ideas y relaciones clave de los temas del capítulo.

Resolución de problemas

Aprender a resolver eficazmente problemas es una de las metas más importantes de este curso. Para ayudarle a adquirir confianza en la resolución de problemas, el texto integra varias características pedagógicas.

Soluciones detalladas

Muestran la estrategia y los procesos mentales que intervienen en la resolución de cada ejercicio.

EJERCICIO TIPO 3.13

El ácido ascórbico (vitamina C) contiene 40.92% en masa de C, 4.58% en masa de H y 54.50% en masa de O. Determine la fórmula empírica del ácido ascórbico.

Solución

Análisis: Se nos dan los porcentajes en masa de los elementos en el ácido ascórbico y se nos pide la fórmula empírica.

Estrategia: La estrategia para determinar la fórmula empírica de una sustancia a partir de su composición elemental implica los cuatro pasos que se dan en la figura 3.11.

Resolución: Primero suponemos, por sencillez, que tenemos exactamente 100 g del material (aunque podríamos usar cualquier cantidad). En 100 g de ácido ascórbico tenemos

40.92 g C, 4.58 g H, y 54.50 g O.

Segundo, calculamos el número de moles de cada elemento en esta muestra:

$$\text{Moles de C} = (40.92 \text{ g C}) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} \right) = 3.407 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles de H} = (4.58 \text{ g H}) \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} \right) = 4.54 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles de O} = (54.50 \text{ g O}) \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} \right) = 3.406 \text{ mol O}$$

$$\text{C: H: O} = \frac{3.407}{3.406} : \frac{4.54}{3.406} : \frac{3.406}{3.406} = 1.000 : 1.33 : 1.000$$

$$\text{C: H: O} = 3(1:1.33:1) = 3:4:3$$



Tercero, determinamos la proporción entera de moles más simple dividiendo cada número de moles entre el número más pequeño de moles, 3.406:

La relación para H se aleja demasiado de 1 para atribuir la diferencia a errores experimentales; de hecho, es muy cercana a $1\frac{1}{3}$. Esto sugiere que, si multiplicamos las proporciones por 3, obtendremos números enteros:

Las proporciones molares enteras no dan los subíndices de la fórmula empírica. Así, la fórmula empírica es

Comprobación: Es tranquillizador ver que los subíndices son números enteros de tamaño moderado. De otra forma, no tendríamos muchas bases para juzgar qué tan razonable es nuestra respuesta.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Se determina que una muestra de 5.325 g de benzoato de metilo, un compuesto empleado en la elaboración de perfumes, contiene 3.758 g de carbono, 0.316 g de hidrógeno y 1.251 g de oxígeno. Obtenga la fórmula empírica de esta sustancia.

Respuesta: $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$

Análisis/estrategia/

resolución/comprobación

Ofrece un marco coherente para entender mejor qué nos están pidiendo, planear cómo resolver cada problema y verificar que la respuesta sea correcta.

Ejemplos resueltos a dos columnas

En EJERCICIO TIPO, se explican los procesos mentales que intervienen en cada paso de un cálculo matemático, a fin de que el lector entienda conceptualmente el cálculo.

Ejercicio de aplicación

Incluyen respuestas pero no soluciones, lo que da al lector la oportunidad de probar sus conocimientos y obtener retroalimentación inmediata.

Estrategias en química

Los recuadros de *Estrategias en química* le enseñan a analizar la información y organizar sus ideas; están diseñados para ayudarle a mejorar tanto su capacidad de resolución de problemas como su habilidad de razonamiento crítico.

Ejercicios de fin de capítulo

- La primera sección de ejercicios se agrupa por tema. Los ejercicios se presentan en pares que ofrecen múltiples oportunidades de probar cada concepto.
- Los ejercicios apareados van seguidos de una serie de *ejercicios adicionales*. Éstos no vienen en categorías, porque en muchos de ellos intervienen múltiples conceptos del capítulo.
- Hay *ejercicios integradores* al final de los capítulos apropiados que conectan conceptos del capítulo en curso con los de capítulos anteriores. Estos ejercicios ayudan a entender más a fondo las interrelaciones de la química. Además, sirven como repaso general de los conceptos importantes. Muchos capítulos contienen también un *Ejercicio integrador resuelto* al final del capítulo que permite practicar la resolución de problemas que abarcan más de un concepto.
- Al final del libro se dan las respuestas de los ejercicios con número rojo. Los ejercicios más difíciles se indican encerrando en corchetes el número del ejercicio.
- Los *Ejercicios con el CD-ROM* se contestan usando los videos y simulaciones del sitio Web acompañante. Si contesta estas preguntas, ampliará su comprensión práctica del material.



Estrategias en química

Reconocimiento de patrones

Alguien dijo alguna vez que beber de la fuente del conocimiento en un curso de química equivale a beber de una toma de agua para incendio. Es verdad que en ocasiones el ritmo parece vertiginoso, pero lo más importante es que nos podemos ahogar en los datos si no percibimos los patrones generales. La importancia del uso de patrones y del aprendizaje de reglas y generalizaciones es que nos ahoran tener que aprender (o memorizar) muchos datos individuales; vinculan las ideas principales para que no nos perdamos en los detalles.

A muchos estudiantes les cuesta trabajo la química porque no perciben las relaciones entre los temas, los vínculos entre las ideas. En consecuencia, tratan cada idea y problema como algo único, en lugar de un ejemplo o aplicación de una regla, procedimiento o relación.

ción amplia de información. Advierta, por ejemplo, cómo la estructura atómica nos ayuda a entender la existencia de isótopos (como se observa en la tabla 2.2) y cómo la tabla periódica nos ayuda a recordar las cargas de los iones (como se ve en la figura 2.22). Tal vez el lector se sorprenda a sí mismo observando patrones que ni siquiera hemos mencionado explícitamente. Es posible incluso que haya observado ciertas tendencias en las fórmulas químicas. Si nos movemos a lo ancho de la tabla periódica desde el elemento 11, Na, vemos que los elementos forman compuestos con F que tienen las siguientes composiciones: NaF, MgF₂ y AlF₃. ¿Continúa esta tendencia? ¿Existen SiF₄, PF₅ y SF₆? Claro que sí. Si ha captado tendencias como éstas a partir de las migajas de información que ha visto, está en ven-

Ejercicios

Naturaleza de la energía

- 5.1 ¿En qué dos formas puede estar la energía que tiene un objeto? ¿En qué difieren esas dos formas?

- 5.2 Suponga que lanza una pelota de tenis hacia arriba. (a) ¿La energía cinética de la pelota aumenta o disminuye conforme asciende? (b) ¿Qué sucede con la energía potencial de la pelota conforme ésta asciende? (c) Si se imparte la misma cantidad de energía a una esfera del mismo tamaño que la pelota de tenis, pero con el doble de masa, ¿qué altura alcanzará en comparación con la pelota de tenis? Explique sus respuestas.

- 5.3 (a) Calcule la energía cinética en joules de una pelota de golf de 45 g que se mueve a 61 m/s. (b) Convierta esta energía a calorías. (c) ¿Qué sucede con esta energía cuando la pelota cae en una trampa de arena?

- 5.4 (a) ¿Qué energía cinética en joules tiene una motocicleta de 950 lb que avanza a 68 mph? (b) ¿En qué factor cambiaría la en-

ta en-

34 m

tocial

- 5.5 En muchos trabajos de ingeniería es común usar la unidad térmica británica (Btu). Una Btu es la cantidad de calor que es necesario para elevar la temperatura de 1 lb de agua en 1°F. ¿Cuántos joules hay en una Btu?

- 5.6 El watt es una unidad de potencia (la rapidez de cambio de la energía) igual a 1 J/s. ¿Cuántos joules hay en un kilowatt-hour?

- 5.7 Un adulto irradia aproximadamente el mismo calor a su entorno que una bombilla incandescente de 100 watts. ¿Cuánta energía total en kcal irradia a su entorno un adulto en 24 horas?

- 5.8 Describa la fuente de la energía y la naturaleza de las conversiones de energía que se efectúan cuando una bombilla eléctrica de 100 watts irradia energía a su entorno. Compare esto con la fuente de energía y las conversiones de energía que se efectúan cuando una persona adulta irradia energía a su entorno.

EJERCICIO INTEGRADOR RESUELTO 11: Síntesis de conceptos

La sustancia CS₂ tiene un punto de fusión de -110.8°C y un punto de ebullición de 46.3°C. Su densidad a 20°C es de 1.26 g/cm³, y es altamente inflamable. (a) ¿Cómo se llama este compuesto? (b) Si quisiera consultar las propiedades de esta sustancia en el *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, se dirigiría a la sección de compuestos inorgánicos u orgánicos? Explique. (c) ¿Cómo clásificaria CS₂(s) en cuanto a tipo de sólido cristalino? (d) Escriba una ecuación balanceada para la combustión de este compuesto en aire. (Tendrá que decidir cuáles son los productos de oxidación más probables.) (e) La temperatura y presión críticas de CS₂ son 552 K y 78 atm, respectivamente. Compare estos valores con los del CO₂ (Tabla 11.5) y comente los posibles orígenes de las diferencias. (f) ¿Podría esperar que la densidad de CS₂ a 40°C sea mayor o menor que a 20°C? ¿Qué explica la diferencia?

Solución: (a) El compuesto se llama disulfuro de carbono, por analogía con los nombres de otros compuestos moleculares binarios. (Sección 2.8) (b) La sustancia aparecerá como compuesto inorgánico; no contiene enlaces carbono-carbono ni enlaces C—H, que son las características estructurales comunes de los compuestos orgánicos. (c) Dado que CS₂(s) consiste en moléculas individuales de CS₂, será un sólido molecular en el esquema de clasificación de la tabla 11.7. (d) Los productos más probables de la combustión son CO₂ y SO₂. (Secciones 3.2 y 2.6) En ciertas condiciones, podría formarse SO₃, pero esto sería menos probable. Por tanto, tenemos la ecuación siguiente para la combustión:

Ejercicios con el CD-ROM

- 4.105 El video *Electrólitos y no electrólitos* (*Electrolytes and Non-Electrolytes*, Capítulo 4.1) y los videos *Ácidos acuosos y Bases acuosas* (*Aqueous Acids and Aqueous Bases*, Capítulo 4.3) ilustran el comportamiento de diversas sustancias en disolución acuosa. Para cada una de las siete sustancias mencionadas en los videos, escriba la ecuación química que corresponde a su disolución en agua. (La fórmula química del azúcar es C₁₂H₂₂O₁₁.) Si resulta apropiado, use la notación de flecha doble.

- 4.109 Después de ver el video *Formación de una disolución a partir de un sólido* (*Solution Formation from a Solid*, Capítulo 4.5), contesta las preguntas siguientes: (a) Si no tomamos en cuenta la masa del papel para pesar, ¿cómo diferirá nuestro cálculo de la concentración real de la disolución? (b) Describa el proceso de preparar una disolución acuosa de concentración conocida a partir de un sólido. (c) ¿Por qué es necesario hacer la disolución de la forma que se describe en el video, en vez de llenar el

Central Science Live - sitio Web acompañante

www.pearsoneducion.net/brown

El sitio Web Brown/LeMay/Bursten se diseñó específicamente para apoyar y ampliar el estudio de la química. Cuenta con un **Centro de resolución de problemas** donde el lector tendrá acceso a más de 2500 ejercicios conceptuales y cuantitativos adicionales. Cada problema se clasifica por capítulo y se relaciona con el texto; además, ofrece sugerencias y retroalimentación específica cuando la respuesta es incorrecta.





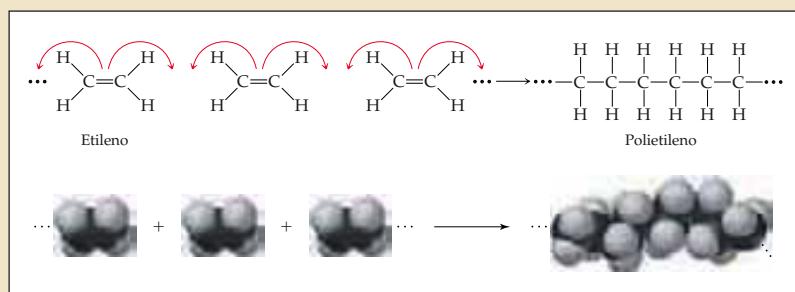
Visualización

Uno de los retos que el estudiante enfrenta en química general es la naturaleza a menudo abstracta del tema. En primer lugar, la química utiliza un lenguaje simbólico basado en fórmulas y ecuaciones químicas. En segundo lugar, la química se basa en el comportamiento de moléculas y átomos: partículas tan pequeñas que no podemos verlas.

Este texto se diseñó expresamente para ayudar al lector a visualizar la química que necesita aprender en su curso. Dedique tiempo a las ilustraciones del texto, le ayudarán a comprender los conceptos de química expuestos.

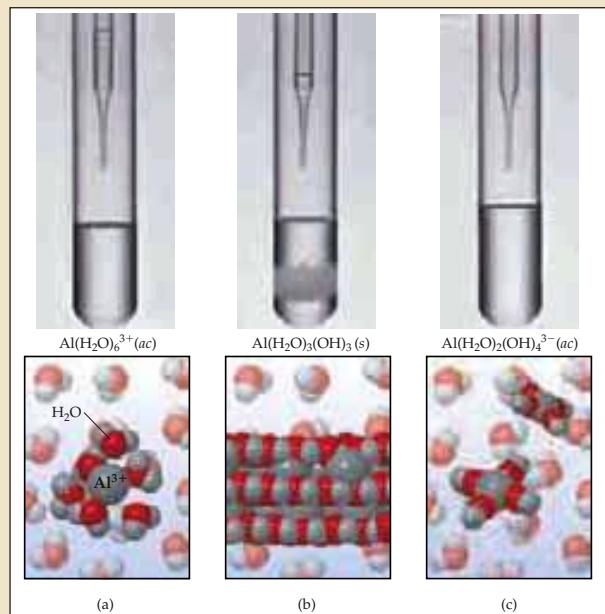
Representaciones simbólicas y moleculares

La cuidadosa inclusión de dibujos moleculares en algunas fórmulas químicas ayuda a ver la relación entre los símbolos que escribimos y las moléculas a las que se refieren



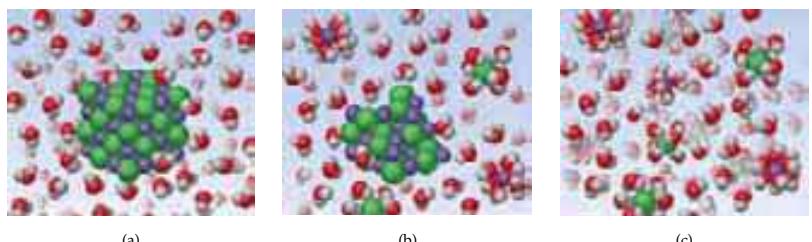
Ilustraciones compuestas

Estas ilustraciones combinan fotografías y dibujos moleculares, y permiten entender mejor las relaciones entre las propiedades macroscópicas de la materia y su estructura microscópica subyacente en los niveles atómico y molecular.



Ilustraciones moleculares

Las imágenes de moléculas y materiales generadas por computadora proporcionan representaciones visuales de la materia en el nivel atómico. Estos dibujos le ayudarán a visualizar las moléculas en tres dimensiones y mejorarán su comprensión de la arquitectura molecular.



(a)

(b)

(c)



Central Science Live — CD

Aunque la ventana primaria a los elementos audiovisuales es el sitio Web acompañante, se cargarán con mucha mayor rapidez si el lector usa el CD. Incluso podrá ver los elementos fuera de línea empleando una herramienta de navegación que viene en el CD.

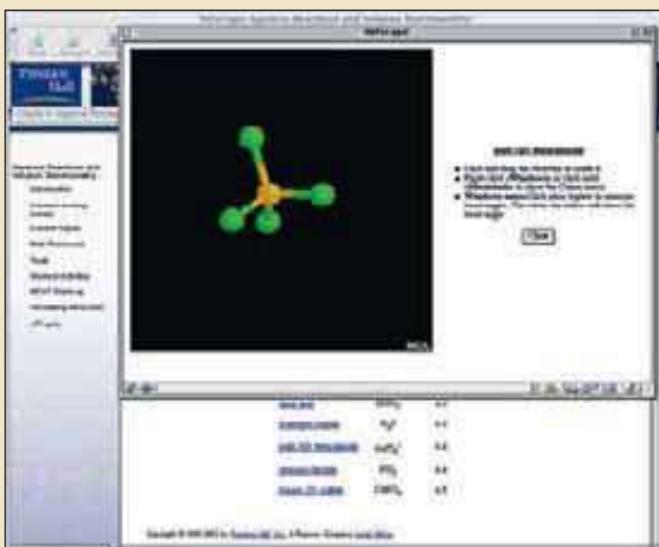
El acompañante audiovisual de *Química: la ciencia central, novena edición* infunde vida al mundo molecular con **más de 90 videos** (incluidas animaciones escritas y desarrolladas por Ted Brown) así como numerosos **modelos en tres dimensiones** (3-D). Además, el sitio Web acompañante ofrece **más de 40 simulaciones**, que guían al estudiante en la realización de experimentos virtuales para descubrir y entender mejor conceptos químicos. La indicación de visitar el sitio Web acompañante es el ícono



Central Science Live - sitio Web acompañante

www.pearsoneducacion.net/brown

El sitio Web Brown/LeMay/Bursten ofrece un módulo de visualización de moléculas que contiene cientos de modelos moleculares. Lo nuevo para esta edición es el módulo de Actividades del estudiante, que contiene vídeos, animaciones y actividades.



Aplicaciones

¿Por qué es la química “la ciencia central”? En este texto y en su curso reconocerá la importancia de la química para sus principales áreas de estudio y en el mundo a su alrededor. Verá por qué la química es fundamental para entender nuestro entorno, los nuevos avances tecnológicos y nuestra sociedad.

Química y vida y La química en acción

Los recuadros *Química y vida* y *La química en acción* subrayan el impacto de la química sobre los sucesos mundiales, descubrimientos científicos y avances médicos. Su profesor podría pedirle leer estos ensayos, o usted podría querer leerlos por su cuenta. Le mostrarán una nueva perspectiva del mundo que lo rodea.



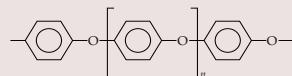
La química en acción Hacia el automóvil de plástico

Hay muchos polímeros que se pueden formular y procesar de modo que adquieran suficiente resistencia estructural, rigidez y estabilidad ante el calor como para sustituir a los metales, el vidrio y otros materiales en diversas aplicaciones. La cubierta exterior de los motores eléctricos y aparatos caseros como cafeteras y abrelatas, por ejemplo, se fabrican con polímeros de fórmula especial. Los *polímeros de ingeniería* se producen específicamente para aplicaciones especiales mediante la selección y combinación de polímeros y la modificación de los pasos de su procesamiento. Por lo regular, cuestan menos y tienen un mejor desempeño que los materiales a los que sustituyen. Además, suele ser mucho más fácil moldear y dar color a las piezas individuales y ensamblarlas para crear el producto final.

El automóvil moderno ofrece muchos ejemplos de los avances que han logrado los polímeros de ingeniería en el diseño y la construcción de automóviles. Desde hace mucho, el interior de los vehículos consta principalmente de materiales plásticos. Gracias al desarrollo de materiales de alto desempeño, se han logrado avances

importantes en la introducción de polímeros de ingeniería como componentes de los motores y partes de carrocerías de los automóviles. Por ejemplo, la figura 12.14 ▶ muestra el múltiple de una serie de motores V-8 para camionetas y vagones Ford. El uso de un polímero de ingeniería en esta aplicación ahora maquinado y varios pasos de ensamblado. El múltiple, hecho de nylon, debe ser estable a altas temperaturas.

También es posible moldear partes de la carrocería con polímeros de ingeniería. Los componentes hechos con estos polímeros suelen pesar menos que los componentes a los que substituyen, y esto mejora el rendimiento del combustible. Los guardafangos del Nuevo Beetle de Volkswagen (Figura 12.15 ▶), por ejemplo, están hechos de nylon reforzado con un segundo polímero, éter de polifenileno (ppe), que tiene la estructura siguiente:



Dado que el polímero de éter de polifenileno confiere rigidez y permanencia,

Una perspectiva más detallada

Los ensayos *Una perspectiva más detallada* complementan el material del capítulo cubriendo con mayor profundidad los temas de gran interés.

Antes de 1940, la tabla periódica terminaba en el uranio, el elemento número 92. Desde entonces, ningún científico ha tenido un impacto tan grande sobre la tabla periódica que Glenn Seaborg (1912-1999). Seaborg (Figura 21.8 ▶) ocupó el puesto de profesor en el departamento de química de la University of California, Berkeley, en 1937. En 1940, él y sus colegas Edwin McMillan, Arthur Wahl y Joseph Kennedy lograron aislar el plutonio (Pu) como producto de la reacción de uranio con neutrones. Hablaremos de las reacciones de este tipo, llamadas *reacciones nucleares*, en el capítulo 21. También veremos el papel clave que el plutonio desempeña en las reacciones de fisión nuclear, como las que se efectúan en las plantas nucleoeléctricas y en las bombas atómicas.

Durante el período de 1944 a 1958, Seaborg y sus colaboradores también lograron identificar los elementos con número atómico del

Una perspectiva más detallada Glenn Seaborg y la historia del seaborgio



Central Science Live — sitio Web acompañante

www.pearsoneducacion.net/brown

El sitio Web Brown/LeMay/Bursten ofrece un centro de recursos de Web que lo vincula con sitios Web seleccionados relacionados con la química. El sitio también le permite acceder a una área de **Temas de actualidad** en la que publicamos con regularidad artículos sobre química tomados de la prensa científica popular.

Acerca de los autores



Theodore L. Brown recibió su doctorado de la Michigan State University en 1956; desde entonces, ha sido miembro del profesorado de la University of Illinois, Urbana-Champaign, donde ahora es profesor emérito de química. El profesor Brown fungió como vicecanciller de investigación y rector de The Graduate College durante 1980-1986, y como director fundador del Arnold and Mabel Beckman Institute for Advanced Science and Technology durante 1987-1993. El profesor Brown ha sido un Alfred P. Sloan Foundation Research Fellow y recibió una Guggenheim Fellowship. En 1972, recibió el American Chemical Society Award por investigaciones en química inorgánica, y otro American Chemical Society Award por servicios distinguidos en la promoción de la química inorgánica en 1993. Fue elegido miembro tanto de la American Association for the Advancement of Science como de la American Academy of Arts and Sciences.

H. Eugene LeMay, Jr. recibió su grado de licenciatura en química de la Pacific Lutheran University (Washington) y su doctorado en química en 1996 de la University of Illinois (Urbana). Después, se unió al profesorado de la University of Nevada, Reno, donde actualmente es profesor de química, siendo profesor visitante en la University of North Carolina at Chapel Hill, en el University College of Wales en Gran Bretaña y en la University of California, Los Angeles. El doctor LeMay es un profesor popular y eficaz, que ha enseñado a miles de estudiantes durante más de 35 años de docencia universitaria. Reconocido por la claridad de sus exposiciones y su sentido del humor, ha recibido varios premios universitarios por docencia, incluidos el University Distinguished Teacher of the Year Award (1991) y el primer Regent's Teacher Award otorgado por la State of Nevada Board of Regents.

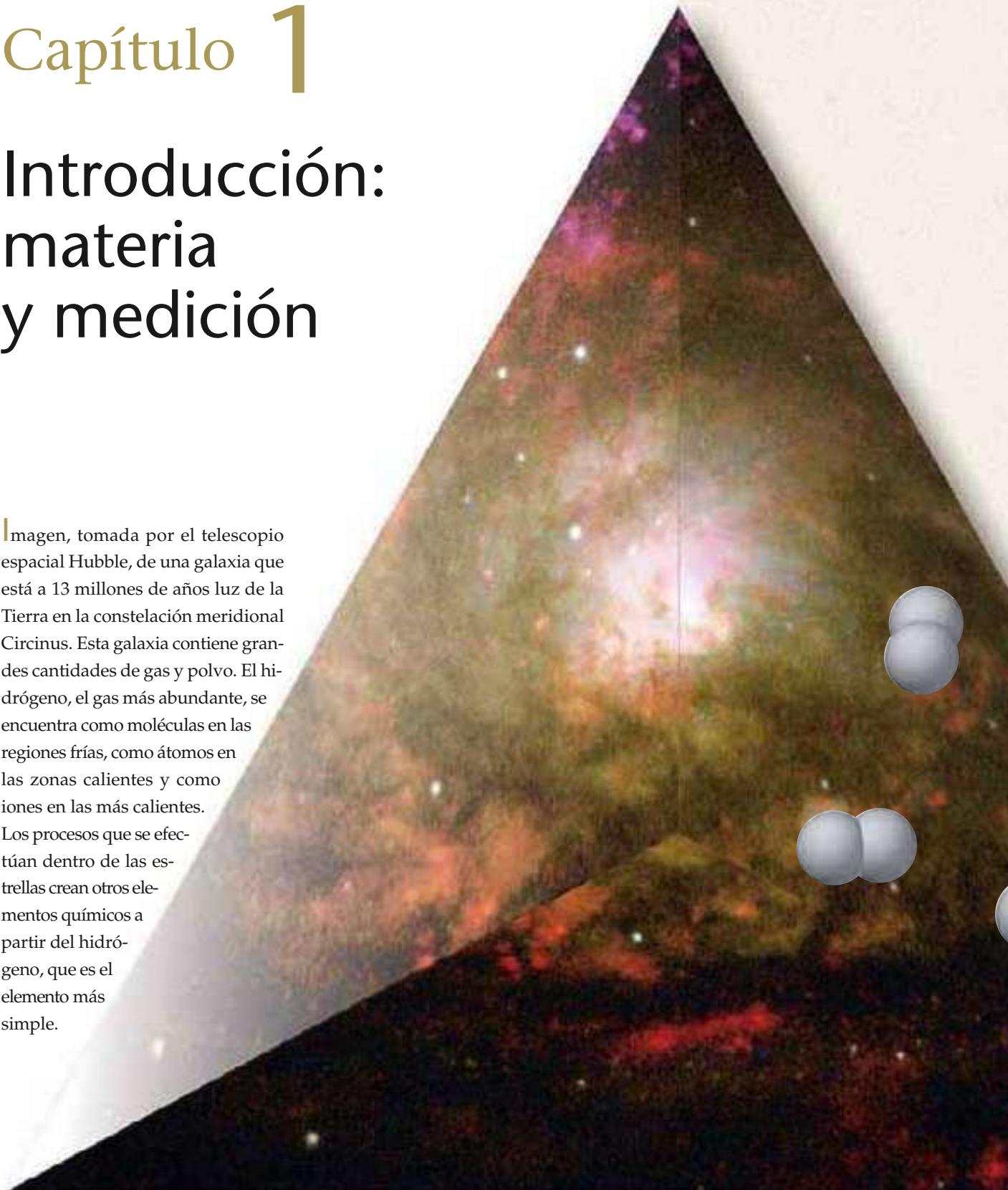
Bruce E. Bursten Recibió su doctorado en química de la University of Wisconsin en 1978. Después de dos años como National Science Foundation Postdoctoral Fellow en la Texas A&M University, se unió al profesorado de The Ohio State University, donde actualmente es Distinguished University Professor. El profesor Bursten ha sido Camille and Henry Dreyfus Foundation Teacher-Scholar y Alfred P. Sloan Foundation Research Fellow. En Ohio State, recibió el University Distinguished Teaching Award en 1982 y en 1996, el Arts and Sciences Student Council Outstanding Teaching Award en 1984, y el University Distinguished Scholar Award en 1990. Además de sus actividades docentes, el programa de investigación del profesor Bursten se concentra en compuestos de los metales de transición y elementos actinídos. Sus investigaciones reciben el apoyo financiero de la National Science Foundation y el Department of Energy.

Julia R. Burdge recibió sus grados de licenciatura (1987) y de maestría (1990) en química de la University of South Florida (Tampa) y su doctorado en química de la University of Idaho (Moscow) en 1994. Después, se unió al profesorado de la University of Akron, donde dirigió el programa de química general entre 1994 y 2001. La profesora Burdge implementó el uso de nuevas tecnologías de educación, aportando importantes recursos a la ampliación del plan de estudios de química general, incluido un moderno laboratorio de computación para el uso de los estudiantes de química general. Goza de gran popularidad en las aulas por su capacidad para explicar los principios de la química en formas que los estudiantes pueden entender y apreciar. En fechas recientes, la profesora Burdge aceptó un puesto en el nuevo Honors College de la Florida Atlantic University en Jupiter, Florida, donde, además de enseñar, realizará investigaciones ecológicas con estudiantes de licenciatura.

Capítulo 1

Introducción: materia y medición

Imagen, tomada por el telescopio espacial Hubble, de una galaxia que está a 13 millones de años luz de la Tierra en la constelación meridional Circinus. Esta galaxia contiene grandes cantidades de gas y polvo. El hidrógeno, el gas más abundante, se encuentra como moléculas en las regiones frías, como átomos en las zonas calientes y como iones en las más calientes. Los procesos que se efectúan dentro de las estrellas crean otros elementos químicos a partir del hidrógeno, que es el elemento más simple.



- 1.1** El estudio de la química
- 1.2** Clasificaciones de la materia
- 1.3** Propiedades de la materia
- 1.4** Unidades de medición
- 1.5** Incertidumbre en las mediciones
- 1.6** Análisis dimensional

¿ALGUNA VEZ se ha preguntado por qué el hielo se derrite y el agua se evapora? ¿Por qué las hojas cambian de color en el otoño y cómo una batería genera electricidad? ¿Por qué si mantenemos fríos los alimentos se retarda su descomposición y cómo nuestros cuerpos usan los alimentos para mantener la vida? La química proporciona respuestas a estas preguntas y a un sinnúmero de otras similares. La química

es el estudio de las propiedades de los materiales y de los cambios que sufren éstos. Uno de los atractivos de aprender química es ver cómo los principios químicos operan en todos los aspectos de nuestra vida, desde las actividades cotidianas como encender un fósforo hasta cuestiones más trascendentales como el desarrollo de medicamentos para curar el cáncer y otras enfermedades.

El lector apenas se inicia en la aventura de estudiar química. En cierto sentido, este libro es su guía para el viaje. Esperamos que, a lo largo de sus estudios, este texto no sea sólo una fuente de información, sino también de disfrute. Tenga siempre presente que los conceptos y datos de la química que le pedirán aprender no son un fin en sí mismos, sino herramientas para entender mejor el mundo que nos rodea. Este primer capítulo sienta los cimientos para nuestro estudio presentando un panorama general de lo que trata la química, así como algunos aspectos fundamentales de la materia y de las mediciones científicas. La lista de la derecha, intitulada "Lo que veremos", resume las ideas que consideraremos en el capítulo.

► Lo que veremos ◀

- Iniciaremos nuestro estudio con una perspectiva muy breve de qué es la química y por qué es útil estudiarla.
- Luego examinaremos las formas fundamentales de clasificar los materiales, distinguiendo entre *sustancias puras* y *mezclas*, y observando que hay dos tipos de sustancias puras básicamente distintas: *elementos* y *compuestos*.
- Luego consideraremos algunas de las *propiedades* que usamos para caracterizar, identificar y separar sustancias.
- Muchas propiedades se basan en mediciones cuantitativas, que tienen tanto números como unidades.
- Las unidades de medición empleadas en ciencias son las del *sistema métrico*, un sistema decimal de medidas.
- La incertidumbre inherente a todas las cantidades medidas y a las obtenidas de cálculos en los que intervienen cantidades medidas se expresa con el número de dígitos significativos o *cifras significativas* con que se informa un número.
- En los cálculos se utilizan números y unidades; utilizar las unidades correctas en un cálculo es una forma importante de comprobar que el resultado sea correcto.

1.1 El estudio de la química

Antes de viajar a una ciudad desconocida, es recomendable estudiar un mapa para tener una idea de cómo llegar ahí. Dado que el lector tal vez no está familiarizado con la química, le conviene formarse una idea general de lo que le espera antes de iniciar el viaje. De hecho, podríamos incluso preguntarnos por qué vamos a realizarlo.

La perspectiva molecular de la química

La química implica estudiar las propiedades y el comportamiento de la materia. La **materia** es el material físico del universo; es cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio. Este libro, nuestro organismo, la ropa que usamos y el aire que respiramos son ejemplos de materia. No todas las formas de la materia son tan comunes o tan conocidas, pero incontables experimentos han demostrado que la enorme variedad de la materia en nuestro mundo se debe a combinaciones de apenas poco más de un ciento de sustancias muy básicas o elementales, llamadas **elementos**. Al avanzar en este texto, trataremos de relacionar las propiedades de la materia con su composición; esto es, con los elementos específicos que contiene.

La química también proporciona antecedentes para entender las propiedades de la materia en términos de **átomos**, los bloques de construcción casi infinitesimalmente pequeños de la materia. Cada elemento se compone de una sola clase de átomos. Veremos que las propiedades de la materia se relacionan no sólo con las clases de átomos que contiene (*composición*), sino también con la organización de dichos átomos (*estructura*).

Los átomos se pueden combinar para formar **moléculas**, en las que dos o más átomos se unen en estructuras específicas. En todo este texto representaremos las moléculas con esferas coloreadas para mostrar cómo se enlanzan sus átomos constituyentes (Figura 1.1 ▶). El color sólo es una forma conveniente de distinguir los átomos de diferentes elementos. Las moléculas de etanol y etilenglicol, representadas en la figura 1.1, difieren en su composición. El etanol contiene una esfera, que representa un átomo de oxígeno, mientras que el etilenglicol contiene dos.

Incluso diferencias, que pueden parecer triviales en la composición y estructura de las moléculas, pueden dar pie a diferencias profundas en sus propiedades. El etanol, también llamado alcohol de grano, es el alcohol de las bebidas como cerveza y vino. El etilenglicol, en cambio, es un líquido viscoso que se emplea en los anticongelantes.



Ejercicios con el CD-ROM
Oxígeno, agua, dióxido de carbono, etanol, etilenglicol, aspirina
(Oxygen, Water, Carbon Dioxide, Ethanol, Ethylene Glycol, Aspirin)



(a) Oxígeno



(b) Agua



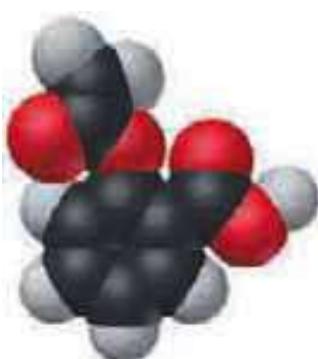
(c) Dióxido de carbono



(d) Etanol



(e) Etilenglicol



(f) Aspirina

▲ **Figura 1.1** Modelos moleculares. Las esferas blancas, gris oscuro y rojo representan átomos de hidrógeno, carbono y oxígeno, respectivamente.

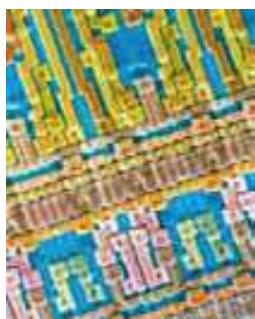
gelantes para automóviles. Las propiedades de estas dos sustancias difieren en muchos aspectos, incluidas las temperaturas a las que se congelan y hierven. Uno de los retos que enfrentan los químicos es el de producir moléculas de forma controlada, creando nuevas sustancias con diferentes propiedades.

Todo cambio en el mundo observable —desde el agua en ebullición hasta los cambios que ocurren cuando nuestro organismo combate a los virus invasores— se basa en el mundo no observable de los átomos y las moléculas. Por tanto, conforme nos adentremos en el estudio de la química, comenzaremos a pensar dentro de dos reinos, el reino *macroscópico* de los objetos de tamaño ordinario (*macro* = grande) y el reino *submicroscópico* de los átomos. Efectuamos nuestras observaciones en el mundo macroscópico de nuestros sentidos ordinarios; en el laboratorio y en nuestro entorno. Sin embargo, para entender ese mundo debemos visualizar el comportamiento de los átomos.

¿Por qué estudiar química?

La química permite obtener un entendimiento importante de nuestro mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia eminentemente práctica que tiene una influencia enorme sobre nuestra vida diaria. De hecho, la química está en el centro de muchas cuestiones que preocupan a casi todo mundo: el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del entorno, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimento, vestido y albergue. Con la ayuda de la química, hemos descubierto sustancias farmacéuticas que fortalecen nuestra salud y prolongan nuestra vida. Hemos aumentado la producción de alimentos mediante el desarrollo de fertilizantes y plaguicidas. Hemos creado plásticos y otros materiales que se usan en casi todas las facetas de nuestra vida. Desafortunadamente, algunos productos químicos también pueden dañar nuestra salud o el entorno. Nos conviene, como ciudadanos educados y consumidores, entender los profundos efectos, tanto positivos como negativos, que las sustancias químicas tienen sobre nuestra vida, y encontrar un equilibrio sobre su uso.

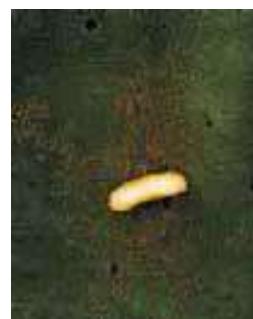
No obstante, casi todos los lectores de esta obra estarán estudiando química no sólo para satisfacer su curiosidad o para convertirse en consumidores o ciudadanos más informados, sino porque es un componente obligatorio de su plan de estudios. La carrera que están estudiando podría ser biología, ingeniería, agronomía, geología o algún otro campo. ¿Por qué tantos temas diversos tienen un vínculo esencial con la química? La respuesta es que la química, por su misma naturaleza, es la *ciencia central*. Nuestras interacciones con el mundo material hacen surgir preguntas fundamentales acerca de los materiales que nos rodean. ¿Qué composición y propiedades tienen? ¿Cómo interactúan con nosotros y con el entorno? ¿Cómo, por qué y cuándo cambian? Estas preguntas son importantes sea que el material forme parte de un *chip* de computadora de alta tecnología, un pigmento empleado por un pintor del Renacimiento o el ADN (o DNA, siglas usadas internacionalmente) que transmite información genética en nuestro cuerpo (Figura 1.2 ▶). La química proporciona respuestas a éstas y a innumerables preguntas más.



(a)



(b)



(c)

◀ **Figura 1.2** (a) Vista microscópica de un *chip* de computadora.
 (b) Pintura del Renacimiento, *Muchacha que lee*, por Vittore Carpaccio (1472-1526). (c) Hebra larga de ADN que se salió de una bacteria cuya pared celular sufrió daños.

Al estudiar química, aprenderemos a usar el potente lenguaje y las ideas que han surgido para describir y entender la materia. El lenguaje de la química es un lenguaje científico universal que se emplea ampliamente en otras disciplinas. Además, entender el comportamiento de los átomos y las moléculas nos permite comprender mejor otras áreas de la ciencia, la tecnología y la ingeniería modernas. Por esta razón, es probable que la química desempeñe un papel importante en su futuro. El lector estará mejor preparado para el futuro si amplía su entendimiento de los principios químicos, y el objetivo de este libro es ayudarle a alcanzar esa meta.



La química en acción La química y la industria química

Muchos conocemos productos químicos caseros comunes como los que se muestran en la figura 1.3 ▶, pero pocos nos damos cuenta de lo enorme e importante que es la industria química. Las ventas mundiales de productos químicos y relacionados con la química fabricados en Estados Unidos ascienden a más de 400,000 millones de dólares anuales. La industria química da empleo a más del 10% de todos los científicos e ingenieros y contribuye de manera importante a la economía estadounidense.

Se producen enormes cantidades de productos químicos cada año que sirven como materia prima en diversas aplicaciones, incluidas la fabricación de metales, plásticos, fertilizantes, medicamentos, combustibles, pinturas, adhesivos, plaguicidas, fibras sintéticas, chips microprocesadores y muchos otros productos. En la tabla 1.1 ▼ se enumeran los principales 10 productos químicos fabricados en Estados Unidos. Estudiaremos muchas de estas sustancias y sus usos conforme el curso avance.

Quienes tienen estudios de química cubren diversos puestos en la industria, el gobierno y las universidades. Los que trabajan en la industria química encuentran acomodo como químicos de laboratorio, realizando experimentos para desarrollar nuevos productos (investigación y desarrollo), analizando materiales (control de calidad) o ayudando a los clientes a usar los productos (ventas y servicio). Aquellos con más experiencia o capacitación pueden trabajar como gerentes o directores de empresas. También hay carreras alternas para las que la química puede servir como preparación: docencia, medicina, investigaciones biomédicas, informática, ecología, ventas técnicas, trabajo con organismos gubernamentales reguladores y leyes de patentes.



▲ Figura 1.3 Muchos productos de supermercado comunes tienen composiciones químicas muy sencillas.

TABLA 1.1 Los 10 principales productos químicos elaborados por la industria química en el 2000^a

Lugar	Sustancia	Fórmula	Producción en el 2000 (miles de millones de libras)	Usos finales principales
1	Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	87	Fertilizantes, plantas químicas
2	Nitrógeno	N ₂	81	Fertilizantes
3	Oxígeno	O ₂	55	Acero, soldadura
4	Etileno	C ₂ H ₄	55	Plásticos, anticongelante
5	Cal viva	CaO	44	Papel, cemento, acero
6	Amóniaco	NH ₃	36	Fertilizantes
7	Propileno	C ₃ H ₆	32	Plásticos
8	Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	26	Fertilizantes
9	Cloro	Cl ₂	26	Blanqueadores, plásticos, purificación de agua
10	Hidróxido de sodio	NaOH	24	Producción de aluminio, jabón

^aCasi todos los datos se tomaron de *Chemical and Engineering News*, 25 de junio de 2001, pp. 45 y 46.

1.2 Clasificaciones de la materia

Iniciemos nuestro estudio de la química examinando algunas formas fundamentales de clasificar y describir la materia. Dos de los principales métodos de clasificación de la materia se basan en su estado físico (como gas, líquido o sólido) y en su composición (como elemento, compuesto o mezcla).

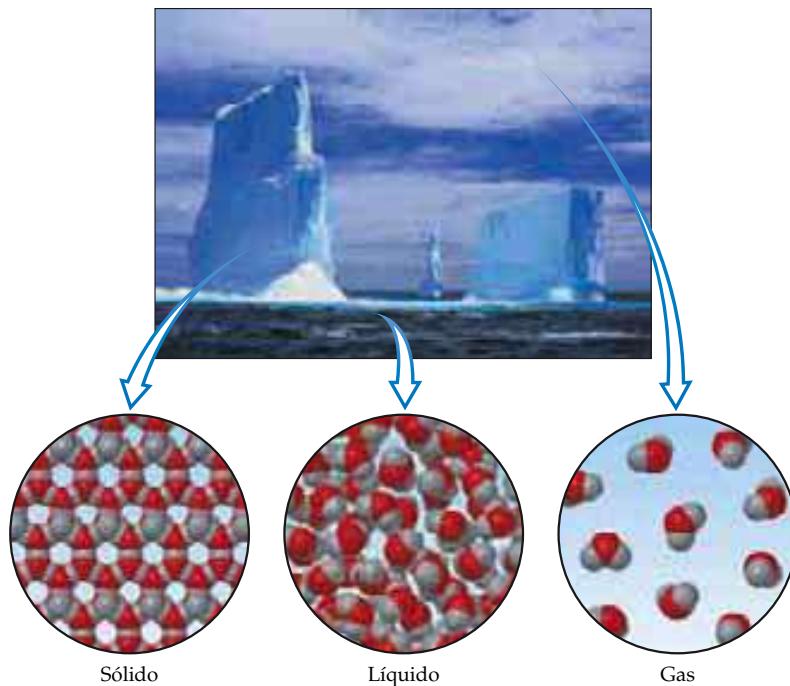
Estados de la materia

Una muestra de materia puede ser gaseosa, líquida o sólida. Estas tres formas de materia se denominan **estados de la materia**. Los estados de la materia difieren en algunas de sus propiedades observables. Un **gas** (también llamado *vapor*) no tiene volumen ni forma fijos; más bien, se ajusta al volumen y la forma del recipiente que lo contiene. Podemos comprimir un gas de modo que ocupe un volumen más pequeño, o expandirlo para ocupar uno mayor. Un **líquido** tiene un volumen definido independiente del recipiente pero no tiene forma específica; asume la forma de la porción del recipiente que ocupa. Un **sólido** tiene forma y volumen definidos; es rígido. Ni los líquidos ni los sólidos pueden comprimirse de forma apreciable.

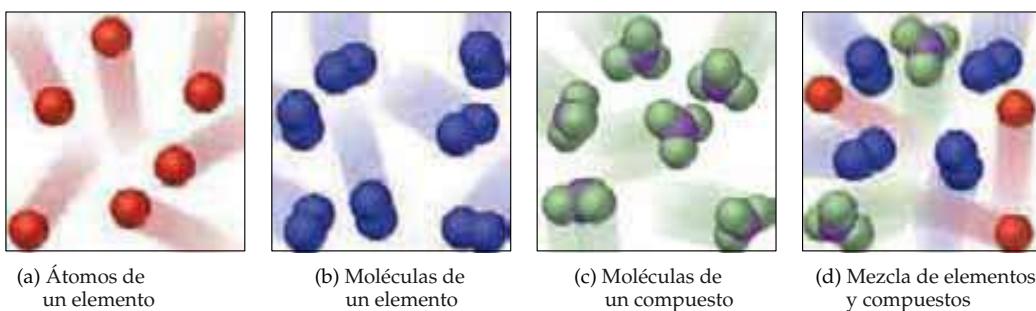
Las propiedades de los estados pueden entenderse en el nivel molecular (Figura 1.4 ▶). En un gas, las moléculas están muy separadas y se mueven a alta velocidad, chocando repetidamente entre sí y con las paredes del recipiente. En un líquido, las moléculas están más cercanas, pero aún se mueven rápidamente, y pueden deslizarse unas sobre otras; por ello los líquidos fluyen fácilmente. En un sólido, las moléculas están firmemente unidas entre sí, por lo regular en patrones definidos dentro de los cuales las moléculas apenas pueden moverse un poco de esas posiciones fijas. Por ello, los sólidos tienen forma rígida.



Ejercicios con el CD-ROM
Fases de la materia
(Phases of Matter)



◀ **Figura 1.4** Los tres estados físicos del agua son vapor de agua, agua líquida y hielo. En esta fotografía vemos los estados sólido y líquido del agua. No podemos ver el vapor de agua. Lo que vemos cuando miramos vapor o nubes son pequeñas gotitas de agua líquida dispersas en la atmósfera. Las vistas moleculares muestran que las moléculas en el sólido están dispuestas en una forma más ordenada que en el líquido. Las moléculas del gas están mucho más separadas que en el líquido o en el sólido.



▲ **Figura 1.5** Cada elemento contiene una sola clase de átomos. Los elementos pueden consistir en átomos individuales, como en (a), o moléculas, como en (b). Los compuestos contienen dos o más átomos distintos enlazados químicamente, como en (c). Una mezcla contiene las unidades individuales de sus componentes, que en (d) se muestran como átomos y moléculas.

Sustancias puras

La mayor parte de las formas de materia con las que nos topamos —por ejemplo, el aire que respiramos (un gas), la gasolina para los autos (un líquido) y la acera por la que caminamos (un sólido)— no son químicamente puras. No obstante, podemos descomponer, o separar, estas clases de materia en diferentes sustancias puras. Una **sustancia pura** (o simplemente *sustancia*) es materia que tiene propiedades definidas y una composición que no varía de una muestra a otra. El agua y la sal de mesa ordinaria (cloruro de sodio), que son los principales componentes del agua de mar, son ejemplos de sustancias puras.

Todas las sustancias son elementos o compuestos. Los **elementos** no pueden descomponerse en sustancias más simples. En el nivel molecular, cada elemento se compone de un solo tipo de átomo [Figura 1.5 (a y b) ▲]. Los **compuestos** son sustancias compuestas de dos o más elementos, y por tanto, contienen dos o más clases de átomos [Figura 1.5(c)]. El agua, por ejemplo, es un compuesto constituido por dos elementos, hidrógeno y oxígeno. La figura 1.5(d) muestra una mezcla de sustancias. Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias en las que cada sustancia conserva su propia identidad química.

Elementos

En la actualidad se conocen 114 elementos, los cuales varían ampliamente en su abundancia, como se muestra en la figura 1.6 ▼. Por ejemplo, más del 90% de la corteza terrestre consta de sólo cinco elementos: oxígeno, silicio, aluminio, hierro y calcio. En contraste, sólo tres elementos (oxígeno, carbono e hidrógeno) constituyen más del 90% de la masa del cuerpo humano.

► **Figura 1.6** Elementos, en porcentaje en masa, en (a) la corteza terrestre (incluidos los océanos y la atmósfera) y (b) el cuerpo humano.

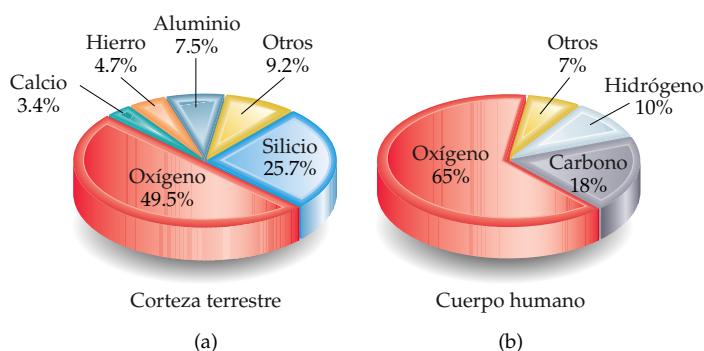


TABLA 1.2 Algunos elementos comunes y sus símbolos

Carbono	C	Aluminio	Al	Cobre	Cu (de <i>cuprum</i>)
Flúor	F	Bario	Ba	Hierro	Fe (de <i>ferrum</i>)
Hidrógeno	H	Calcio	Ca	Plomo	Pb (de <i>plumbum</i>)
Yodo	I (de <i>iodine</i>)	Cloro	Cl	Mercurio	Hg (de <i>hydrargyrum</i>)
Nitrógeno	N	Helio	He	Potasio	K (de <i>kalium</i>)
Oxígeno	O	Magnesio	Mg	Plata	Ag (de <i>argentum</i>)
Fósforo	P (de <i>phosphorus</i>)	Platino	Pt	Sodio	Na (de <i>natrium</i>)
Azufre	S (de <i>sulfur</i>)	Silicio	Si	Estaño	Sn (de <i>stannum</i>)

En la tabla 1.2 ▲ se enlistan algunos de los elementos más conocidos, junto con las abreviaturas químicas —o *símbolos* químicos— que usamos para denominarlos. Todos los elementos conocidos y sus símbolos se listan en el interior de la portada de este texto. La tabla en la que el símbolo de cada elemento se encierra en un cuadro se denomina *tabla periódica*. En ella, los elementos se disponen en columnas de modo que los que presentan propiedades muy parecidas queden juntos. Describiremos esta importante herramienta con mayor detalle en la Sección 2.5.

El símbolo de cada elemento consiste en una o dos letras, siendo la primera mayúscula. En muchos casos estos símbolos se derivan del nombre en inglés del elemento, pero a veces se derivan de su nombre en latín o griego (última columna de la tabla 1.2). El lector tendrá que aprender estos símbolos y otros que encontraremos más adelante en el texto.

Compuestos

Casi todos los elementos pueden interactuar con otros elementos para formar compuestos. El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, arde en oxígeno para formar agua. Por otro lado, es posible descomponer agua en sus elementos constituyentes pasando a través de ella una corriente eléctrica, como se muestra en la figura 1.7 ►. El agua pura, sea cual sea su origen, consiste en 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno en masa. Esta composición macroscópica del agua corresponde a su composición molecular, que consta de dos átomos de hidrógeno combinados con uno de oxígeno. Como puede verse en la tabla 1.3 ▼, las propiedades del agua no se parecen a las de sus elementos componentes. El hidrógeno, el oxígeno y el agua son sustancias distintas.

La observación de que la composición elemental de un compuesto puro siempre es la misma se conoce como **ley de la composición constante** (o **ley de las proporciones definidas**). El primero en proponer esta ley fue el químico francés Joseph Louis Proust (1754-1826) alrededor de 1800. Aunque esta ley se ha conocido durante casi 200 años, entre algunas personas persiste la creencia general de que hay una diferencia fundamental entre los compuestos preparados en el laboratorio y los compuestos correspondientes que se encuentran en la naturaleza. No obstante, un compuesto puro tiene la misma composición y propiedades sea cual sea su origen. Tanto los químicos como la naturaleza deben usar los mismos elementos y sujetarse a las mismas leyes naturales. Las diferencias de composición y propiedades entre dos sustancias indican que contienen distintos compuestos o que difieren en su grado de pureza.



▲ **Figura 1.7** El agua se descompone en sus elementos constituyentes, hidrógeno y oxígeno, cuando se hace pasar una corriente eléctrica directa a través suyo. El volumen de hidrógeno (derecha) es el doble que el volumen de oxígeno (izquierda).

TABLA 1.3 Comparación de agua, hidrógeno y oxígeno

	Agua	Hidrógeno	Oxígeno
Estado ^a	Líquido	Gas	Gas
Punto de ebullición normal	100°C	-253°C	-183°C
Densidad ^a	1.00 g/mL	0.084 g/L	1.33 g/L
Inflamable	No	Sí	No

^aA temperatura ambiente y presión atmosférica estándar. (Véase la Sección 10.2.)



Ejercicios con el CD-ROM
Electrólisis del agua
(Electrolysis of Water)



(a)

(b)

► **Figura 1.8** (a) Muchos materiales comunes, como las rocas, son heterogéneos. Esta fotografía amplificada es de *malaquita*, un mineral de cobre. (b) Las mezclas homogéneas se llaman disoluciones. Muchas sustancias, como el sólido azul que se muestra en esta fotografía (sulfato de cobre), se disuelven en agua para formar soluciones.

Mezclas

Casi toda la materia que nos rodea consiste en mezclas de sustancias. Cada sustancia de una mezcla conserva su identidad química, y por tanto, sus propiedades. Mientras que las sustancias puras tienen composición fija, la composición de una mezcla puede variar. Una taza de café endulzado, por ejemplo, puede contener poca o mucha azúcar. Las sustancias que constituyen una mezcla (como azúcar y agua) se denominan *componentes* de la mezcla.

Algunas mezclas, como la arena, las rocas y la madera, no tienen la misma composición, propiedades y aspecto en todos sus puntos. Tales mezclas son *heterogéneas* [Figura 1.8(a)]. Las mezclas que son uniformes en todos sus puntos son *homogéneas*. El aire es una mezcla homogénea de las sustancias gaseosas nitrógeno, oxígeno y cantidades más pequeñas de otras sustancias. El nitrógeno del aire tiene todas las propiedades del nitrógeno puro, porque tanto la sustancia pura como la mezcla, contienen las mismas moléculas de nitrógeno. La sal, el azúcar y muchas otras sustancias se disuelven en agua para formar mezclas homogéneas [Figura 1.8(b)]. Las mezclas homogéneas también se llaman **disoluciones**. La figura 1.9 ► resume la clasificación de la materia en elementos, compuestos y mezclas.

EJERCICIO TIPO 1.1

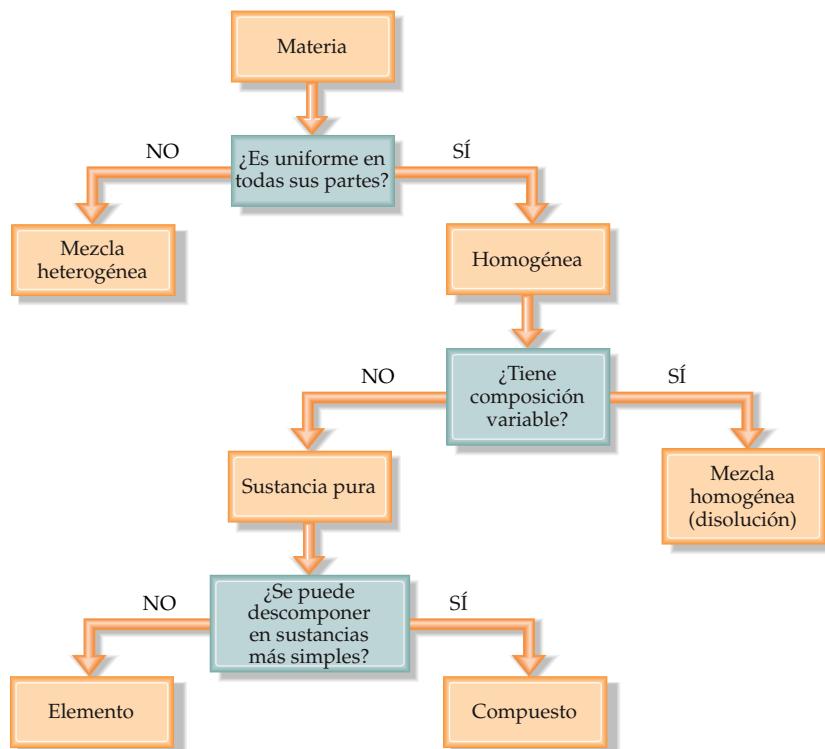
El “oro blanco” empleado en joyería contiene dos elementos, oro y paladio. Dos muestras distintas de oro blanco difieren en las cantidades relativas de oro y paladio que contienen. Ambas tienen composición uniforme. Sin saber más acerca de los materiales, ¿cómo clasificaría al oro blanco?

Solución Usemos el esquema de la figura 1.9. Dado que el material es uniforme, es homogéneo. Puesto que su composición difiere entre las dos muestras, no puede ser un compuesto; debe ser una mezcla homogénea. Podemos decir que el oro y el paladio forman una disolución sólida.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

La aspirina se compone de 60.0% de carbono, 4.5% de hidrógeno y 35.5% de oxígeno en masa, sea cual sea su origen. ¿La aspirina es una mezcla o un compuesto?

Respuesta: un compuesto, porque su composición es constante



▲ **Figura 1.9** Esquema de clasificación de la materia. En el nivel químico, toda la materia se clasifica en última instancia como elementos o compuestos.



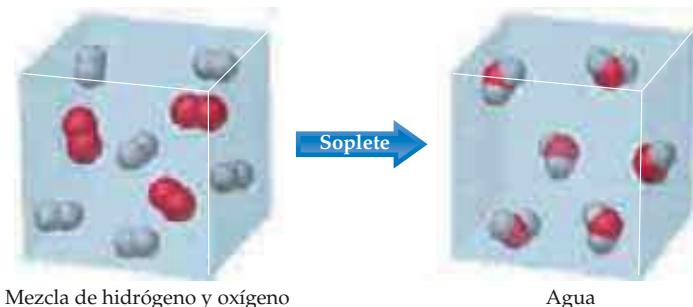
Ejercicios con el CD-ROM
Clasificación de la materia
(Classification of Matter)

1.3 Propiedades de la materia

Cada sustancia tiene un conjunto único de *propiedades*: características que permiten reconocerla y distinguirla de otras sustancias. Por ejemplo, las propiedades dadas en la tabla 1.3 nos permiten distinguir el hidrógeno, el oxígeno y el agua. Las propiedades de la materia se pueden agrupar en dos categorías: físicas y químicas. Podemos medir las **propiedades físicas** sin cambiar la identidad ni la composición de la sustancia. Estas propiedades incluyen color, olor, densidad, punto de fusión, punto de ebullición y dureza. Las **propiedades químicas** describen la forma en que una sustancia puede cambiar o *reaccionar* para formar otras sustancias. Por ejemplo, una propiedad química común es la inflamabilidad, la capacidad de una sustancia para arder en presencia de oxígeno.

Algunas propiedades —como la temperatura, el punto de fusión y la densidad— no dependen de la cantidad de muestra que se está examinando. Estas propiedades, llamadas **propiedades intensivas**, son especialmente útiles en química porque muchas de ellas pueden servir para *identificar* las sustancias. Las **propiedades extensivas** de las sustancias dependen de la cantidad de la muestra e incluyen mediciones de la masa y el volumen. Las propiedades extensivas tienen que ver con la *cantidad* de sustancia presente.

► **Figura 1.10** En las reacciones químicas, la identidad química de las sustancias cambia. Aquí, una mezcla de hidrógeno y oxígeno sufre un cambio químico para formar agua.

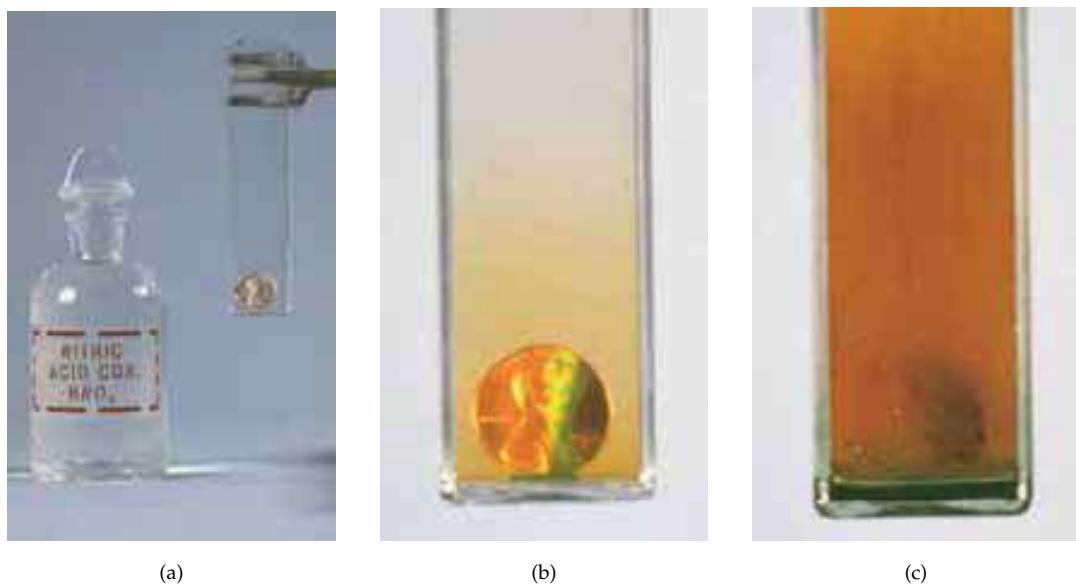


Cambios físicos y químicos

Al igual que se hace con las propiedades de una sustancia, los cambios que sufren las sustancias se pueden clasificar como físicos o químicos. Durante un **cambio físico**, las sustancias varían su apariencia física pero no su composición. La evaporación del agua es un cambio físico. Cuando el agua se evapora, cambia del estado líquido al gaseoso, pero sigue estando constituida por moléculas de agua, como se mostró en la figura 1.4. Todos los **cambios de estado** (por ejemplo, de líquido a gas o de líquido a sólido) son cambios físicos.

En los **cambios químicos** (también llamados **reacciones químicas**), las sustancias se transforman en sustancias químicamente distintas. Por ejemplo, cuando se quema hidrógeno en aire, sufre un cambio químico porque se combina con oxígeno para formar agua. Este proceso, visto desde la perspectiva molecular, se ilustra en la figura 1.10 ▲.

Los cambios físicos pueden ser drásticos. En el siguiente relato, Ira Remsen, autor de un gustado texto de química publicado en 1901, describe sus primeras experiencias con las reacciones químicas. La reacción química que observó se muestra en la figura 1.11 ▼.



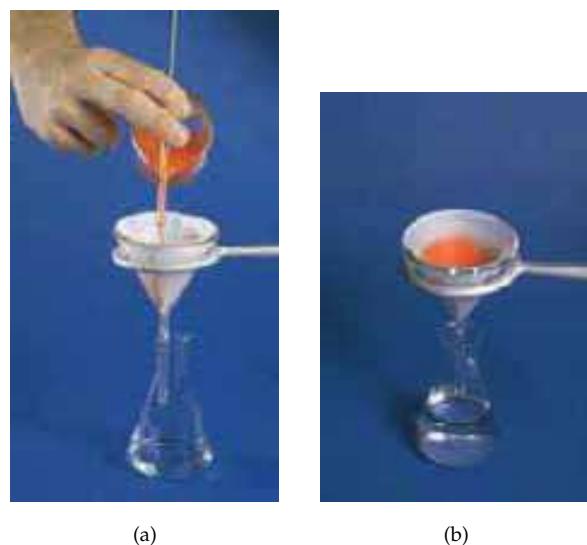
▲ **Figura 1.11** La reacción química entre un centavo de cobre y ácido nítrico. El cobre disuelto produce la disolución azul-verdosa; el gas marrón rojizo que se produce es dióxido de nitrógeno.

Mientras leía un texto de química, me topé con la afirmación de que “el ácido nítrico actúa sobre el cobre”, y decidí averiguar qué significaba esto. Habiendo encontrado un poco de ácido nítrico, sólo me faltaba aprender qué significaban las palabras “actúa sobre”. En aras de este conocimiento, estaba incluso dispuesto a sacrificar uno de los pocos centavos de cobre que tenía en mi haber. Coloqué uno de ellos en la mesa, abrí un frasco rotulado “Ácido nítrico”, vertí un poco del líquido sobre el cobre y me preparé a efectuar una observación. Pero, ¿qué maravilla estaba contemplando? El centavo ya había cambiado, y el cambio no había sido pequeño. Un líquido azul-verdoso espumaba y producía humos sobre el centavo y sobre la mesa. El aire adquirió un color rojo oscuro. ¿Cómo podía pararse esto? Intenté coger el centavo y lanzarlo por la ventana, y aprendí algo más: el ácido nítrico actúa sobre los dedos. El dolor me orilló a efectuar otro experimento no premeditado. Froté los dedos contra mi pantalón y descubrí que el ácido nítrico actúa sobre los pantalones. Ése fue el experimento más impresionante que jamás he realizado, y lo sigo relatando todavía con interés; fue una revelación para mí. Es evidente que la única forma de enterarse de este tipo de acciones extraordinarias es ver los resultados, experimentar, trabajar en el laboratorio.

Separación de mezclas

Dado que cada componente de una mezcla conservan sus propiedades, podemos separar una mezcla en sus componentes aprovechando las diferencias en sus propiedades. Por ejemplo, una mezcla heterogénea de limaduras de hierro y limaduras de oro podría separarse, trocito por trocito y con base en el color, en hierro y oro. Una estrategia menos tediosa sería usar un imán para atraer las limaduras de hierro, dejando atrás las partículas de oro. También podemos aprovechar una importante diferencia química entre estos dos metales: muchos ácidos disuelven el hierro pero no el oro. Por tanto, si colocamos nuestra mezcla en un ácido apropiado, el hierro se disolverá y sólo quedará el oro. Luego podrían separarse las sustancias por *filtración*, procedimiento que se ilustra en la figura 1.12 ▼. Tendríamos que usar otras reacciones químicas, que conoceremos más adelante, para transformar el hierro disuelto otra vez en metal.

Podemos separar mezclas homogéneas en sus constituyentes de formas similares. Por ejemplo, el agua tiene un punto de ebullición mucho más bajo que la sal de mesa; ésta es más *volátil*. Si hervimos una disolución de sal y agua, ésta, al ser más volátil, se evaporará, y la sal quedará en el fondo del recipiente. El vapor de agua se



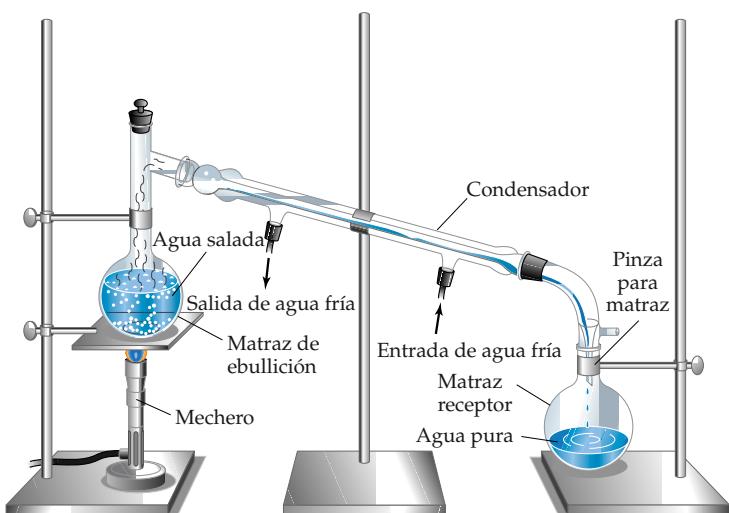
◀ **Figura 1.12** Separación por filtración. Una mezcla de un sólido y un líquido se vierte a través de un medio poroso, en este caso papel filtro. El líquido atraviesa el papel, mientras que el sólido permanece en éste.



Ejercicios con el CD-ROM
Mezclas y compuestos
(Mixtures and Compounds)



Ejercicios con el CD-ROM
Destilación de agua salada
(Distillation of Saltwater)



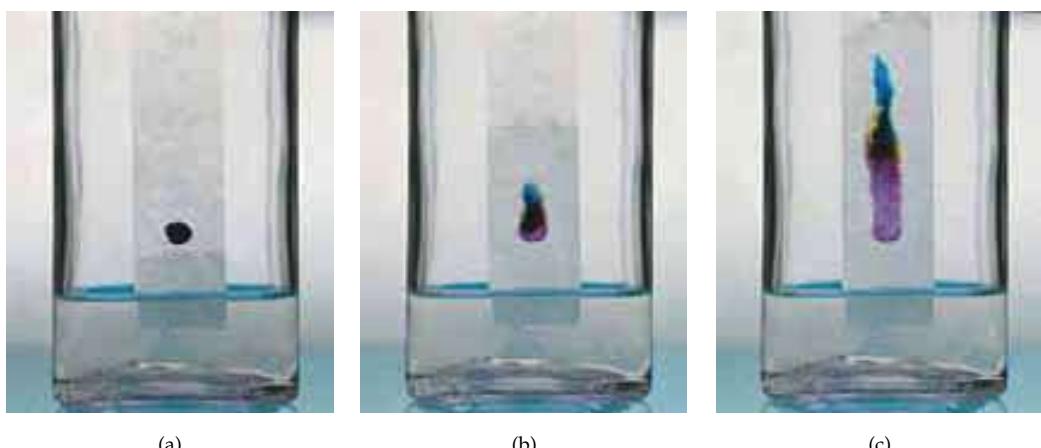
▲ **Figura 1.13** Aparato sencillo para separar una disolución de cloruro de sodio (agua salada) en sus componentes. Al hervir la disolución, el agua se evapora, y luego se condensa y recoge en el matraz receptor. Una vez que se ha evaporado toda el agua, queda cloruro de sodio puro en el matraz de ebullición.



Ejercicios con el CD-ROM
Cromatografía de tinta en papel
(Paper Chromatography of Ink)

convierte otra vez en líquido en las paredes de un condensador (Figura 1.13 ▲). Este proceso se llama *destilación*.

También podemos aprovechar las diferentes capacidades de las sustancias para adherirse a las superficies de diversos sólidos como el papel y el almidón, y así separar mezclas. Éste es el fundamento de la *cromatografía* (literalmente, “escritura en colores”), una técnica que puede producir resultados hermosos e impactantes. En la figura 1.14 ▼ se muestra un ejemplo de la separación cromatográfica de una tinta.



▲ **Figura 1.14** Separación de tinta en sus componentes mediante chromatografía en papel. (a) El agua comienza a subir por el papel. (b) El agua pasa por la mancha de tinta, disolviendo diferentes componentes de la tinta con distinta rapidez. (c) El agua ha separado la tinta en sus diversos componentes.



Una perspectiva más detallada El método científico

La química es una ciencia experimental. La idea de usar experimentos para entender la naturaleza nos parece un patrón de razonamiento muy común hoy en día, pero hubo una época, antes del siglo XVII, en la que raras veces se experimentaba. Los antiguos griegos, por ejemplo, no se basaban en experimentos para probar sus ideas.

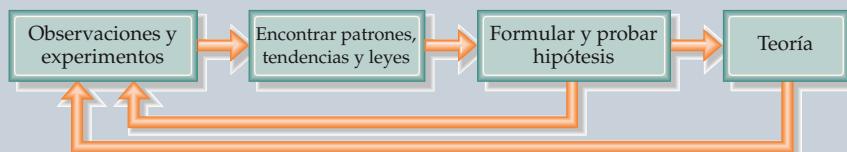
Aunque dos científicos casi nunca enfocan el mismo problema de la misma manera exactamente, existen pautas para la práctica de la ciencia que han adquirido el nombre de **método científico**. Estas pautas se bosquejan en la figura 1.15 ▼. Comenzamos por recabar información, o *datos*, mediante observaciones y experimentos. Sin embargo, la recolección de información no es la meta final. Lo que se busca es encontrar un patrón o sentido de orden en nuestras observaciones, y entender el origen de ese orden.

Al realizar nuestros experimentos, podríamos comenzar a ver patrones que nos llevan a una *explicación tentativa* o **hipótesis** que nos guía para planear experimentos adicionales. En algún momento, tal vez logremos vincular un gran número de observaciones en términos de un solo enunciado o ecuación llamado ley científica. Una **ley científica** es una expresión verbal concisa o una ecuación matemática que resume una amplia variedad de observaciones y experiencias. Tendemos a considerar las leyes de la naturaleza como las reglas fundamentales bajo las cuales ella opera. Sin embargo, no es tanto que la materia obedezca las leyes de la naturaleza, sino más bien que sus leyes describen el comportamiento de la materia.

En muchas etapas de nuestros estudios tal vez propongamos explicaciones de por qué la naturaleza se comporta de cierta manera. Si una hipótesis tiene la suficiente generalidad y predice de forma

consistente hechos que todavía no se observan, se le denomina teoría o modelo. Una **teoría** es una explicación de los principios generales de ciertos fenómenos, apoyada en una cantidad considerable de pruebas o hechos. Por ejemplo, la teoría de la relatividad de Einstein fue una forma nueva y revolucionaria de ver el espacio y el tiempo. Sin embargo, fue algo más que una simple hipótesis, porque sirvió para hacer predicciones que se podían probar experimentalmente. Cuando se realizaron esos experimentos, los resultados coincidieron en general con las predicciones, y no podían explicarse con la teoría anterior del espacio-tiempo basada en los trabajos de Newton. Así, la teoría especial de la relatividad quedó sustentada, aunque no demostrada. De hecho, es imposible demostrar que una teoría es absolutamente correcta.

Conforme avanzemos en este texto, pocas veces tendremos la oportunidad de comentar las dudas, conflictos, choques de personalidades y revoluciones de percepción que han dado lugar a nuestras ideas actuales. Necesitamos ser conscientes de que el hecho de que podamos presentar los resultados de la ciencia de forma tan concisa y pulcra en los libros de texto no quiere decir que el progreso científico sea continuo, seguro y predecible. Algunas de las ideas que hemos presentado en este texto tardaron siglos en desarrollarse e implicaron a un gran número de científicos. Adquirimos nuestra visión del mundo natural parándonos en los hombros de los científicos que vinieron antes de nosotros. Aprovechemos esta visión. Durante nuestros estudios, ejercitemos la imaginación. No debemos dudar en hacer preguntas atrevidas cuando se nos ocurran; ¡podríamos descubrir algo fascinante!



▲ **Figura 1.15** El método científico es una forma general de enfocar los problemas que implica hacer observaciones, buscar patrones en ellas, formular hipótesis para explicar las observaciones y probar esas hipótesis con experimentos adicionales. Las hipótesis que resisten tales pruebas y demuestran su utilidad para explicar y predecir un comportamiento reciben el nombre de teorías.

1.4 Unidades de medición

Muchas propiedades de la materia son *cuantitativas*; es decir, están asociadas a números. Cuando un número representa una cantidad medida, siempre debemos especificar las unidades de esa cantidad. Decir que la longitud de un lápiz es 17.5 no tiene sentido. Decir que mide 17.5 centímetros (cm) especifica correctamente la longitud. Las unidades que se emplean para mediciones científicas son las del **sistema métrico**.

El sistema métrico, que se desarrolló inicialmente en Francia a fines del siglo XVIII, se emplea como sistema de medición en casi todos los países del mundo. En Estados Unidos se ha usado tradicionalmente el sistema inglés, aunque el empleo del sistema métrico se ha hecho más común en los últimos años. Por ejemplo, el contenido de casi todos los productos enlatados y bebidas gaseosas en las tiendas de



▲ Figura 1.16 Las unidades métricas se están haciendo cada vez más comunes en Estados Unidos, como lo ejemplifica el volumen impreso en este recipiente.

abarros ya se da en unidades tanto métricas como inglesas, como se aprecia en la figura 1.16 ▶.

Unidades SI

En 1960 se llegó a un acuerdo internacional que especificaba un grupo de unidades métricas para emplearse en las mediciones científicas. Estas unidades se denominan **unidades SI**, que es la abreviatura de *Système International d'Unités*. El sistema SI tiene siete *unidades fundamentales* de las cuales se derivan todas las demás. En la tabla 1.4 ▼ se presentan dichas unidades fundamentales y sus símbolos. En este capítulo consideraremos las unidades fundamentales de longitud, masa y temperatura.

TABLA 1.4 Unidades SI fundamentales

Cantidad física	Nombre de la unidad	Abreviatura
Masa	Kilogramo	kg
Longitud	Metro	m
Tiempo	Segundo	s ^a
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

^a Se usa con frecuencia la abreviatura seg.

Se utiliza una serie de prefijos para indicar fracciones decimales o múltiplos de diversas unidades. Por ejemplo, el prefijo *milli*— representa la fracción 10^{-3} de una unidad: un miligramo (mg) es 10^{-3} gramos (g), un milímetro (mm) es 10^{-3} metros (m), etc. En la tabla 1.5 ▼ se presentan los prefijos que se usan con mayor frecuencia en química. Al emplear el sistema SI y al resolver los problemas de este texto, es importante utilizar la notación exponencial. Si el lector no está familiarizado con la notación exponencial o desea repasarla, consulte el apéndice A.1.

Aunque se está procurando dejar de usar gradualmente las unidades que no pertenecen al SI, todavía hay algunas que los científicos usan comúnmente. Cada vez que nos topemos con una unidad no SI en el texto, daremos también la unidad SI apropiada.

Longitud y masa

La unidad SI fundamental para la *longitud* es el metro (m), una distancia un poco mayor que una yarda. Las relaciones entre las unidades del sistema inglés y del sistema métrico que usaremos con mayor frecuencia en este texto aparecen en la parte interior de la contraportada. Explicaremos cómo convertir unidades inglesas en unidades métricas, y viceversa, en la Sección 1.6.

TABLA 1.5 Prefijos selectos empleados en el sistema SI

Prefijo	Abreviatura	Significado	Ejemplo
Giga	G	10^9	1 gigametro (Gm) = 1×10^9 m
Mega	M	10^6	1 megametro (Mm) = 1×10^6 m
Kilo	k	10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
Deci	d	10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
Centi	c	10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
Mili	m	10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
Micro	μ^a	10^{-6}	1 micrómetro (μ m) = 1×10^{-6} m
Nano	n	10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico	p	10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m
Femto	f	10^{-15}	1 femtómetro (fm) = 1×10^{-15} m

^a Ésta es la letra griega mu.

La **masa*** es una medida de la cantidad de materia que hay en un objeto. La unidad SI fundamental para la masa es el kilogramo (kg), que es aproximadamente igual a 2.2 libras (lb). Esta unidad fundamental no es correcta en cuanto a que utiliza el prefijo, *kilo*–, en lugar de la palabra *gramo* sola, ya que obtenemos otras unidades de masa añadiendo prefijos a la palabra *gramo*.

EJERCICIO TIPO 1.2

¿Qué nombre se da a la unidad que es igual a (a) 10^{-9} gramos; (b) 10^{-6} segundos; (c) 10^{-3} metros?

Solución En cada caso, podemos remitirnos a la tabla 1.5 para encontrar el prefijo que corresponde a cada una de las fracciones decimales: (a) nanogramo, ng; (b) microsegundo, μs ; (c) milímetro, mm.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) ¿Qué fracción decimal de un segundo es un picosegundo, ps? (b) Exprese la medición 6.0×10^3 m empleando un prefijo que sustituya la potencia de 10. (c) Use la notación exponencial estándar para expresar 3.76 mg en gramos.

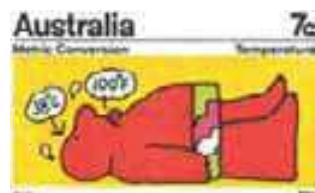
Respuestas: (a) 10^{-12} segundos; (b) 6.0 km; (c) 3.76×10^{-3} g

Temperatura

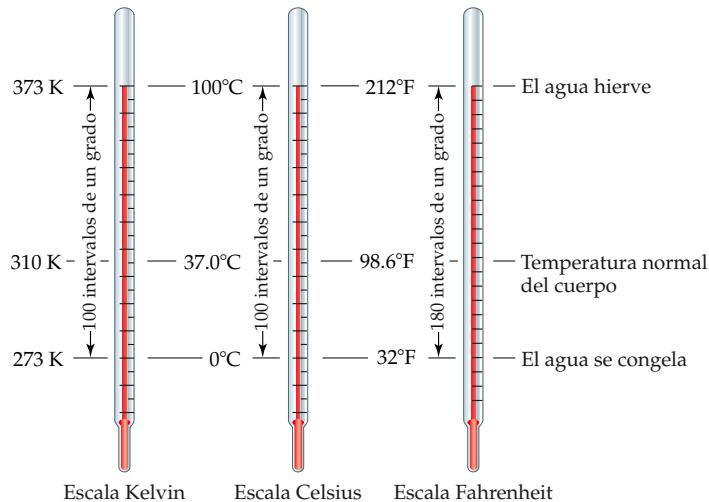
Sentimos la temperatura como una medida de la calidez o frialdad de un objeto. En realidad, la temperatura determina la dirección de flujo del calor. El calor siempre fluye espontáneamente de una sustancia que está a una temperatura más alta hacia una que está a una temperatura más baja. Por ello, sentimos la entrada de energía cuando tocamos un objeto caliente, y sabemos que ese objeto está a una temperatura más alta que nuestra mano.

Las escalas de temperatura que comúnmente se emplean en los estudios científicos son las escalas Celsius y Kelvin. La **escala Celsius** también es la escala de temperatura cotidiana en la mayor parte de los países (Figura 1.17 ▶), y se basó originalmente en la asignación de 0°C al punto de congelación del agua y 100°C a su punto de ebullición en el nivel del mar (Figura 1.18 ▼).

* La masa y el peso no son términos intercambiables, aunque mucha gente piensa, incorrectamente, que son la misma cosa. El *peso* de un objeto es la fuerza que su masa ejerce debido a la gravedad. En el espacio, donde las fuerzas gravitacionales son muy débiles, un astronauta puede carecer de peso, pero no puede carecer de masa. De hecho, la masa del astronauta en el espacio es la *misma* que en la Tierra.



▲ **Figura 1.17** Muchos países emplean la escala de temperatura Celsius en la vida cotidiana, como pone de manifiesto este sello de correo australiano.



◀ **Figura 1.18** Comparación de las escalas de temperatura Kelvin, Celsius y Fahrenheit.

La **escala Kelvin** es la escala de temperatura SI, y la unidad SI de temperatura es el kelvin (K). Históricamente, la escala Kelvin se basó en las propiedades de los gases; sus orígenes se estudiarán en el capítulo 10. El cero en esta escala es la temperatura más baja que puede alcanzarse, -273.15°C , a la cual llamamos *cero absoluto*. Ambas escalas, Celsius y Kelvin, tienen unidades del mismo tamaño; es decir, un kelvin tiene el mismo tamaño que un grado Celsius. Por tanto, la relación entre las escalas Kelvin y Celsius es la siguiente:

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273.15 \quad [1.1]$$

El punto de congelación del agua, 0°C , es 273.15 K (Figura 1.18). Adviértase que no usamos un signo de grado ($^{\circ}$) con temperaturas en la escala Kelvin.

La escala de temperatura común en Estados Unidos es la *escala Fahrenheit*, que no se emplea generalmente en estudios científicos. En esa escala, el agua se congela a 32°F y hierve a 212°F . Las escalas Fahrenheit y Celsius están relacionadas como sigue:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9}(^{\circ}\text{F} - 32) \quad \text{o bien} \quad ^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}(^{\circ}\text{C}) + 32 \quad [1.2]$$

EJERCICIO TIPO 1.3

Un pronosticador del tiempo predice que durante el día la temperatura alcanzará 31°C . Exprese esa temperatura (a) en K; (b) en $^{\circ}\text{F}$.

Solución

(a) Usando la ecuación 1.1, tenemos

$$K = 31 + 273 = 304 \text{ K}$$

(b) Usando la ecuación 1.2, tenemos

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}(31) + 32 = 56 + 32 = 88^{\circ}\text{F}$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

El etilenglicol, el principal ingrediente de los anticongelantes, se congela a -11.5°C . Exprese ese punto de congelación en (a) K; (b) $^{\circ}\text{F}$.

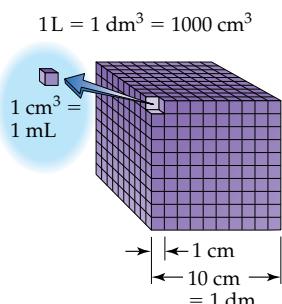
Respuestas: (a) 261.7 K; (b) 11.3°F

Unidades derivadas del SI

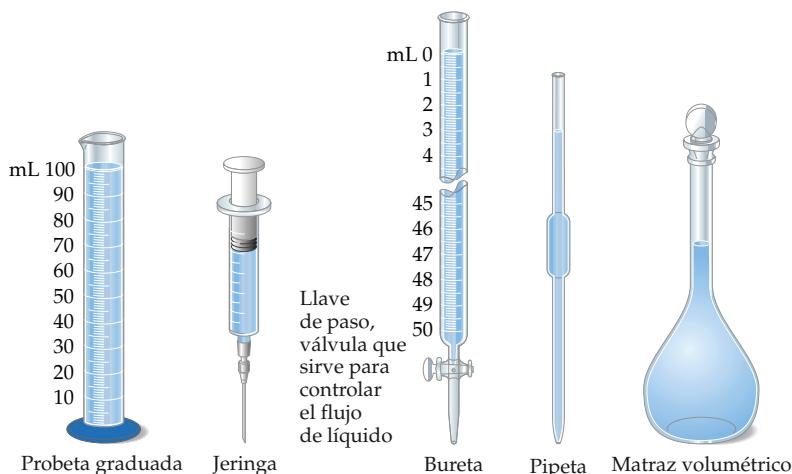
Las unidades SI fundamentales de la tabla 1.4 sirven para derivar las unidades de otras cantidades. Para ello, tomamos la ecuación que se va a resolver y sustituimos por las unidades fundamentales apropiadas. Por ejemplo, la velocidad se define como el cociente de la distancia entre el tiempo transcurrido. Por tanto, la unidad SI para la velocidad es la unidad SI para la distancia (longitud) dividida entre la unidad SI para el tiempo, m/s, que se lee “metros por segundo”. Encontraremos muchas unidades derivadas, como las de fuerza, presión y energía, más adelante en este texto. En este capítulo examinaremos las unidades derivadas para volumen y densidad.

Volumen

El *volumen* de un cubo está dado por su longitud al cubo (longitud)³. Por tanto, la unidad SI fundamental del volumen es el metro cúbico (m^3), el volumen de un cubo que tiene 1 m por lado. En química, es común utilizar unidades más pequeñas como el centímetro cúbico, cm^3 (que a veces se escribe cc). Otra unidad de volumen de uso común en química es el *litro* (L), que equivale a un decímetro cúbico (dm^3) y es un poco más de un cuarto de galón. El litro es la primera unidad métrica que hemos visto que *no* es una unidad SI. Hay 1000 mililitros (mL) en un litro (Figura 1.19 ▲), y cada mililitro es el mismo volumen que un centímetro cúbico: $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$. Los términos *mililitro* y *centímetro cúbico* se emplean indistintamente para expresar volumen.



▲ **Figura 1.19** Un litro es el mismo volumen que un decímetro cúbico, $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$. Cada decímetro cúbico contiene 1000 centímetros cúbicos, $1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$. Cada centímetro cúbico equivale a un mililitro, $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$.



◀ **Figura 1.20** Aparatos comunes empleados en el laboratorio de química para medir y entregar volúmenes de líquido. La probeta graduada, la jeringa y la bureta sirven para entregar volúmenes variables de líquido; la pipeta sirve para entregar un volumen específico de líquido; el matraz volumétrico contiene un volumen específico de líquido cuando se le llena hasta la marca.

En la figura 1.20 ▲ se ilustran los aparatos que se usan con mayor frecuencia en química para medir volúmenes. Las jeringas, buretas y pipetas entregan líquidos con mucha mayor exactitud que las probetas graduadas. Los matraces volumétricos sirven para contener volúmenes específicos de líquido.

Densidad

La **densidad** se utiliza ampliamente para caracterizar las sustancias; se define como la cantidad de masa en una unidad de volumen de la sustancia:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad [1.3]$$

Las densidades de sólidos y líquidos se expresan comúnmente en unidades de gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) o gramos por mililitro (g/mL). Las densidades de algunas sustancias comunes se dan en la tabla 1.6 ▼. No es coincidencia que la densidad del agua sea $1.00 \text{ g}/\text{cm}^3$; el gramo se definió originalmente como la masa de 1 mL de agua a una temperatura específica. Dado que casi todas las sustancias cambian de volumen al calentarse o enfriarse, la densidad depende de la temperatura. Al informar densidades, se debe especificar la temperatura. Por lo regular se supone que la temperatura es 25°C , la temperatura ambiente normal, si no se indica la temperatura.

TABLA 1.6 Densidades de algunas sustancias a 25°C

Sustancia	Densidad (g/cm^3)
Aire	0.001
Madera balsa	0.16
Etanol	0.79
Agua	1.00
Etilenglicol	1.09
Azúcar de mesa	1.59
Sal de mesa	2.16
Hierro	7.9
Oro	19.32



La química en acción La química en las noticias

La química es un campo muy activo y dinámico de la ciencia. Dado que desempeña un papel tan importante en nuestra vida, casi todos los días podemos leer en las noticias informes acerca de asuntos de importancia química. Algunos hablan de avances recientes en el desarrollo de medicamentos, materiales y procesos nuevos. Otros se ocupan de problemas ecológicos y de seguridad pública. Esperamos que, al estudiar química, el lector logre entender mejor el impacto de la química sobre su vida. Tal entendimiento será necesario para participar en discusiones y debates públicos acerca de cuestiones relacionadas con la química que afectan su comunidad, su país y el mundo. Como ejemplos, resumiremos aquí algunos reportajes recientes en los que interviene la química.

"Las celdas de combustible que producen energía a partir de hidrocarburos"

El advenimiento del automóvil eléctrico, como el de la figura 1.21▼, como medio práctico de transporte se ha retrasado por el problema de hallar una fuente de energía idónea. Las baterías que pueden construirse con un costo razonable son demasiado pesadas y sólo alcanzan para viajar cierto número de kilómetros, antes de que sea necesario recargarlas. La celda de combustible, en la que una reacción química proporciona energía directamente, es una alternativa de la batería. Hasta hace poco, las únicas celdas de combustible funcionales requerían hidrógeno como combustible. El hidrógeno es costoso y su almacenamiento presenta problemas y riesgos.

En fechas recientes, investigadores de la University of Pennsylvania, demostraron que es posible usar directamente combustibles más baratos y posiblemente más seguros, como butano y diésel, para producir electricidad en una celda de combustible de novedoso diseño. El butano y el diésel se componen de hidrocarburos, moléculas que sólo contienen átomos de carbono y de hidrógeno. La clave de la nueva tecnología es el desarrollo de un nuevo material para los electrodos de la celda, el cual contiene el elemento cobre, que supuestamente cataliza las reacciones electroquímicas apropiadas en el electrodio.

Aunque esta nueva tecnología parece muy prometedora, aún falta tiempo para que podamos comprar automóviles eléctricos que la usen. Es preciso resolver varios problemas de ingeniería y costos



▲ Figura 1.21 Vista interior de un automóvil impulsado por celdas de combustible.

para convertir esos coches en una realidad comercial. No obstante, varios fabricantes de automóviles se han propuesto sacar al mercado un automóvil impulsado por celdas de combustible en 2004 o poco después.

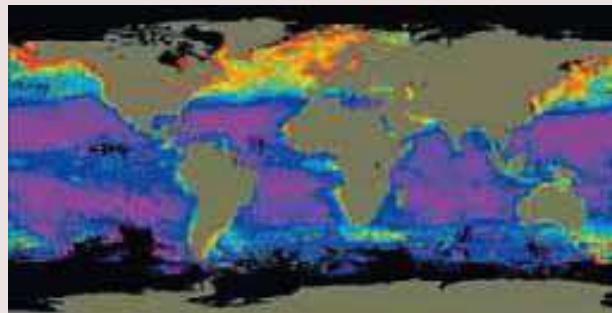
"La adición de hierro al océano promueve la fotosíntesis"

Las plantas microscópicas flotantes llamadas fitoplancton escasean en ciertas partes del mar (Figura 1.22 ▼). Hace varios años, los científicos propusieron que tal escasez se debe a la falta de nutrientes, primordialmente hierro. Dado que el fitoplancton asimila dióxido de carbono durante la fotosíntesis, se propuso que cantidades relativamente pequeñas de hierro distribuidas en regiones apropiadas de los océanos podrían reducir el dióxido de carbono atmosférico y por ende el calentamiento global. Si el fitoplancton se hunde al fondo del mar al morir, el dióxido de carbono no volverá a la atmósfera por la descomposición de esos organismos.

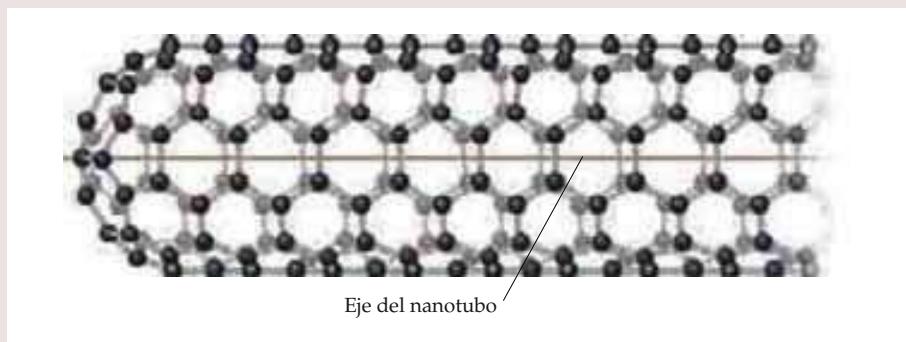
Se han efectuado estudios recientes en los que se añadió hierro a las aguas superficiales del océano cerca de la Antártida, a fin de estudiar su efecto sobre el fitoplancton. El resultado fue un aumento sustancial en la cantidad de fitoplanción y una reducción, al menos a corto plazo, en la cantidad de dióxido de carbono del aire que está encima de esas aguas. Los resultados fueron congruentes con experimentos similares efectuados antes en el Océano Pacífico ecuatorial y confirmaron la hipótesis de que el hierro es el nutriente limitante de esos microorganismos en gran parte de los océanos. Sin embargo, no hubo un aumento en la cantidad de microbios que cayeron desde la superficie del agua, por tanto, este procedimiento puede ser útil para reducir en el largo plazo, el dióxido de carbono en la atmósfera.

"Nanotecnología: exageraciones y esperanza"

En los últimos 15 años han proliferado equipos y técnicas relativamente económicos para explorar y manipular materiales en la escala de longitud de nanómetros. Ello ha dado pie a pronósticos optimistas de nanotecnologías futuristas que incluirían máquinas y robots a escala molecular capaces de manipular la materia con precisión atómica. Muchos creen que tales visiones futuristas son exageraciones, pero otros confían en que se harán realidad.



▲ Figura 1.22 Imagen coloreada de satélite que muestra el océano global, destacando la distribución y concentración de fitoplancton. Las regiones rojas y anaranjadas son las de más alta concentración, mientras que las azules y púrpura oscuro indican concentraciones bajas.



◀ **Figura 1.23** Sección de un nanotubo de carbono. Cada intersección de la red representa un átomo de carbono unido químicamente a otros tres.

Los materiales a nanoescala presentan las propiedades químicas y físicas de diversos materiales macroscópicos. Por ejemplo, puede hacerse que el carbono forme estructuras tubulares como la de la figura 1.23 ▲. Esos “nanotubos” semejan un rollo cilíndrico de alambrada para gallinero. Si los tubos se moldean debidamente, conducen la electricidad como metales.

Los científicos han descubierto que las propiedades eléctricas y ópticas de ciertas partículas a escala nanométrica pueden afinarse ajustando su tamaño o forma. Por tanto sus propiedades tienen interés en aplicaciones de almacenamiento óptico de datos y sistemas de comunicación ultrarrápidos. Aunque faltan años para que tales aplicaciones se conviertan en una realidad comercial, prometen alterar drásticamente no sólo el tamaño de los dispositivos electrónicos, sensores y muchas otras cosas, sino también la forma de fabricarlos. Incluso podría ser posible ensamblar tales dispositivos a partir de componentes más pequeños y sencillos como moléculas y otras nanoestructuras. Este enfoque es similar al que la naturaleza usa para construir complejas arquitecturas biológicas.

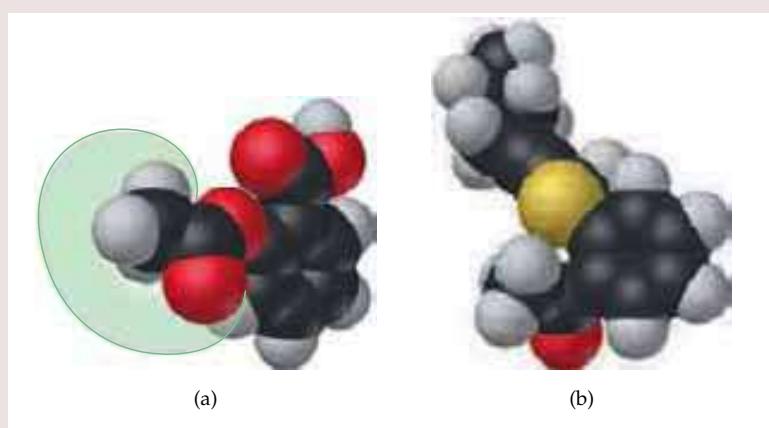
“La búsqueda de una superaspirina”

La aspirina, introducida en 1899, fue uno de los primeros medicamentos desarrollados y sigue siendo uno de los más utilizados. Se calcula que cada año se ingieren 20,000 millones de tabletas de aspirina en Estados Unidos. Su propósito original era calmar el dolor de articulaciones y músculos adoloridos, pero ha demostrado ser una medicina muy complicada con inesperados poderes y limitaciones. Se ha descu-

brió que reduce la incidencia de ataques cardíacos, el mal de Alzheimer y cánceres del tracto digestivo. Sin embargo, la aspirina también ataca el recubrimiento del estómago y puede producir hemorragias e incluso úlceras, llegando a causar problemas intestinales.

La aspirina bloquea una enzima (un tipo de proteína), llamada COX-2, que provoca inflamación, dolor y fiebre. Lamentablemente, también afecta la acción de COX-1, una enzima que produce hormonas indispensables para la salud del estómago y los riñones. Un analgésico y agente antiinflamatorio ideal inhibiría a COX-2 pero no afectaría a COX-1. En la figura 1.24(a) ▼ se muestra la forma de la molécula de aspirina. La aspirina funciona transfiriendo una parte de su molécula, llamada grupo acetilo, a COX-2, la cual queda entonces inhabilitada. Un sustituto de la aspirina deberá conservar esa característica de la molécula, como se muestra en la figura 1.24(a). El sustituto también deberá tener forma y tamaño parecidos a los de la molécula de aspirina, para que encaje en la enzima de la misma manera que lo hace la aspirina.

En la figura 1.24(b) se muestra una variante prometedora de la molécula de aspirina. La porción alterada consiste en un átomo de azufre (amarillo) seguido de una “cola” de átomos de carbono (negro) e hidrógeno (blanco). Esta molécula es un potente inhibidor de COX-2 que al parecer no afecta a COX-1. Ésta y otras “superaspirinas” deben pasar las pruebas de seguridad a largo plazo para poder aparecer en los anaquelos de las farmacias, pero podrían llegar a sustituir a la aspirina y otros medicamentos antiinflamatorios no esteroides populares.



◀ **Figura 1.24** (a) Modelo molecular de la aspirina. La parte resaltada de la molécula se transfiere cuando la aspirina desactiva a la enzima COX-2. (b) Modelo molecular de una posible “superaspirina” cuya estructura molecular está relacionada con la de la aspirina.

A veces se confunden los términos *densidad* y *peso*. Una persona que dice que el hierro pesa más que el aire generalmente se refiere a que el hierro tiene una densidad mayor que la del aire; 1 kg de aire tiene la misma masa que 1 kg de hierro, pero el hierro ocupa un volumen más pequeño, lo que le confiere una densidad mayor. Si juntamos dos líquidos que no se mezclan, el menos denso flotará sobre el más denso.

EJERCICIO TIPO 1.4

- (a) Calcule la densidad del mercurio si 1.00×10^2 g ocupan un volumen de 7.36 cm^3 .
- (b) Calcule el volumen de 65.0 g del líquido metanol (alcohol de madera) si su densidad es de 0.791 g/mL.
- (c) ¿Qué masa en gramos tiene un cubo de oro (densidad = 19.32 g/cm³) si su longitud es de 2.00 cm?

Solución

- (a) Nos dan la masa y el volumen, así que la ecuación 1.3 da

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{1.00 \times 10^2 \text{ g}}{7.36 \text{ cm}^3} = 13.6 \text{ g/cm}^3$$

- (b) Despejamos el volumen de la ecuación 1.3 y usamos la masa y la densidad dadas para obtener

$$\text{Volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = \frac{65.0 \text{ g}}{0.791 \text{ g/mL}} = 82.2 \text{ mL}$$

- (c) Podemos calcular la masa a partir del volumen del cubo y su densidad. El volumen de un cubo es su longitud al cubo.

Si despejamos la masa de la ecuación 1.3 y sustituimos el volumen y la densidad del cubo, obtenemos

$$\text{Volumen} = (2.00 \text{ cm})^3 = (2.00)^3 \text{ cm}^3 = 8.00 \text{ cm}^3$$

$$\text{Masa} = \text{volumen} \times \text{densidad} = (8.00 \text{ cm}^3)(19.32 \text{ g/cm}^3) = 155 \text{ g}$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

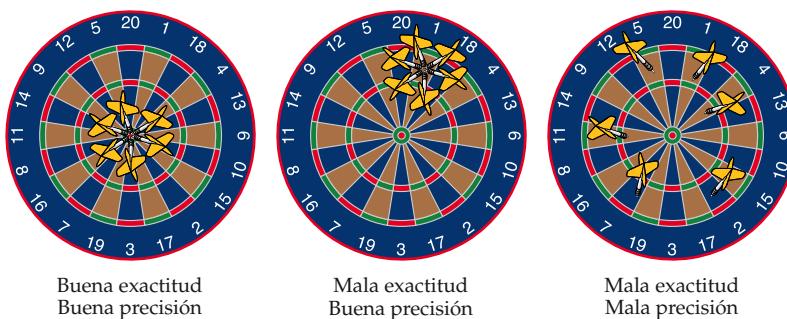
- (a) Calcule la densidad de una muestra de 374.5 g de cobre si tiene un volumen de 41.8 cm³. (b) Un estudiante necesita 15.0 g de etanol para un experimento. Si la densidad del alcohol es de 0.789 g/mL, ¿cuántos mililitros de alcohol necesita? (c) ¿Qué masa en gramos tienen 25.0 mL de mercurio (densidad = 13.6 g/mL)?

Respuestas: (a) 8.96 g/cm³; (b) 19.0 mL; (c) 340 g

1.5 Incertidumbre en las mediciones

En los trabajos científicos se manejan dos tipos de números: *números exactos* (cuyos valores se conocen con exactitud) y *números inexactos* (cuyos valores tienen cierta incertidumbre). Casi todos los números exactos tienen valores definidos. Por ejemplo, hay exactamente 12 huevos en una docena de huevos, exactamente 1000 g en un kilogramo, y exactamente 2.54 cm en una pulgada. El número 1 en cualquier factor de conversión entre unidades, como 1 m = 100 cm o 1 kg = 2.2046 lb, también es un número exacto. Los números exactos también pueden ser resultado de contar números de objetos. Por ejemplo, podemos contar el número exacto de canicas en un frasco o el número exacto de personas en un salón.

Los números que se obtienen midiendo siempre son *inexactos*. Siempre hay limitaciones inherentes en el equipo empleado para medir cantidades (errores de equipo), y hay diferencias en la forma en que diferentes personas realizan la misma medición (errores humanos). Supongamos que se da a 10 estudiantes provistos con 10 balanzas distintas la misma moneda para que la pesen. Las 10 mediciones tendrán pequeñas variaciones. Las balanzas podrían tener calibraciones un poco distintas, y podría haber diferencias en la forma en que cada estudiante toma la lectura de masa de la balanza. El conteo de números muy grandes de objetos por lo regular conlleva también cierto error. Consideremos, por ejemplo, lo difícil que es obtener información censual exacta para una ciudad o contar los votos en unas elecciones. Recuerde: *siempre hay incertidumbres en las cantidades medidas*.



► **Figura 1.25** La distribución de los dardos en un blanco ilustra la diferencia entre exactitud y precisión.

Precisión y exactitud

Solemos emplear los términos precisión y exactitud al hablar de la incertidumbre de los valores medidos. La **precisión** es una medida de la concordancia de mediciones individuales entre sí. La **exactitud** se refiere a qué tanto las mediciones individuales se acercan al valor correcto, o “verdadero”. La analogía de los dardos clavados en un blanco, representada en la figura 1.25 ▲, ilustra la diferencia entre los dos conceptos.

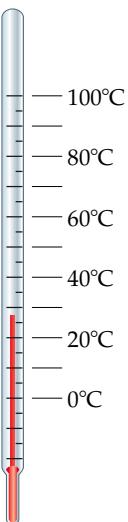
En el laboratorio, es común efectuar varios “ensayos” del mismo experimento. Adquirimos confianza en la exactitud de nuestras mediciones si obtenemos prácticamente el mismo valor en cada ocasión. No obstante, la figura 1.25 nos recuerda que las mediciones precisas pueden ser inexactas. Por ejemplo, si una balanza muy sensible está mal calibrada, las masas medidas serán consistentemente demasiado altas o demasiado bajas. Serán inexactas, aunque sean precisas.

Cifras significativas

Supongamos que pesamos una moneda en una balanza capaz de medir hasta 0.0001 g. Podríamos informar que la masa es 2.2405 ± 0.0001 g. La notación \pm (léase “más/menos”) expresa la incertidumbre de una medición. En muchos trabajos científicos omitimos la notación \pm en el entendido de que existe una incertidumbre de por lo menos una unidad en el último dígito de la cantidad medida. Es decir, *las cantidades medidas generalmente se informan de tal manera que sólo el último dígito es incierto*.

La figura 1.26 ▶ muestra un termómetro cuya columna de líquido está entre dos marcas de la escala. Podemos leer los dígitos marcados en la escala y estimar el dígito incierto. Las marcas nos dicen que el líquido está entre las marcas de 25°C y 30°C. Podríamos estimar que la temperatura es de 27°C, sin estar totalmente seguros del segundo dígito de nuestra medición.

Todos los dígitos de una cantidad medida, incluido el incierto, se denominan **cifras significativas**. Una masa medida que se informa como 2.2 g tiene dos cifras significativas, mientras que una que se informa como 2.2405 g tiene cinco cifras significativas. Cuanto mayor es el número de cifras significativas, mayor es la certidumbre implícita de una medición.



▲ **Figura 1.26** Termómetro con marcas cada 5°C. La temperatura está entre 25°C y 30°C, y es aproximadamente 27°C.

EJERCICIO TIPO 1.5

¿Qué diferencia hay entre 4.0 g y 4.00 g?

Solución Muchas personas dirían que no hay diferencia, pero un científico notaría la diferencia en el número de cifras significativas en las dos mediciones. El valor 4.0 tiene dos cifras significativas, en tanto que 4.00 tiene tres. Esto implica que la primera medición tiene más incertidumbre. Una masa de 4.0 g indica que la masa está entre 3.9 y 4.1 g; la masa es 4.0 ± 0.1 g. Una medición de 4.00 g implica que la masa está entre 3.99 y 4.01 g; la masa es 4.00 ± 0.01 g.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Una balanza tiene precisión de ± 0.001 g. Una muestra con una masa aproximada de 25.000 g se pesa en esta balanza. ¿Con cuántas cifras significativas deberá informarse la medición?

Respuesta: 5, como en la medición 24.995 g



Ejercicios con el CD-ROM
Cifras significativas
(**Significant Figures**)

En cualquier medición debidamente informada, todos los dígitos distintos de cero son significativos, pero los ceros pueden formar parte del valor medido o bien usarse sólo para ubicar el punto decimal. Así pues, los ceros podrían ser o no significativos dependiendo de su posición en el número. Las siguientes pautas describen las diferentes situaciones en las que intervienen ceros:

1. Los ceros que están entre dígitos distintos de cero siempre son significativos: 1005 kg (cuatro cifras significativas); 1.03 cm (tres cifras significativas).
2. Los ceros al principio de un número nunca son significativos; simplemente indican la posición del punto decimal: 0.02 g (una cifra significativa); 0.0026 cm (dos cifras significativas).
3. Los ceros que están al final de un número después del punto decimal siempre son significativos: 0.0200 g (tres cifras significativas); 3.0 cm (dos cifras significativas).
4. Cuando un número termina en ceros pero no contiene punto decimal, los ceros podrían ser significativos o no: 130 cm (dos o tres cifras significativas); 10,300 g (tres, cuatro o cinco cifras significativas).

El empleo de notación exponencial (Apéndice A) evita la ambigüedad de si los ceros al final de un número son significativos o no (regla 4). Por ejemplo, una masa de 10,300 g puede escribirse en notación exponencial indicando tres, cuatro o cinco cifras significativas:

$$1.03 \times 10^4 \text{ g} \quad (\text{tres cifras significativas})$$

$$1.030 \times 10^4 \text{ g} \quad (\text{cuatro cifras significativas})$$

$$1.0300 \times 10^4 \text{ g} \quad (\text{cinco cifras significativas})$$

En estos números todos los ceros a la derecha del punto decimal son significativos (reglas 1 y 3). (Todas las cifras significativas se colocan antes del exponente; el término exponencial no aumenta el número de cifras significativas.)

Los números exactos se pueden tratar como si tuvieran una cantidad infinita de cifras significativas. Esta regla se aplica a muchas conversiones entre unidades. Por tanto, cuando decimos: “un pie tiene 12 pulgadas”, el número 12 es exacto, y no debemos preocuparnos por cuántas cifras significativas tiene.

EJERCICIO TIPO 1.6

¿Cuántas cifras significativas hay en cada uno de los siguientes números (suponga que se trata de cantidades medidas): (a) 4.003; (b) 6.023×10^{23} ; (c) 5000?

Solución (a) Cuatro; los ceros son cifras significativas. (b) Cuatro; el término exponencial no contribuye a la cantidad de cifras significativas. (c) Una, dos, tres o cuatro. En este caso la ambigüedad podría haberse evitado empleando la notación exponencial estándar. Así, 5×10^3 tiene una sola cifra significativa; 5.00×10^3 tiene tres.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántas cifras significativas tienen las siguientes mediciones: (a) 3.549 g; (b) 2.3×10^4 cm; (c) 0.00134 m^3 ?

Respuestas: (a) cuatro; (b) dos; (c) tres

Cifras significativas en cálculos

Al utilizar cantidades medidas en cálculos, tenga presente estos puntos: (1) La medición menos cierta empleada en un cálculo limita la certeza de la cantidad calculada. (2) La respuesta final de todo cálculo debe informarse con sólo un dígito incierto.

A fin de llevar la cuenta de las cifras significativas en los cálculos, usaremos con frecuencia dos reglas. La primera tiene que ver con la multiplicación y la división, y

la segunda, con la suma y la resta. *En las multiplicaciones y divisiones, el resultado debe informarse con el mismo número de cifras significativas que tiene la medición con menos cifras significativas.* Si el resultado contiene más del número correcto de cifras significativas, debe redondearse.

Por ejemplo, el área de un rectángulo cuyos lados miden 6.221 cm y 5.2 cm debe informarse como 32 cm^2 :

$$\text{Área} = (6.221 \text{ cm})(5.2 \text{ cm}) = 32.3492 \text{ cm}^2 \Rightarrow \text{redondear a } 32 \text{ cm}^2$$

Redondeamos a dos cifras significativas porque el número menos preciso —5.2 cm— tiene sólo dos cifras significativas.

Al redondear los números, examine el dígito que está más a la izquierda de los que se van a desechar:

- Si el dígito más a la izquierda de los que se van a quitar es menor que 5, no se modifica el número precedente. Así, el redondeo de 7.248 a dos cifras significativas da 7.2.
- Si el dígito más a la izquierda de los que se van a quitar es mayor que 4, el número precedente se incrementa en 1. El redondeo de 4.735 a tres cifras significativas da 4.74, y el redondeo de 2.376 a dos cifras significativas da 2.4.*

Las pautas que se siguen para determinar el número de cifras significativas en la suma y la resta son diferentes de aquellas para la multiplicación y la división. *Al sumar y restar, el resultado no puede tener más posiciones decimales que la medición que tiene menos posiciones decimales.* En el siguiente ejemplo los dígitos inciertos aparecen en color:

Este número limita la	20.4	← una posición decimal
cantidad de cifras significativas	1.322	← tres posiciones decimales
en el resultado	→ 83	← cero posiciones decimales
	104.722	← redondear a 105 (cero posiciones decimales)

EJERCICIO TIPO 1.7

El largo, ancho, y alto de una caja son 15.5 cm, 27.3 cm y 5.4 cm, respectivamente. Calcule el volumen de la caja empleando el número correcto de cifras significativas en la respuesta.

Solución El volumen de una caja es el producto del largo por ancho por alto. Al informar el producto, sólo podemos dar tantas cifras significativas como se dan en la dimensión que menos cifras significativas tiene, la altura (dos cifras significativas):

$$\begin{aligned} \text{Volumen} &= \text{ancho} \times \text{largo} \times \text{alto} \\ &= (15.5 \text{ cm})(27.3 \text{ cm})(5.4 \text{ cm}) = 2285.01 \text{ cm}^3 \Rightarrow 2.3 \times 10^3 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Si usamos una calculadora, dará el resultado 2285.1, que deberemos redondear a dos cifras significativas. Dado que el número así obtenido es 2300, debemos informarlo en notación exponencial estándar, 2.3×10^3 , para indicar claramente dos cifras significativas. Cabe señalar que el resultado se redondea hasta el final del cálculo.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Un velocista tarda 10.5 s en correr 100.00 m. Calcule su velocidad media en metros por segundo y exprese el resultado con el número correcto de cifras significativas.

Respuesta: 9.52 m/s (3 cifras significativas)

* Es posible que su profesor quiera usar una variación menor de la regla cuando el dígito más a la izquierda de los que se van a eliminar es exactamente 5 y a la derecha no hay más dígitos o sólo hay ceros. Una práctica común es redondear hacia arriba si el dígito así obtenido sería par, y hacia abajo en caso contrario. Según esta regla, 4.7350 se redondearía a 4.74, y 4.7450 también se redondearía a 4.74.

EJERCICIO TIPO 1.8

Un gas a 25°C llena exactamente un recipiente cuyo volumen, determinado previamente, es de $1.05 \times 10^3 \text{ cm}^3$. El recipiente más el gas se pesan y se determina que tienen una masa de 837.6 g. Si se extrae todo el gas del recipiente, éste tiene una masa de 836.2 g. Calcule la densidad del gas a 25°C.

Solución

Para calcular la densidad necesitamos conocer tanto la masa del gas como su volumen. La masa del gas no es más que la diferencia de las masas del recipiente lleno y del vacío.

$$(837.6 - 836.2) \text{ g} = 1.4 \text{ g}$$

Al restar números, determinamos cifras significativas fijándonos en las posiciones decimales. La masa del gas, 1.4 g, sólo tiene dos cifras significativas, aunque las masas de las cuales se obtiene tienen cuatro.

$$\begin{aligned}\text{Densidad} &= \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{1.4 \text{ g}}{1.05 \times 10^3 \text{ cm}^3} \\ &= 1.3 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3 = 0.0013 \text{ g/cm}^3\end{aligned}$$

Al dividir números, determinamos el número de cifras significativas del resultado considerando el número de cifras significativas de cada factor. Hay dos cifras significativas en nuestra respuesta, que corresponden al número más pequeño de cifras significativas en los dos números que forman el cociente.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Con cuántas cifras significativas debe medirse la masa del recipiente (con y sin el gas) del Ejercicio de muestra 1.8 para poder calcular la densidad con tres cifras significativas?

Respuesta: 5 (Para que la diferencia de las dos masas tenga tres cifras significativas, necesitamos dos posiciones decimales en las masas del recipiente lleno y vacío.)

Cuando en un cálculo intervienen dos o más pasos y se anotan los resultados de pasos intermedios, se debe retener al menos un dígito adicional —más allá del número de cifras significativas— en las respuestas intermedias. Este procedimiento asegura que los pequeños errores causados por el redondeo en cada paso no se combinarán para afectar el resultado final. Si se usa una calculadora, se pueden introducir los números uno tras otro, redondeando sólo la respuesta final. Los errores de redondeo acumulados pueden ser la causa de pequeñas diferencias entre los resultados que el lector obtenga y las respuestas dadas en el texto para los problemas numéricos.

1.6 Análisis dimensional

A lo largo del texto usaremos una estrategia llamada **análisis dimensional** como ayuda para resolver los problemas. En el análisis dimensional, se utilizan unidades en todos los cálculos. Las unidades se multiplican unas por otras, se dividen unas entre otras o se “cancelan”. El análisis dimensional ayuda a asegurar que las soluciones a los problemas tengan las unidades correctas. Además, el análisis dimensional ofrece una forma sistemática de resolver muchos problemas numéricos y de revisar las soluciones para detectar posibles errores.

La clave para usar el análisis dimensional es el empleo correcto de factores de conversión para transformar una unidad en otra. Un **factor de conversión** es una fracción cuyo numerador y denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades. Por ejemplo, 2.54 cm y 1 pulg son la misma longitud, $2.54 \text{ cm} = 1 \text{ pulg}$. Esta relación nos permite escribir dos factores de conversión:

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}}$$

Usamos el primero de estos factores cuando queremos convertir pulgadas en centímetros. Por ejemplo, la longitud en centímetros de un objeto que tiene 8.50 pulg de largo está dada por

$$\text{Número de centímetros} = (8.50 \cancel{\text{pulg}}) \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{pulg}}} = 21.6 \text{ cm}$$

Unidad deseada
Unidad dada

Las unidades de pulgadas en el denominador del factor de conversión se cancelan con las unidades de pulgadas en el dato que se nos da (8.50 pulgadas). Los centímetros en el numerador del factor de conversión se convierten en las unidades de la respuesta final. Dado que el numerador y el denominador de un factor de conversión son iguales, multiplicar cualquier cantidad por un factor de conversión equivale a multiplicar por 1, lo cual no altera el valor intrínseco de la cantidad. La longitud 8.50 pulg es la misma que 21.6 cm.

En general, iniciamos cualquier conversión examinando las unidades del dato dado y las unidades que queremos. Luego nos preguntamos con qué factores de conversión contamos para ir de las unidades de la cantidad dada a las de la cantidad deseada. Cuando multiplicamos una cantidad por un factor de conversión, las unidades se multiplican y dividen como sigue:

$$\cancel{\text{Unidad dada}} \times \frac{\text{unidad deseada}}{\cancel{\text{unidad dada}}} = \text{unidad deseada}$$

Si no se obtienen las unidades deseadas en un cálculo, forzosamente se cometió un error en algún punto. La inspección cuidadosa de las unidades a menudo revela la fuente del error.

EJERCICIO TIPO 1.9

Si una mujer tiene una masa de 115 lb, ¿qué masa tiene en gramos? (Use las relaciones entre unidades en el interior de la contraportada.)

Solución Dado que queremos pasar de lb a g, buscamos una relación entre estas unidades de masa. En el interior de la contraportada vemos que 1 lb = 453.6 g. Para cancelar las libras y dejar gramos, usamos el factor de conversión que tiene gramos en el numerador y libras en el denominador:

$$\text{Masa en gramos} = (115 \cancel{\text{lb}}) \left(\frac{453.6 \text{ g}}{1 \cancel{\text{lb}}} \right) = 5.22 \times 10^4 \text{ g}$$

La respuesta sólo puede darse con tres cifras significativas, que es el número de cifras significativas que tiene 115 lb.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Usando un factor de conversión del interior de la contraportada, determine la longitud en kilómetros de una carrera de automóviles de 500.0 mi.

Respuesta: 804.7 km

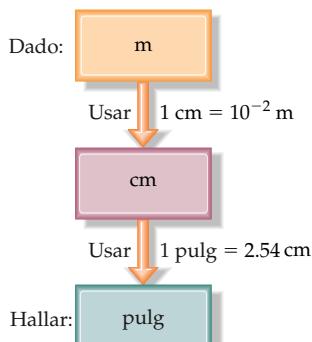


Estrategias en química Cómo estimar las respuestas

Alguien comentó cierta vez con sorna que las calculadoras nos permiten obtener la respuesta incorrecta más rápidamente. Lo que querría implicar es que, si no tenemos la estrategia correcta para resolver un problema y hemos marcado los números correctos, la respuesta será incorrecta. Pero si aprendemos a *estimar* las respuestas, podemos verificar si el resultado que obtenemos de nuestros cálculos es razonable.

De lo que se trata es de hacer un cálculo burdo empleando números redondeados de tal manera que la aritmética se pueda efectuar

fácilmente sin calculadora. Lo que se obtiene es una estimación del orden de la respuesta, o sea que, si bien no obtenemos una respuesta exacta, obtenemos una que tiene más o menos la dimensión correcta. Si trabajamos con unidades aplicando el análisis dimensional y estimamos las respuestas, podremos comprobar fácilmente si los resultados de nuestros cálculos son razonables o no.



Uso de dos o más factores de conversión

Con frecuencia es necesario usar más de un factor de conversión en la resolución de un problema. Por ejemplo, supongamos que nos interesa conocer la longitud en pulgadas de una varilla de 8.00 m. La tabla de la contraportada no da la relación entre metros y pulgadas, pero sí da la relación entre centímetros y pulgadas (1 pulg = 2.54 cm) y, por lo que hemos aprendido de los prefijos métricos, sabemos que $1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$. Por tanto, podemos efectuar la conversión paso por paso, primero de metros a centímetros y luego de centímetros a pulgadas, como se indica en el diagrama al margen.

Al combinar la cantidad dada (8.00 m) con los dos factores de conversión, tenemos

$$\text{Número de pulgadas} = (8.00 \text{ m}) \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right) \left(\frac{1 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}} \right) = 315 \text{ pulg}$$

Aplicamos el primer factor de conversión para cancelar metros y convertir la longitud en centímetros. Por ello, escribimos metros en el denominador y centímetros en el numerador. El segundo factor de conversión debe cancelar centímetros, así que tiene centímetros en el denominador y pulgadas, la unidad deseada, en el numerador.

EJERCICIO TIPO 1.10

La velocidad media de una molécula de nitrógeno en el aire a 25°C es de 515 m/s. Convierta esta velocidad a millas por hora.

Solución Para pasar de las unidades dadas, m/s, a las unidades deseadas, mi/h, debemos convertir metros en millas y segundos en horas. En la contraportada del libro vemos que $1 \text{ mi} = 1.6093 \text{ km}$. Al haber estudiado los prefijos métricos, sabemos que $1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}$. Así, podemos convertir m a km y luego km a mi. También sabemos que $60 \text{ s} = 1 \text{ min}$ y $60 \text{ min} = 1 \text{ h}$. Por tanto, podemos convertir s a min y luego min a h.

Si aplicamos primero las conversiones de distancia y luego las de tiempo, podemos plantear una ecuación larga en la que se cancelan las unidades no deseadas:

$$\begin{aligned} \text{Velocidad en mi>hr} &= \left(515 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right) \left(\frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \right) \left(\frac{1 \text{ mi}}{1.6093 \text{ km}} \right) \left(\frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \right) \left(\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \right) \\ &= 1.15 \times 10^3 \text{ mi/h} \end{aligned}$$

Nuestra respuesta tiene las unidades deseadas. Podemos verificar nuestro cálculo empleando el procedimiento de estimación descrito en el recuadro de “Estrategias” anterior. La velocidad dada es de aproximadamente 500 m/s. Una división entre 1000 convierte m a km, lo que da 0.5 km/s. Dado que 1 mi es aproximadamente 1.6 km, esta velocidad corresponde a $0.5/1.6 = 0.3$ mi/s. La multiplicación por 60 da aproximadamente $0.3 \times 60 = 20$ mi/min. Otra multiplicación por 60 da $20 \times 60 = 1200$ mi/h. La solución aproximada (unas 1200 mi/h) y la solución detallada (1150 mi/h) son parecidas. La respuesta de la resolución detallada tiene tres cifras significativas, que corresponden al número de cifras significativas de la velocidad en m/s.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Un auto rinde 28 mi por galón de gasolina. ¿Cuántos kilómetros rinde por litro?

Respuesta: 12 km/L

Conversiones en que intervienen volúmenes

Los factores de conversión anteriores convierten de una unidad de cierta medida a otra unidad de la misma medida, digamos, de longitud a longitud. También tenemos factores de conversión que convierten de una medida a otra. La densidad de una sustancia, por ejemplo, se puede tratar como un factor de conversión entre masa y volumen. Supongamos que nos interesa conocer la masa en gramos de dos pulgadas

cúbicas (2.00 pulg^3) de oro, que tiene una densidad de 19.3 g/cm^3 . La densidad nos da los siguientes factores:

$$\frac{19.3 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ cm}^3}{19.3 \text{ g}}$$

Dado que la respuesta deseada es una masa en gramos, es evidente que necesitaremos el primero de estos factores, que tiene masa en gramos en el numerador. Sin embargo, para poder usar este factor necesitaremos convertir primero pulgadas cúbicas en centímetros cúbicos. La relación entre pulg^3 y cm^3 no está dada en la contraportada, pero sí se da la relación entre pulgadas y centímetros: $1 \text{ pulg} = 2.54 \text{ cm}$ (exactamente). Si elevamos al cubo ambos miembros de esta ecuación, tendremos $(1 \text{ pulg})^3 = (2.54 \text{ cm})^3$, de donde podemos obtener el factor de conversión deseado:

$$\frac{(2.54 \text{ cm})^3}{(1 \text{ pulg})^3} = \frac{(2.54)^3 \text{ cm}^3}{(1)^3 \text{ pulg}^3} = \frac{16.39 \text{ cm}^3}{1 \text{ pulg}^3}$$

Adviértase que tanto los números como las unidades se elevan al cubo. Además, dado que 2.54 es un número exacto, podemos conservar tantos dígitos de $(2.54)^3$ como necesitemos. Hemos usado cuatro, uno más que el número de dígitos de la densidad (19.3 g/cm^3). Si aplicamos nuestros factores de conversión, podremos resolver ya el problema:

$$\text{Masa en gramos} = (2.00 \text{ pulg}^3) \left(\frac{16.39 \text{ cm}^3}{1 \text{ pulg}^3} \right) \left(\frac{19.3 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \right) = 633 \text{ g}$$

La respuesta final se informa con tres cifras significativas, el mismo número que hay en 2.00 y en 19.3 .

EJERCICIO TIPO 1.11

¿Qué masa en gramos tiene 1.00 gal de agua? La densidad del agua es 1.00 g/mL .

Solución Antes de comenzar a resolver este ejercicio, tomamos nota de lo siguiente:

1. Nos dan 1.00 gal de agua.
2. Queremos obtener la masa en gramos.
3. Tenemos los factores de conversión siguientes, sea porque nos los dieron, porque son muy conocidos o porque están en la contraportada del libro:

$$\frac{1.00 \text{ g agua}}{1 \text{ mL agua}} \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad \frac{1 \text{ L}}{1.057 \text{ ct}} \quad \frac{1 \text{ gal}}{4 \text{ ct}}$$

El primero de estos factores se debe usar tal como está escrito (con gramos en el numerador) para dar el resultado deseado, pero el último debe invertirse para cancelar galones. La solución está dada por

$$\begin{aligned} \text{Masa en gramos} &= (1.00 \text{ gal}) \left(\frac{4 \text{ ct}}{1 \text{ gal}} \right) \left(\frac{1 \text{ L}}{1.057 \text{ ct}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1.00 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \right) \\ &= 3.78 \times 10^3 \text{ g de agua} \end{aligned}$$

Las unidades de nuestra respuesta final son las debidas, y también ya nos ocupamos de las cifras significativas. Podemos comprobar nuestro cálculo con el procedimiento de estimación. Si redondeamos 1.057 a 1 y nos concentrarnos en los números que no son 1 , tendremos simplemente $4 \times 1000 = 4000 \text{ g}$, que concuerda con el cálculo detallado.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

- Calcule la masa de 1.00 ct de benceno, que tiene una densidad de 0.879 g/mL .
 - Si el volumen de un objeto se informa como 5.0 ft^3 , ¿qué volumen tiene en metros cúbicos?
- Respuestas:** (a) 832 g ; (b) 0.14 m^3



Estrategias en química La importancia de la práctica

Si alguna vez ha tocado un instrumento musical o ha participado en competencias atléticas, sabe que las claves del éxito son la práctica y la disciplina. No es posible aprender a tocar el piano con sólo escuchar música, y no podemos aprender a jugar baloncesto con sólo ver juegos por televisión. Asimismo, no es posible aprender química limitándose a ver lo que hace el profesor. Por lo regular, no basta con leer este libro, asistir a clase o repasar las notas para aprobar los exámenes. La tarea del estudiante no es meramente entender cómo alguien más usa la química, sino poder usarla él mismo. Para ello se requiere practicar con regularidad, y todo lo que se tiene que hacer con regularidad exige autodisciplina hasta que se convierte en un hábito.

A lo largo del libro, hemos incluido ejercicios de muestra cuya resolución se explica con detalle. Un ejercicio de práctica, para el cual sólo se da la respuesta, acompaña a cada ejercicio de muestra. Es importante que el estudiante utilice estos ejercicios como ayudas para el aprendizaje. Los ejercicios de fin de capítulo proporcionan pre-

guntas adicionales que ayudarán al lector a entender el material del capítulo. Los números rojos indican ejercicios para los cuales se dan las respuestas al final del libro. En el apéndice A se hace un repaso de las matemáticas básicas.

Los ejercicios de práctica de este texto y las tareas que pida el profesor constituyen la práctica mínima que se necesita para tener éxito en el curso de química. Sólo si el estudiante resuelve todos los problemas asignados enfrentará toda la gama de dificultad y cobertura que el profesor espera que domine para los exámenes. No existe sustituto para un esfuerzo determinado y tal vez prolongado para resolver los problemas sin ayuda. No obstante, si se “atora” realmente en un problema, obtenga ayuda del profesor, del asistente de docencia, de un consultor o de otro estudiante. Dedicar un tiempo exagerado a un solo ejercicio raras veces resulta productivo a menos que se sepa que es extremadamente difícil y requiere un gran esfuerzo mental.

Resumen y términos clave

Introducción y Sección 1.1 La **química** es el estudio de la composición, estructura, propiedades y cambios de la **materia**. La composición de la materia tiene que ver con los tipos de **elementos** que contiene. La estructura de la materia tiene que ver con la forma como están dispuestos los **átomos** de esos elementos. Una **molécula** es una entidad compuesta por dos o más átomos que están unidos entre sí de forma específica.

Sección 1.2 La materia existe en tres estados físicos: **gaseoso, líquido y sólido**, que se conocen como **estados de la materia**. Hay dos clases de **sustancias puras**: **elementos** y **compuestos**. Cada elemento tiene una sola clase de átomo y se representa con un símbolo químico que consiste en una o dos letras, siendo mayúscula la primera. Los compuestos constan de dos o más elementos unidos químicamente. La **ley de la composición constante**, también llamada **ley de las proporciones definidas**, dice que la composición elemental de un compuesto puro siempre es la misma. La mayor parte de la materia consiste en una mezcla de sustancias. Las **mezclas** tienen composición variable y pueden ser homogéneas o heterogéneas; las mezclas homogéneas se llaman **disoluciones**.

Sección 1.3 Cada sustancia tiene un conjunto único de **propiedades físicas** y **propiedades químicas** que pueden servir para identificarla. Durante un **cambio físico**, la materia no cambia su composición. Los **cambios de estado** son cambios físicos. En un **cambio químico (reacción química)** una sustancia se transforma en otra químicamente distinta. Las **propiedades intensivas** son independientes de la cantidad de materia examinada y sirven para identificar las sustancias. Las **propiedades extensivas** tienen que ver con la cantidad de sustancia presente. Las diferencias en sus propiedades físicas y químicas sirven para separar a las sustancias.

El **método científico** es un proceso dinámico que sirve para contestar preguntas acerca del mundo físico. Las observaciones y experimentos dan lugar a **leyes científicas**, reglas generales que resumen el comportamiento de la naturaleza. Las observaciones también conducen a explicaciones tentativas o **hipótesis**. Si una hipótesis se prueba y refina podría dar origen a una **teoría**.

Sección 1.4 Las mediciones en química se efectúan empleando el **sistema métrico**. Se hace hincapié especial en cierto conjunto de unidades métricas llamadas **unidades SI**, que se basan en el metro, el kilogramo y el segundo como unidades fundamentales de longitud, **masa** y **tiempo**, respectivamente. El sistema métrico utiliza una serie de prefijos para indicar fracciones o múltiplos decimales de las unidades fundamentales. La escala de temperatura del SI es la **escala Kelvin**, aunque también se usa con frecuencia la **escala Celsius**. La **densidad** es una propiedad importante que es igual a la masa dividida entre el volumen.

Sección 1.5 Todas las cantidades medidas son inexactas en mayor o menor grado. La **precisión** de una medición indica qué tanto concuerdan entre sí diferentes mediciones de una cantidad. La **exactitud** de una medición indica qué tanto concuerda una medición con el valor aceptado o “verdadero”. Las **cifras significativas** de una cantidad medida incluyen un dígito estimado, que es el último dígito de la medición. Las cifras significativas indican el alcance de la incertidumbre de la medición. Se deben seguir ciertas reglas para que un cálculo en el que intervienen cantidades medidas se informe con el número correcto de cifras significativas.

Sección 1.6 En la estrategia de **análisis dimensional** para la resolución de problemas se incluyen las unidades de las

mediciones a través de los cálculos. Las unidades se multiplican, dividen o cancelan igual que las cantidades algebraicas. La obtención de las unidades correctas para el resultado final es una forma importante de verificar el método de

cálculo. Para convertir unidades y para resolver varios otros tipos de problemas se pueden usar **factores de conversión**. Estos factores son cocientes construidos a partir de relaciones válidas entre cantidades equivalentes.

Ejercicios

Clasificación y propiedades de la materia

- 1.1** Clasifique cada una de las siguientes como sustancia pura o mezcla; si es una mezcla, indique si es homogénea o heterogénea: (a) arroz con leche; (b) agua de mar; (c) magnesio; (d) gasolina
- 1.2** Clasifique cada una de las siguientes como sustancia pura o mezcla; si es una mezcla, indique si es homogénea o heterogénea: (a) aire; (b) jugo de tomate; (c) cristales de yodo; (d) arena.
- 1.3** Escriba el símbolo químico de los siguientes elementos: (a) aluminio; (b) sodio; (c) bromo; (d) cobre; (e) silicio; (f) nitrógeno; (g) magnesio; (h) helio.
- 1.4** Escriba el símbolo químico para cada uno de los siguientes elementos: (a) carbono; (b) potasio; (c) cloro; (d) zinc; (e) fósforo; (f) argón; (g) calcio; (h) plata.
- 1.5** Nombre los elementos químicos representados por los siguientes símbolos: (a) H; (b) Mg; (c) Pb; (d) Si; (e) F; (f) Sn; (g) Mn; (h) As.
- 1.6** Nombre los siguientes elementos: (a) Cr; (b) I; (c) Li; (d) Se; (e) Pb; (f) V; (g) Hg; (h) Ga.
- 1.7** Una sustancia sólida blanca A se calienta intensamente en ausencia de aire y se descompone para formar una nueva sustancia blanca B y un gas C. El gas tiene exactamente las mismas propiedades que el producto que se obtiene cuando se quema carbono con exceso de oxígeno. Con base en estas observaciones, ¿podemos determinar si los sólidos A y B y el gas C son elementos o compuestos? Explique sus conclusiones para cada sustancia.
- 1.8** En 1807, el químico inglés Humphry Davy pasó una corriente eléctrica por hidróxido de potasio fundido y aisgó una sustancia brillante y reactiva. Davy aseguró haber descubierto un nuevo elemento, al que llamó potasio. En esos tiempos, antes de la aparición de los instrumentos modernos, ¿cómo se justificaba la aseveración de que una sustancia era un elemento?
- 1.9** Haga un dibujo, como el de la figura 1.5, que muestre una mezcla homogénea de vapor de agua y gas argón (que existe como átomos de argón).

Unidades de medición

- 1.17** ¿Qué potencia decimal representan las siguientes abreviaturas: (a) d; (b) c; (c) f; (d) μ ; (e) M; (f) k; (g) n; (h) m; (i) p?
- 1.18** Use prefijos métricos apropiados para escribir las siguientes mediciones sin usar exponentes:
 - (a) 6.5×10^{-6} m;
 - (b) 6.35×10^{-4} L;
 - (c) 2.5×10^{-3} L;
 - (d) 4.23×10^{-9} m³;
 - (e) 12.5×10^{-8} kg;
 - (f) 3.5×10^{-11} s;
 - (g) 6.54×10^9 fs.

- 1.10** Haga un dibujo, como el de la figura 1.5, que muestre una mezcla heterogénea de aluminio metálico (que se compone de átomos de aluminio) y oxígeno gaseoso (que se compone de moléculas que contienen dos átomos de oxígeno cada una).
- 1.11** En un intento por caracterizar una sustancia, un químico hace las siguientes observaciones. La sustancia es un metal lustroso color blanco plateado que se funde a 649°C y hierve a 1105°C; su densidad a 20°C es de 1.738 g/cm³. La sustancia arde en aire, produciendo una luz blanca intensa, y reacciona con cloro para producir un sólido blanco quebradizo. La sustancia se puede golpear hasta convertirla en láminas delgadas o estirarse para formar alambres, y es buena conductora de la electricidad. ¿Cuáles de estas características son propiedades físicas y cuáles químicas?
- 1.12** Lea la siguiente descripción del elemento zinc e indique cuáles de las propiedades son físicas y cuáles químicas. El zinc es un metal color gris plateado que funde a 420°C. Cuando se añaden gránulos de zinc a ácido sulfúrico diluido, se desprende hidrógeno y el metal se disuelve. El zinc tiene una dureza en la escala Mohs de 2.5 y una densidad de 7.13 g/cm³ a 25°C. Reacciona lentamente con oxígeno gaseoso a temperaturas elevadas para formar óxido de zinc, ZnO
- 1.13** Rotule cada uno de los siguientes como proceso físico o químico: (a) corrosión de aluminio metálico; (b) fundir hielo; (c) pulverizar una aspirina; (d) digerir una golosina; (e) explosión de nitroglicerina.
- 1.14** Se enciende un fósforo y se sostiene bajo un trozo de metal frío. Se hacen las siguientes observaciones: (a) El fósforo arde. (b) El metal se calienta. (c) Se condensa agua sobre el metal. (d) Se deposita hollín (carbono) en el metal. ¿Cuáles de estos sucesos se deben a cambios físicos y cuáles a cambios químicos?
- 1.15** Un matraz contiene un líquido transparente e incoloro. Si es agua, ¿cómo podría determinar si contiene sal de mesa disuelta o no? ¡No la pruebe!
- 1.16** Sugiera un método para separar cada una de estas mezclas en sus dos componentes: (a) azúcar con arena; (b) hierro con azufre.

- 1.19** Realice las conversiones siguientes: (a) 25.5 mg a g; (b) 4.0×10^{-10} m a nm; (c) 0.575 mm a μ m.
- 1.20** Convierta (a) 1.48×10^2 kg a g; (b) 0.0023 μ m a nm; (c) 7.25×10^{-4} s a ms.
- 1.21** Indique si las siguientes son mediciones de longitud, área, volumen, masa, densidad, tiempo o temperatura: (a) 5 ns; (b) 5.5 kg/m³; (c) 0.88 pm; (d) 540 km²; (e) 173 K; (f) 2 mm³; (g) 23°C

- 1.22** ¿Qué tipo de medición (por ejemplo, longitud, volumen, densidad) indican las siguientes unidades: (a) mL; (b) cm²; (c) mm³; (d) mg/L; (e) ps; (f) nm; (g) K?
- 1.23** (a) Una muestra de tetracloruro de carbono, un líquido que solía usarse para el lavado en seco, tiene una masa de 39.73 g y un volumen de 25.0 mL a 25°C. Calcule su densidad a esta temperatura. ¿El tetracloruro de carbono flota en agua? (Los materiales menos densos que el agua flotan en ella.) (b) La densidad del platino es de 21.45 g/cm³ a 20°C. Calcule la masa de 75.00 cm³ de platino a esa temperatura. (c) La densidad del magnesio es de 1.738 g/cm³ a 20°C. Calcule el volumen de 87.50 g de este metal a esa temperatura.
- 1.24** (a) Un cubo del metal osmio de 1.500 cm por lado tiene una masa de 76.31 g a 25°C. Calcule su densidad en g/cm³ a esa temperatura. (b) La densidad del metal titanio es de 4.51 g/cm³ a 25°C. ¿Qué masa de titanio desplaza 65.8 mL de agua a 25°C? (c) La densidad del benceno a 15°C es de 0.8787 g/mL. Calcule la masa de 0.1500 L de benceno a esa temperatura.

1.25 (a) Para identificar una sustancia líquida, una estudiante determinó su densidad. Empleando una probeta graduada, midió una muestra de 45 mL de la sustancia. A continuación, determinó la masa de la muestra, encontrando que pesaba 38.5 g. Ella sabía que la sustancia tenía que ser alcohol isopropílico (densidad = 0.785 g/mL) o bien tolueno (densidad = 0.866 g/mL). ¿Cuál fue la densidad calculada y cuál es la probable identidad de la sustancia? (b) Un experimento requiere 45.0 g de etilenglicol, un líquido cuya densidad es de 1.114 g/mL. En vez de pesar la muestra en una balanza, un químico opta por medir el líquido con una probeta graduada. ¿Qué volumen de líquido deberá usar? (c) Un trozo cúbico de un metal mide 5.00 cm por lado. Si el metal es níquel, con densidad de 8.90 g/cm³, ¿qué masa tiene el cubo?

- 1.26** (a) Habiéndose desprendido la etiqueta de un frasco que contiene un líquido transparente el cual se piensa que es benceno, un químico midió la densidad del líquido con objeto de verificar su identidad. Una porción de 25.0 mL del líquido tuvo una masa de 21.95 g. En un manual de química se indica que la densidad del benceno a 15°C es de 0.8787 g/mL. ¿La densidad calculada concuerda con el valor tabulado? (b) Un experimento requiere 15.0 g de ciclohexano, cuya densidad a 25°C es de 0.7781 g/mL. ¿Qué volumen de ciclohexano debe usarse? (c) Una esfera de plomo tiene 5.0 cm de diámetro. ¿Qué masa tiene la esfera si la densidad del plomo es de 11.34 g/cm³? (El volumen de una esfera es $\left(\frac{4}{3}\right)\pi r^3$.)

[1.27] El oro puede martillarse hasta formar láminas extremadamente delgadas llamadas pan de oro. Si un trozo de 200 mg de oro (densidad = 19.32 g/cm³) se martillea hasta formar una lámina que mide 2.4×1.0 ft, calcule el espesor medio de la lámina en metros. ¿Cómo podría expresarse el espesor sin notación exponencial, empleando un prefijo métrico apropiado?

- 1.28** Una varilla cilíndrica de silicio tiene 16.8 cm de longitud y una masa de 2.17 kg. La densidad del silicio es de 2.33 g/cm³. ¿Qué diámetro tiene el cilindro? (El volumen de un cilindro está dado por $\pi r^2 h$, donde r es el radio y h es la altura.)

1.29 Efectúe las conversiones siguientes: (a) 62°F a °C; (b) 216.7°C a °F; (c) 233°C a K; (d) 315 K a °F; (e) 2500°F a K.

- 1.30** (a) La temperatura en un tibio día de verano es de 87°F. Exprese esa temperatura en °C. (b) El punto de fusión del bromuro de sodio (una sal) es de 755°C. Exprese esta temperatura en °F. (c) El tolueno se congela a -95°C. Exprese su punto de congelación en kelvin y en grados Fahrenheit. (d) Muchos datos científicos se reportan a 25°C. Exprese esta temperatura en kelvin y en grados Fahrenheit. (e) El neón, el elemento gaseoso empleado para fabricar anuncios luminosos, tiene un punto de fusión de -248.6°C y un punto de ebullición de -246.1°C. Exprese estas temperaturas en kelvin.

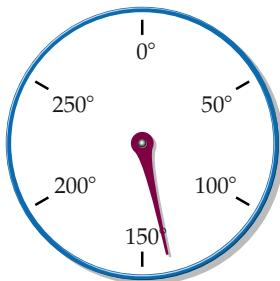
Incertidumbre en la medición

- 1.31** Indique cuáles de los siguientes son números exactos: (a) la masa de un broche para papel; (b) el área total de una moneda; (c) el número de pulgadas que hay en una milla; (d) el número de onzas que hay en una libra; (e) el número de microsegundos que hay en una semana; (f) el número de páginas que tiene este libro.
- 1.32** Indique cuáles de los siguientes son números exactos: (a) la masa de una lata de café de 32 onzas; (b) el número de estudiantes en su grupo de química; (c) la temperatura de la superficie del Sol; (d) la masa de un sello de correo; (e) el número de mililitros en un metro cúbico de agua; (f) la estatura media de los estudiantes de su escuela.

- 1.33** ¿Qué longitud tiene el lápiz en esta figura? ¿Cuántas cifras significativas tiene esta medición?



- 1.34** Se muestra un termómetro de horno con escala circular. ¿Qué temperatura indica la escala? ¿Cuántas cifras significativas tiene la medición?



- 1.35** Indique el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas: (a) 1282 kg; (b) 0.00296 s; (c) 8.070 mm; (d) 0.0105 L; (e) 9.7750×10^{-4} cm.
- 1.36** Indique el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas: (a) 5.404×10^2 km; (b) 0.0234 m²; (c) 5.500 cm; (d) 430.98 K; (e) 204.080 g.

1.37 Redondee los números que siguen a cuatro cifras significativas y exprese el resultado en notación exponencial estándar: (a) 300.235800; (b) 456,500; (c) 0.006543210; (d) 0.000957830; (e) 50.778×10^3 ; (f) -0.035000.

1.38 Redondee los números que siguen a tres cifras significativas y exprese el resultado en notación exponencial estándar: (a) 143,700; (b) 0.09750; (c) 890,000; (d) 6.764×10^4 ; (e) 33,987.22; (f) -6.5559.

1.39 Efectúe las siguientes operaciones y exprese las respuestas con el número apropiado de cifras significativas:

- (a) $21.2405 + 5.80$; (b) $13.577 - 21.6$;
 (c) $(5.03 \times 10^{-4})(3.6675)$; (d) $0.05770/75.3$.

1.40 Efectúe las siguientes operaciones y exprese las respuestas con el número apropiado de cifras significativas:

- (a) $320.55 - (6104.5/2.3)$; (b) $[(285.3 \times 10^5) - (1.200 \times 10^3)] \times 2.8954$; (c) $(0.0045 \times 20,000.0) + (2813 \times 12)$; (d) $863 \times [1255 - (3.45 \times 108)]$.

Análisis dimensional

1.41 Cuando convierte unidades, ¿cómo decide qué parte del factor de conversión va en el numerador y cuál va en el denominador?

1.42 Utilizando la información del interior de la contraportada, escriba los factores de conversión requeridos para convertir (a) mi en km; (b) oz en g; (c) ct en L.

1.43 Realice las siguientes conversiones: (a) 0.076 L a mL; (b) 5.0×10^{-8} m a nm; (c) 6.88×10^5 ns a s; (d) 1.55 kg/m^3 a g/L; (e) 5.850 gal/h a L/s.

1.44 (a) La velocidad de la luz en el vacío es de 2.998×10^8 m/s. Exprese esta velocidad en km/h. (b) Los océanos contienen aproximadamente $1.35 \times 10^9 \text{ km}^3$ de agua. Exprese este volumen en litros. (c) Una persona que padece hipercolesterolemia (nivel elevado de colesterol en la sangre) tiene 232 mg de colesterol en 100 mL de su sangre. Si el volumen total de sangre de la persona es de 5.2 L, ¿cuántos gramos de colesterol total contiene la sangre de ese individuo?

1.45 Realice las conversiones siguientes: (a) 5.00 días a s; (b) 0.0550 mi a m; (c) \$1.89/gal a dólares por litro; (d) 0.510 pulg/ms a km/h; (e) 22.50 gal/min a L/s; (f) 0.02500 ft³ a cm³.

1.46 Realice las siguientes conversiones: (a) 145.7 ft a m; (b) 0.570 ct (cuartos de galón) a mL; (c) $3.75 \mu\text{m/s}$ a km/h; (d) 3.977 yd^3 a m³; (e) \$2.99/lb a dólares por kg; (f) 9.75 lb/ft^3 a g/mL.

1.47 (a) ¿Cuántos litros de vino puede contener un tonel cuya capacidad es de 31 gal? (b) La dosis recomendada para adultos de Elixofilina®, un fármaco empleado en el tratamiento del asma, es de 6 mg/kg de masa corporal. Calcule la dosis en miligramos para una persona de 150 lb. (c) Si un automóvil puede recorrer 254 mi con 11.2 gal de gasolina, calcule el rendimiento de la gasolina en km/L. (d) Una libra de café en grano rinde 50 tazas de café (4 tazas = 1 ct). ¿Cuántos mililitros de café se pueden preparar con 1 g de café en grano?

1.48 (a) Si un automóvil eléctrico puede viajar 225 km con una sola carga, ¿cuántas cargas necesitará para viajar de Boston, Massachusetts, a Miami, Florida, una distancia de 1486 mi, suponiendo que inicia el viaje con una carga completa? (b) Si un somorgujo migratorio vuela con una velocidad media de 14 m/s, ¿qué velocidad media tiene en mi/h? (c) Calcule el desplazamiento en litros de los pistones de un motor cuyo desplazamiento se da como 450 pulg³. (d) En marzo de 1989, el *Exxon Valdez* encalló y derramó 240,000 barriles de petróleo crudo cerca de las costas de Alaska. Un barril de petróleo equivale a 42 gal. ¿Cuántos litros de petróleo se derramaron?

1.49 La densidad del aire a presión atmosférica normal y 25°C es de 1.19 g/L. Calcule la masa, en kilogramos, del aire contenido en una habitación que mide $12.5 \times 15.5 \times 8.0$ ft.
1.50 La concentración de monóxido de carbono en un departamento urbano es de $48 \mu\text{g/m}^3$. ¿Qué masa de monóxido de carbono en gramos está presente en una habitación que mide $9.0 \times 14.5 \times 8.8$ ft?

1.51 Una refinería de cobre produce un lingote de cobre que pesa 150 lb. Si el cobre se estira para formar alambre de 8.25 mm de diámetro, ¿cuántos pies de cobre podrán obtenerse del lingote? La densidad del cobre es de 8.94 g/cm³.

1.52 El dólar de plata Morgan tiene una masa de 26.73 g. Por ley, esta moneda debía contener 90% de plata, siendo el resto cobre. (a) Cuando la moneda se acuñó a finales del siglo XIX, la onza troy (31.1 g) de plata costaba \$1.18. A este precio, ¿cuánto valía la plata de la moneda? (b) Hoy día, la plata se vende a \$5.30 la onza troy. ¿Cuántos dólares de plata se requieren para obtener \$25.00 de plata pura?

1.53 Empleando técnicas de estimación, determine cuál de estas cosas es la más pesada y cuál es la más ligera: una bolsa de papas de 5 lb, una bolsa de azúcar de 5 kg o 1 gal de agua (densidad = 1.0 g/mL).

1.54 Empleando técnicas de estimación, ordene estas cosas de la más corta a la más larga: un tramo de 57 cm de cordón, un zapato de 14 pulg de largo y un tramo de 1.1 m de tubo.

tífica. ¿Cuál se refiere a cómo se comporta la materia y cuál a por qué se comporta como lo hace?

1.55 ¿Qué significan los términos *composición* y *estructura* cuando se refieren a la materia?

1.56 Clasifique cada una de las siguientes como sustancia pura, disolución o mezcla heterogénea: una moneda de oro; una taza de café; una tabla de madera. ¿Qué ambigüedades hay al determinar claramente la naturaleza del material a partir de la descripción dada?

1.57 (a) ¿Qué diferencia hay entre una hipótesis y una teoría?
 (b) Explique la diferencia entre una teoría y una ley científica.

1.58 Una muestra de ácido ascórbico (vitamina C) se sintetiza en un laboratorio. La muestra contiene 1.50 g de carbono y 2.00 g de oxígeno. Otra muestra de ácido ascórbico aislada de cítricos contiene 6.35 g de carbono. ¿Cuántos gramos de oxígeno contiene esta otra muestra? ¿Qué ley se está suponiendo al contestar esta pregunta?

1.59 Dos estudiantes determinan el porcentaje de plomo en una muestra, como ejercicio de laboratorio. El verdadero

porcentaje es de 22.52%. Los resultados de los estudiantes para las tres determinaciones son:

1. 22.52, 22.48, 22.54
2. 22.64, 22.58, 22.62

(a) Calcule el porcentaje promedio de cada juego de datos, e indique cuál es el más exacto con base en el promedio. (b) La precisión puede evaluarse examinando la media de las desviaciones respecto al valor medio para ese conjunto de datos. (Calcule el valor promedio para cada juego de datos y luego calcule el valor medio de las desviaciones absolutas de cada medición respecto al valor medio.) ¿Cuál conjunto de resultados es más preciso?

- 1.60** ¿Es apropiado el uso de cifras significativas en cada una de las siguientes afirmaciones? ¿Por qué sí o por qué no?

(a) La circulación de *Reader's Digest* en 1976 fue de 17,887,299. (b) Hay más de 1.4 millones de personas en Estados Unidos que tienen el apellido Brown. (c) La precipitación pluvial media anual en San Diego, California, es de 20.54 cm. (d) En Canadá, entre 1978 y 1992, la incidencia de obesidad en los hombres aumentó del 6.8% al 12.0%.

- 1.61** El punto de ebullición del neón es de $-246.1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Exprese esta temperatura en kelvin y en $^{\circ}\text{F}$.

- 1.62** Indique las unidades SI derivadas para cada una de las siguientes cantidades en términos de unidades SI fundamentales: (a) aceleración = distancia/tiempo²; (b) fuerza = masa \times aceleración; (c) trabajo = fuerza \times distancia; (d) presión = fuerza/área; (e) potencia = trabajo/tiempo.

- 1.63** Un recipiente que contiene 40 lb de turba mide $14 \times 20 \times 30$ pulg. Un recipiente que contiene 40 lb de tierra tiene un volumen de 1.9 gal. Calcule la densidad media de la turba y de la tierra en g/cm^3 . ¿Sería correcto decir que la turba es "más ligera" que la tierra? Explique.

- 1.64** Se fabrican esferas pequeñas con la misma masa, de plomo (densidad = $11.3\text{ g}/\text{cm}^3$), plata ($10.5\text{ g}/\text{cm}^3$) y aluminio ($2.70\text{ g}/\text{cm}^3$). ¿Cuál esfera tiene mayor diámetro y cuál tiene el diámetro más pequeño?

- 1.65** Las sustancias líquidas mercurio (densidad = 13.5 g/mL), agua (1.00 g/mL) y ciclohexano (0.778 g/mL) no forman una disolución al mezclarse; se separan en capas. Dibuja cómo se ubicarían los líquidos en un tubo de ensayo.

- 1.66** La producción anual de hidróxido de sodio en Estados Unidos en 1999 fue de 23,200 millones de libras. (a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se produjeron en ese año? (b) La densidad del hidróxido de sodio es de $2.130\text{ g}/\text{cm}^3$. ¿Cuántos kilómetros cúbicos se produjeron?

- 1.67** (a) Se nos da un frasco que contiene 4.59 cm^3 de un sólido metálico. La masa total del frasco y el sólido es de 35.66 g. El frasco vacío pesa 14.23 g. Calcule la densidad del sólido. (b) El mercurio se vende en un frasco cuya etiqueta indica que tiene una masa neta de 34.5 kg. Calcule el volumen del envase de mercurio si la densidad del metal es de 13.6 g/mL . (c) A un estudiante de licenciatura se le ocurre quitar una esfera decorativa de piedra, que tiene 28.9 cm de radio, de la fachada de un edificio del campus. Si la densidad de la piedra es de $3.52\text{ g}/\text{cm}^3$, ¿qué masa tiene la esfera? [El volumen de una esfera es $V = (3/4)\pi r^3$.] ¿Es verosímil que pueda llevársela cargando sin ayuda?

- 1.68** Una muestra de 32.65 g de un sólido se coloca en un matraz. Se añade al matraz tolueno, en el que el sólido es insoluble, de modo que el volumen total del sólido y el

líquido es 50.00 mL. El sólido y el tolueno juntos pesan 58.58 g. La densidad del tolueno a la temperatura del experimento es de 0.864 g/mL . Calcule la densidad del sólido.

- [1.69]** Suponga que decide definir su propia escala de temperatura empleando el punto de congelación ($-11.5\text{ }^{\circ}\text{C}$) y el punto de ebullición ($197.6\text{ }^{\circ}\text{C}$) del etilenglicol. Si establece el punto de congelación como $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, y el de ebullición como $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿cuál sería el punto de congelación del agua en esta nueva escala?

- 1.70** Hace poco, uno de los autores de este libro corrió un medio maratón, una carrera de 13 mi 192 yd, en un tiempo de 1 h, 44 min y 18 s. (a) Calcule la velocidad promedio del corredor en millas por hora. (b) Calcule el paso del corredor en minutos y segundos por milla.

- 1.71** La distancia entre la Tierra y la Luna es de aproximadamente 240,000 mi. (a) Exprese esta distancia en metros. (b) El *Concorde SST* tiene una velocidad respecto al aire de 2400 km/h. Si el *Concorde* pudiera volar a la Luna, ¿cuántos segundos tardaría?

- 1.72** Una moneda de 25 centavos de dólar tiene una masa de 5.67 g y un espesor aproximado de 1.55 mm . (a) ¿Cuántas de estas monedas tendrían que apilarse para alcanzar una altura de 575 ft, la misma que tiene el Monumento a Washington? (b) ¿Cuánto pesaría esta pila? (c) ¿Cuánto dinero contendría esta pila? (d) En 1998 la deuda nacional de Estados Unidos era de 4.9 billones de dólares. ¿Cuántas pilas como la que se describe aquí se necesitarían para saldar esta deuda?

- 1.73** En Estados Unidos, el agua empleada para riego se mide en acres-pie. Un acre-pie de agua cubre un acre hasta una profundidad exacta de un pie. Un acre mide 4840 yd^2 . Un acre-pie es suficiente agua para aprovisionar dos hogares típicos durante 1.00 años. El agua desalinizada cuesta cerca de \$2480 por acre-pie. (a) ¿Cuánto cuesta el litro de agua desalinizada? (b) ¿Cuánto tendría que pagar un hogar al día si ésta fuera la única fuente de agua?

- [1.74]** Un recipiente cilíndrico con radio r y altura h tiene un volumen de $\pi r^2 h$. (a) Calcule el volumen en centímetros cúbicos de un cilindro con radio de 3.55 cm y altura de 75.3 cm . (b) Calcule el volumen en metros cúbicos de un cilindro de 22.5 pulg de altura y 12.9 pulg de diámetro. (c) Calcule la masa en kilogramos de un volumen de mercurio igual al volumen del cilindro de la parte (b). La densidad del mercurio es de $13.6\text{ g}/\text{cm}^3$.

- 1.75** Un tubo cilíndrico de vidrio con una longitud de 15.0 cm , sellado en un extremo, se llena con etanol. Se determina que la masa de etanol necesaria para llenar el tubo es de 11.86 g . La densidad del etanol es de 0.789 g/mL . Calcule el diámetro interior del tubo en centímetros.

- [1.76]** El oro se mezcla (formando una aleación) con otros metales para aumentar su dureza y fabricar joyería con él. (a) Considere una alhaja de oro que pesa 9.85 g y tiene un volumen de 0.675 cm^3 . La alhaja sólo contiene oro y plata, cuyas densidades son $19.3\text{ g}/\text{cm}^3$ y $10.5\text{ g}/\text{cm}^3$, respectivamente. Suponiendo que el volumen total de la alhaja es la suma de los volúmenes del oro y la plata que contiene, calcule el porcentaje de oro (en masa) de la alhaja. (b) La cantidad relativa de oro en una aleación normalmente se expresa en unidades de quilates. El oro puro es de 24 quilates, y el porcentaje de oro en una aleación se da como un porcentaje de este valor. Por ejemplo, una aleación que tiene 50% de oro es de 12 quilates. Exprese la pureza de la alhaja en quilates.

- [1.77] Suponga que recibe una muestra de un líquido homogéneo. ¿Qué haría para determinar si es una disolución o una sustancia pura?
- [1.78] La cromatografía (Figura 1.14) es un método sencillo pero confiable para separar una mezcla en sus sustancias constituyentes. Suponga que usa la cromatografía para separar una mezcla de dos sustancias. ¿Cómo sabría si logró separarlas? ¿Puede proponer una forma de cuantificar qué tan buena es la separación?
- [1.79] Le han encargado separar un material granular necesario, cuya densidad es de 3.62 g/cm^3 , de un material granular indeseable cuya densidad es de 2.04 g/cm^3 . El método que ha escogido consiste en agitar la mezcla con un líquido en el cual el material más pesado se irá al fondo y el más ligero flotará. Un sólido flota en cualquier líquido que sea más denso. Utilizando un manual de química, encuentre las densidades de las siguientes sustancias: tetracloruro de carbono, hexano, benceno y yoduro de metileno. ¿Cuál de estos líquidos serviría para efectuar la separación, suponiendo que no hay interacción química entre el líquido y los sólidos?
- [1.80] No siempre es fácil entender los conceptos de exactitud y precisión. A continuación describimos dos estudios:

(a) La masa de un patrón secundario de peso se determina pesándolo en una balanza muy precisa en condiciones de laboratorio estrictamente controladas. Se toma como peso del patrón el promedio de 18 mediciones. (b) Un grupo de 10,000 hombres entre los 50 y 55 años de edad se investiga para determinar si hay alguna relación entre la ingesta de calorías y el nivel de colesterol en la sangre. El cuestionario que deben contestar los sujetos es muy detallado, y les pregunta acerca de sus hábitos de alimentación, bebida, tabaquismo, etc. El informe de resultados dice que, para hombres con estilos de vida comparables, hay una posibilidad del 40% de que el nivel de colesterol en la sangre rebase 230 si la persona consume más de 40 calorías por gramo de peso corporal por día.

Comente y compare estos dos estudios en términos de la precisión y la exactitud del resultado en cada caso. ¿Qué diferencias hay entre la naturaleza de los dos estudios en cuanto a aspectos que afectan la exactitud y la precisión de los resultados? ¿Qué se requiere para que cualquier estudio dado tenga alta precisión y exactitud? En estos dos estudios, ¿qué factores que podrían afectar la exactitud y la precisión no se están controlando? En general, qué medidas pueden tomarse para lograr una mayor precisión y exactitud?



Ejercicios con el CD-ROM

- 1.81 Experimente con la actividad **Fases de los elementos** (*Phases of the Elements*, *eCapítulo 1.2*). (a) ¿Cuántos elementos son líquidos a temperatura ambiente y cuáles son? (b) Escoja dos temperaturas —una más alta y una más baja que la temperatura ambiente— y determine cuáles elementos son líquidos a esas temperaturas.
- 1.82 Vea el video **Electrólisis del agua** (*Electrolysis of Water*, *eCapítulo 1.2*). (a) ¿Cómo sabe, por este experimento, que el agua es un compuesto y no un elemento? (b) Si realizará un experimento similar con bromo líquido en lugar de agua líquida en el aparato, ¿qué cree que sucedería?
- 1.83 El principio de que partículas con carga opuesta se atraen y cargas iguales se repelen se resume en la ley de Coulomb. Pruebe algunos experimentos empleando la actividad **Ley de Coulomb** (*Coulomb's Law*, *eCapítulo 1.3*) para tener una idea de la magnitud de las fuerzas de atracción y repulsión entre partículas con carga. (a) ¿Entre qué partículas es más fuerte la fuerza de atracción: una partícula con carga de -2 a una distancia de 3 \AA de una partícula con carga de $+1$, o una partícula con carga de -1

a una distancia de 2 \AA de una partícula con carga de $+1$? (b) Considere una partícula con carga $+3$ a una distancia de 5 \AA de una partícula con carga de -3 . Si hubiera otra partícula con carga negativa entre las dos, ¿qué piensa qué sucedería con la magnitud de la fuerza de atracción entre ellas?

- 1.84 El video **Cambios de estado** (*Changes of State*, *eCapítulo 1.3*) muestra lo que sucede a un sólido cuando se le calienta. (a) Describa los cambios que se presentan. (b) ¿El cambio de sólido a líquido es un cambio químico o físico? (c) El cambio de líquido a gas es un cambio químico o físico? (d) ¿Se da suficiente información para determinar si el sólido original es un elemento, un compuesto o una mezcla? Explique.
- 1.85 (a) Use la actividad **Cifras significativas** (*Significant Figures*, *eCapítulo 1.5*) para verificar sus respuestas a los ejercicios 1.39 y 1.40. (b) ¿Es posible que el resultado de la suma de una columna de números, todos con dos cifras significativas, tenga más de dos cifras significativas? Explique. (c) ¿Cuántas cifras significativas debe haber en la respuesta a este cálculo: $(35.2 - 30.1) \times 1.23 = \underline{\hspace{2cm}}$?

Capítulo 2

Átomos, moléculas y iones

Aerosol que emerge de una boquilla de un electronebulizador de un espectrómetro de masas. La técnica de electronebulizador se utiliza para obtener el espectro de masas de moléculas muy grandes, como son las proteínas.



- 2.1** La teoría atómica de la materia
- 2.2** El descubrimiento de la estructura atómica
- 2.3** La visión moderna de la estructura atómica
- 2.4** Pesos atómicos
- 2.5** La tabla periódica
- 2.6** Moléculas y compuestos moleculares
- 2.7** Iones y compuestos iónicos
- 2.8** Nombrando a los compuestos inorgánicos
- 2.9** Algunos compuestos orgánicos simples

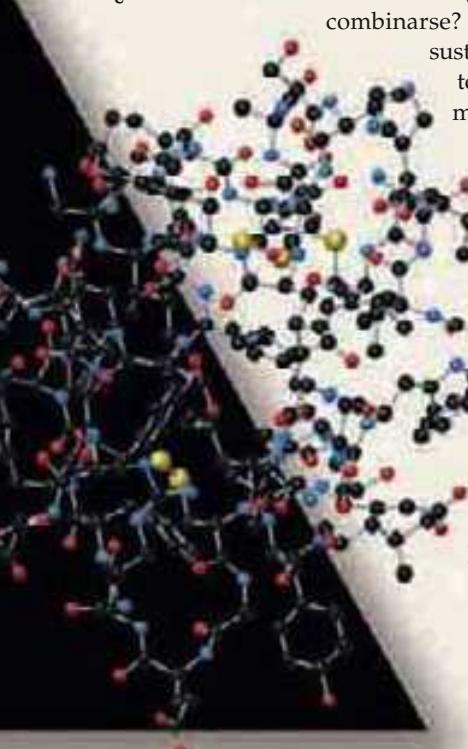
EN EL capítulo 1 vimos que la química se ocupa de las propiedades de los materiales. Los materiales que nos rodean exhiben una notable y aparentemente infinita variedad de propiedades, que incluye diferentes colores, texturas, solubilidades y reactividades químicas. Cuando vemos que los diamantes son transparentes y duros, que la sal de mesa es quebradiza y se disuelve en agua, que el oro conduce la electricidad y puede trabajarse para formar láminas delgadas, y que la nitroglicerina es explosiva, estamos haciendo observaciones en el mundo *macroscópico*, el mundo de nuestros sentidos. En química buscamos entender y explicar estas propiedades en el mundo *submicroscópico*, el mundo de los átomos y las moléculas.

La diversidad del comportamiento químico es el resultado de la existencia de apenas unos 100 elementos y, por tanto, de sólo 100 clases de átomos. En cierto sentido, los átomos son como las 27 letras del alfabeto, que se unen en diferentes combinaciones para formar la infinita cantidad de palabras de nuestro idioma. Pero, ¿cómo se combinan los átomos? ¿Qué reglas gobiernan las formas en que pueden combinarse? ¿Qué relación hay entre las propiedades de una sustancia y las clases de átomos que contiene? Por cierto, ¿qué aspecto tiene un átomo y qué hace a los átomos de un elemento diferentes de los de otro?

La perspectiva submicroscópica de la materia es la base para entender por qué los elementos y los compuestos reaccionan como lo hacen y por qué exhiben propiedades físicas y químicas específicas. En este capítulo, comenzaremos a explorar el fascinante mundo de los átomos y las moléculas. Examinaremos la estructura básica del átomo y consideraremos brevemente la formación de moléculas y de iones. También presentaremos los procedimientos sistemáticos que se emplean para dar nombre a los compuestos. Las explicaciones de este capítulo sentarán las bases para explorar la química más a fondo en capítulos posteriores.

► Lo que veremos ◀

- Iniciaremos nuestra explicación con una breve historia de la idea de que los *átomos* son los fragmentos más pequeños de la materia, y con la teoría atómica desarrollada por Dalton.
- Luego examinaremos con mayor detalle algunos de los experimentos clave que llevaron al descubrimiento de los *electrones* y al *modelo nuclear* del átomo.
- A continuación veremos la teoría moderna de la estructura atómica, así como los conceptos de *número atómico*, *número de masa* e *isótopo*.
- Presentaremos el concepto de *peso atómico* y su relación con las masas de átomos individuales.
- La descripción de los átomos nos llevará a la organización de los elementos en una *tabla periódica*, en la que los elementos se acomodan de menor a mayor número atómico y se agrupan según su similitud química.
- Sabiendo qué son los átomos, podremos hablar de los grupos de átomos llamados *moléculas* y de su *fórmula molecular* y *fórmula empírica*.
- Veremos que los átomos pueden ganar o perder electrones para formar *iones*, y aprenderemos a usar la tabla periódica para predecir los cambios en los iones y la fórmula empírica de los *compuestos iónicos*.
- Estudiaremos la forma sistemática en que se da nombre a las sustancias, es decir, su *nomenclatura*, así como su aplicación a los compuestos inorgánicos.
- Por último, presentaremos algunas ideas básicas de la *química orgánica*, que es la química del elemento carbono.



2.1 La teoría atómica de la materia



▲ **Figura 2.1** John Dalton (1766-1844) fue hijo de un pobre tejedor inglés. Dalton comenzó a enseñar a los 12 años de edad; pasó la mayor parte de su vida en Manchester, donde enseñaba a alumnos tanto de escuela primaria como universitarios. Su interés de toda la vida por la meteorología lo llevó a estudiar los gases y luego química, llevándolo finalmente a la teoría atómica.



Ejercicios con el CD-ROM

Postulados de la teoría atómica, proporciones múltiples
(Postulates of Atomic Theory, Multiple Proportions)



Ejercicios con el CD-ROM

Proporciones múltiples
(Multiple Proportions)

El mundo que nos rodea se compone de muy diversos materiales, algunos vivos, otros inanimados. Además, la materia cambia con frecuencia de una forma química a otra. En sus intentos por explicar estas observaciones, los filósofos desde los tiempos más antiguos han especulado acerca de la naturaleza del material fundamental del que está hecho el mundo. Demócrito (460-370 A.C.) y otros filósofos griegos de la antigüedad pensaban que todo el mundo material debía estar constituido por diminutas partículas indivisibles a las que llamaron *átomos*, que significa “indivisible”. Posteriormente, Platón y Aristóteles propusieron la noción de que no puede haber partículas indivisibles. La perspectiva “atómica” de la materia se desvaneció durante muchos siglos, durante los cuales la filosofía aristoteliana dominó la cultura occidental.

El concepto de átomo volvió a surgir en Europa durante el siglo XVII cuando los científicos trataron de explicar las propiedades de los gases. El aire se compone de algo invisible que está en constante movimiento, lo cual podemos percibir al sentir el viento, por ejemplo. Es natural pensar que diminutas partículas invisibles producen estos efectos conocidos. Isaac Newton, el científico más famoso de su época, era partidario de la idea de los átomos. Sin embargo, pensar en átomos en este sentido no es lo mismo que pensar en los átomos como los bloques *químicos* de construcción de la naturaleza. A medida que los químicos aprendieron a medir las cantidades de materiales que reaccionaban para producir nuevas sustancias, se sentaron las bases para una teoría atómica química. Esta teoría nació entre 1803 y 1807 de las investigaciones de un maestro de escuela inglés, John Dalton (Figura 2.1 ▲). Despues de analizar un gran número de observaciones, Dalton planteó los siguientes postulados:

1. Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos; los átomos de elementos diferentes son diferentes y tienen propiedades distintas (incluida la masa).
3. Los átomos de un elemento no se transforman en átomos diferentes durante las reacciones químicas; los átomos no se crean ni se destruyen en las reacciones químicas.
4. Cuando se combinan átomos de más de un elemento se forman compuestos; un compuesto dado siempre tiene el mismo número relativo de la misma clase de átomos.

Según la teoría atómica de Dalton, los **átomos** son los bloques de construcción básicos de la materia; son las partículas más pequeñas de un elemento que conservan la identidad química del elemento. ☛ (Sección 1.1) Como se señala en los postulados de la teoría de Dalton, un elemento se compone de una sola clase de átomo, en tanto que un compuesto contiene átomos de dos o más elementos.

La teoría de Dalton explica varias leyes sencillas de la combinación química que ya se conocían en su época. Una de ellas fue la *ley de la composición constante* (Sección 1.2): en un compuesto dado los números relativos y las clases de los átomos son constantes. Esta ley es la base del Postulado 4 de Dalton. Otra ley química fundamental era la *ley de la conservación de la masa* (también conocida como *ley de la conservación de la materia*): la masa total de los materiales presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción. Esta ley es la base del Postulado 3. Dalton propuso que los átomos conservan su identidad y que durante las reacciones químicas los átomos se reacomodan para dar nuevas combinaciones químicas.

Una buena teoría no sólo debe explicar los hechos conocidos, sino también debe predecir otros hechos. Dalton usó su teoría para deducir la *ley de las proporciones múltiples*: si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, las masas de B que se pueden combinar con una masa dada de A están en proporciones de números enteros pequeños. Podemos ilustrar esta ley considerando las sustancias agua y peróxido de hidrógeno, ambas formadas por los elementos hidrógeno y oxígeno. Al formar agua, 8.0 g de oxígeno reacciona con 1.0 g de hidrógeno. En el peróxido de hidrógeno, hay 16.0 g de oxígeno por cada 1.0 g de hidrógeno. En otras palabras, la proporción de la masa de oxígeno por gramo de hidrógeno en los dos compuestos es de 2:1. Usando la teoría atómica, podemos llegar a la conclusión de que el peróxido de hidrógeno contiene dos veces más átomos de oxígeno por átomo de hidrógeno que el agua.

2.2 El descubrimiento de la estructura atómica

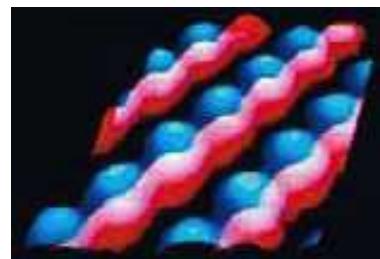
Dalton llegó a su conclusión acerca de los átomos con base en observaciones químicas en el mundo macroscópico del laboratorio. Ni él ni quienes le siguieron en los cien años posteriores a la publicación de sus trabajos, tenían pruebas directas de la existencia de los átomos. Ahora, en cambio, podemos usar potentes instrumentos para medir las propiedades de átomos individuales e incluso obtener imágenes de ellos (Figura 2.2 ▶).

A medida que los científicos desarrollaron métodos para sondear más a fondo la naturaleza de la materia, el átomo, que supuestamente era indivisible, comenzó a revelar indicios de una estructura más compleja. Ahora sabemos que el átomo se compone de piezas todavía más pequeñas llamadas **partículas subatómicas**. Antes de resumir el modelo actual de la estructura atómica, consideraremos brevemente algunos de los descubrimientos cruciales que dieron pie a ese modelo. Veremos que el átomo se compone parcialmente de partículas con carga eléctrica, algunas con carga positiva (+) y algunas con carga negativa (-). Mientras estudiamos el desarrollo de nuestro modelo actual del átomo, no debemos perder de vista una sencilla regla que rige la interacción de partículas cargadas: *partículas con la misma carga se repelen, mientras que partículas con carga distinta se atraen*.

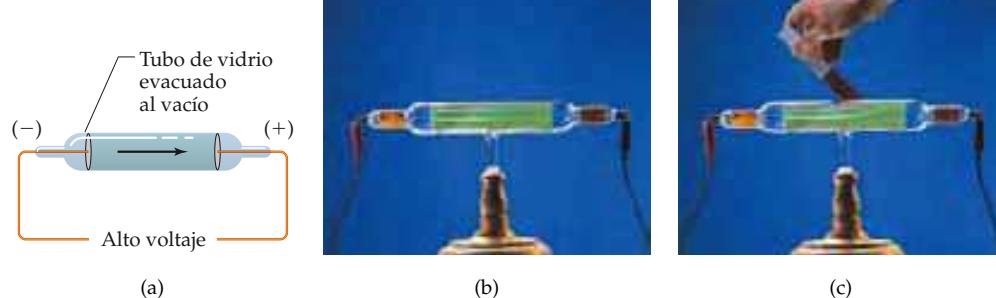
Rayos catódicos y electrones

A mediados del siglo XIX, los científicos comenzaron a estudiar las descargas eléctricas a través de tubos parcialmente evacuados (tubos al vacío, a los que se les había extraído por bombeo casi todo el aire) como los que se muestran en la figura 2.3 ▼. Cuando se aplica un alto voltaje se produce radiación dentro del tubo. Esta radiación recibió el nombre de **rayos catódicos** porque se origina en el electrodo negativo, o cátodo. Aunque los rayos en sí son invisibles, su movimiento puede detectarse porque ocasionan que ciertos materiales, incluido el vidrio, despidan rayos de luz *fluorescente*. (Los cinescopios de los televisores son tubos de rayos catódicos; una imagen de televisión es el resultado de la fluorescencia de la pantalla.)

Los científicos tenían diversas opiniones acerca de la naturaleza de los rayos catódicos. En un principio, no quedó claro si los rayos eran una nueva forma de radiación o si consistían en un flujo invisible de partículas. Los experimentos revelaron que los campos magnéticos y eléctricos desviaban los rayos catódicos, y ello sugería que los rayos tenían carga eléctrica [Figura 2.3(c)]. El científico británico J. J. Thomson observó varias propiedades de los rayos, entre ellas el hecho de que la naturaleza de los rayos no depende de la identidad del material del cátodo y que una placa metálica expuesta a los rayos catódicos adquiere una carga eléctrica negativa. En un artículo publicado en 1897, Thomson resumió sus observaciones y concluyó que los rayos catódicos son corrientes de partículas con carga negativa y masa. El artículo de Thomson se acepta generalmente como el “descubrimiento” de lo que ahora conocemos como el *electrón*.

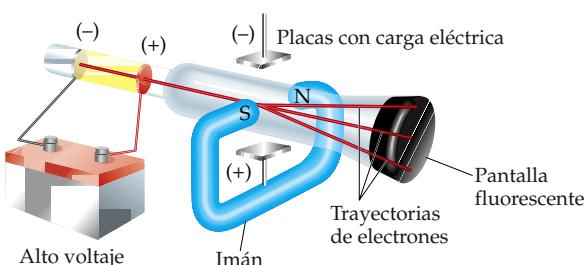


▲ **Figura 2.2** Imagen de una superficie del semiconductor GaAs (arseniuro de galio) obtenida por una técnica llamada microscopía electrónica de efecto túnel. Se agregó color a la imagen por computadora para distinguir los átomos de galio (esferas azules) de los de arsénico (esferas rojas).



▲ **Figura 2.3** (a) En un tubo de rayos catódicos, los electrones se desplazan del electrodo negativo (cátodo) al electrodo positivo (ánodo). (b) Fotografía de un tubo de rayos catódicos que contiene una pantalla fluorescente para mostrar la trayectoria de los rayos. (c) La presencia de un imán desvía la trayectoria de los rayos catódicos.

► **Figura 2.4** Tubo de rayos catódicos con campos magnético y eléctrico perpendiculares. Los rayos catódicos (electrones) se originan en la placa negativa de la izquierda y se aceleran hacia la placa positiva, que tiene un agujero en el centro. Un haz de electrones pasa por el agujero, y su trayectoria se desvía posteriormente con los campos magnético y eléctrico. La relación carga-masa del electrón puede determinarse midiendo los efectos de los campos magnético y eléctrico sobre la dirección del haz.



Thomson construyó un tubo de rayos catódicos con una pantalla fluorescente, como el que se muestra en la figura 2.4 ▲, para poder medir cuantitativamente los efectos de los campos magnético y eléctrico sobre el delgado haz de electrones que pasaban por un agujero en el electrodo positivo. Tales mediciones le permitieron calcular un valor de 1.76×10^8 coulombs por gramo para la relación carga eléctrica-masa del electrón.*

Al conocerse la relación carga-masa del electrón, si se pudiera medir ya sea la carga o la masa de un electrón se podría calcular el valor de la otra cantidad. En 1909, Robert Millikan (1868-1953) de la University of Chicago logró medir la carga de un electrón realizando lo que se conoce como “experimento de la gota de aceite de Millikan” (Figura 2.5 ▼). Luego, Millikan calculó la masa del electrón usando su valor experimental para la carga, 1.6×10^{-19} C, y la relación carga-masa de Thomson, 1.76×10^8 C/g:

$$\text{Masa del electrón} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Empleando valores un poco más exactos, obtenemos el valor que se acepta actualmente para la masa del electrón, 9.10939×10^{-28} g. Esta masa es unas 2000 veces más pequeña que la del hidrógeno, el átomo más pequeño.



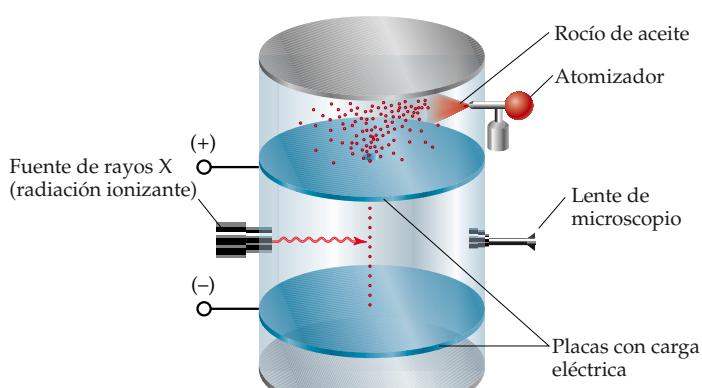
Ejercicios con el CD-ROM
Experimento de la gota de aceite de Millikan
(Millikan Oil Drop Experiment)

Radiactividad

En 1896, el científico francés Henri Becquerel (1852-1908) al estar estudiando un mineral de uranio llamado *pechblenda*, descubrió que emitía espontáneamente radiación de alta energía. Esta emisión espontánea de radiación se denomina **radiactividad**.

* El coulomb (C) es la unidad SI de carga eléctrica.

► **Figura 2.5** Representación del aparato que Millikan usó para medir la carga del electrón. El experimento consiste en dejar caer pequeñas gotas de aceite, que habían capturado electrones de más, entre dos placas cargadas eléctricamente. Millikan vigiló las gotitas, midiendo cómo el voltaje de las placas afectaba su rapidez de caída. Con base en estos datos, calculó las cargas de las gotas. Su experimento demostró que las cargas siempre eran múltiplos enteros de 1.60×10^{-19} C, cantidad que, según dedujo él, era la carga de un solo electrón.





◀ **Figura 2.6** Marie Skłodowska Curie (1867-1934). Cuando M. Curie presentó su tesis doctoral, ésta fue descrita como la contribución individual más grande de cualquier tesis doctoral en la historia de la ciencia. Entre otras cosas, había descubierto dos nuevos elementos, el polonio y el radio. En 1903, Henri Becquerel, M. Curie y su esposo, Pierre, recibieron en conjunto el Premio Nobel de Física. En 1911, M. Curie recibió un segundo Premio Nobel, en esta ocasión de química.



Ejercicios con el CD-ROM
Separación de rayos alfa, beta y gamma
(**Separation of Alpha, Beta, and Gamma Rays**)

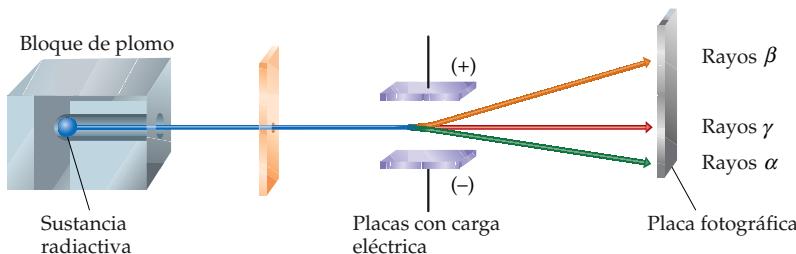


▲ **Figura 2.7** Ernest Rutherford (1871-1937), a quien Einstein llamó “el segundo Newton”, nació y se educó en Nueva Zelanda. En 1895, fue el primer estudiante extranjero en obtener un puesto en el Laboratorio Cavendish de la Cambridge University de Inglaterra, donde trabajó con J. J. Thomson. En 1898 se unió al profesorado de la McGill University de Montreal. Ahí, Rutherford realizó las investigaciones sobre radiactividad que lo hicieron merecedor al Premio Nobel de Química en 1908. En 1907, Rutherford regresó a Inglaterra para unirse al profesorado de la Manchester University, donde en 1910 realizó sus famosos experimentos de dispersión de partículas α que dieron pie al modelo nuclear del átomo. En 1992, su tierra natal honró a Rutherford imprimiendo su imagen, junto con su medalla del Premio Nobel, en los billetes de \$100.

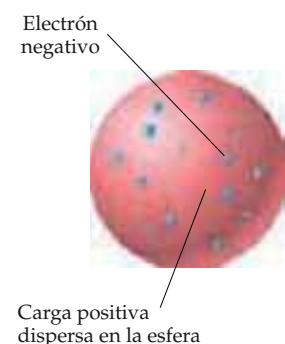
A sugerencia de Becquerel, Marie Curie (Figura 2.6 ▲) y su esposo, Pierre, iniciaron sus famosos experimentos para aislar los componentes radiactivos del mineral.

Estudios posteriores de la naturaleza de la radiactividad, efectuados principalmente por el científico británico Ernest Rutherford (Figura 2.7 ▶), revelaron tres tipos de radiación: alfa (α), beta (β) y gamma (γ). Cada tipo difiere en su comportamiento en un campo eléctrico, como se ilustra en la figura 2.8 ▼. La trayectoria de las radiaciones α y β es desviada por el campo eléctrico, aunque en direcciones opuestas, pero dicho campo no afecta a la radiación γ .

Rutherford demostró que tanto los rayos α como los β consisten en partículas que se mueven a alta velocidad, llamadas partículas α y β . De hecho, las partículas β son electrones de alta velocidad y pueden considerarse como el equivalente radiactivo de los rayos catódicos; luego, son atraídos por una placa con carga positiva. Las partículas α tienen una masa mucho mayor que las β y están cargadas positivamente; por tanto, son atraídas por una placa con carga negativa. Las partículas β tienen una carga de $1-$, y las α , una carga de $2+$. Además, Rutherford demostró que las partículas α se combinan con electrones para formar átomos de helio. Su conclusión fue que la partícula α consiste en un centro con carga positiva como el del átomo de helio. Rutherford también llegó a la conclusión de que la radiación γ es de alta energía similar a los rayos X; no consta de partículas y no posee carga. Veremos la radiactividad más a fondo en el capítulo 21.



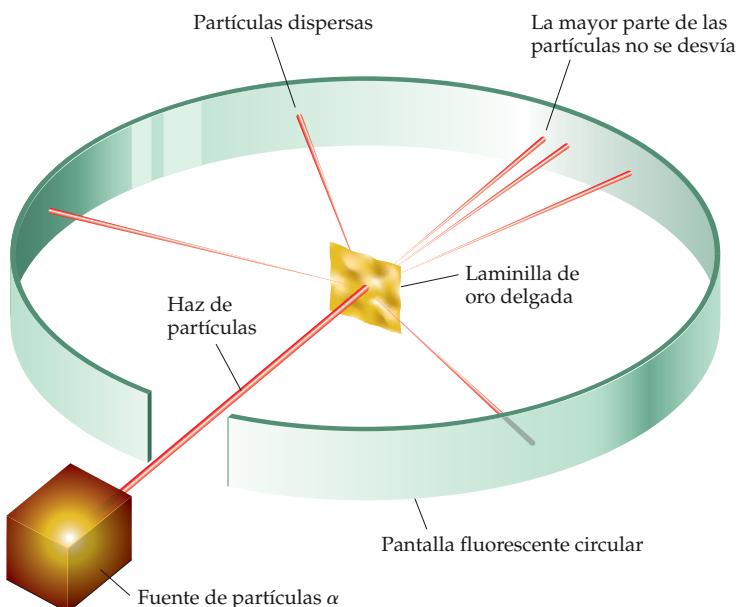
▲ **Figura 2.8** Comportamiento de los rayos alfa (α), beta (β) y gamma (γ) en un campo eléctrico.



▲ **Figura 2.9** Modelo atómico del “pudín de pasas” de J. J. Thomson. Él imaginaba a los pequeños electrones incrustados en el átomo como pasas en un pudín o como semillas en una sandía. Ernest Rutherford demostró que este modelo era erróneo.

El átomo nuclear

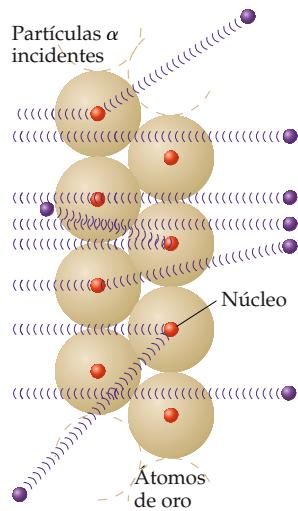
Al aumentar los indicios de que el átomo se componía de partículas aún más pequeñas, la atención se centró en la relación entre dichas partículas. A principios del siglo XX, Thomson razonó que, como los electrones constituyen una fracción muy pequeña de la masa de un átomo, probablemente había una relación con el tamaño del átomo, y propuso que el átomo consistía en una esfera uniforme de materia positiva en la que estaban incrustados los electrones, como se muestra en la figura 2.9 ▶.



▲ Figura 2.10 Experimento de Rutherford de la dispersión de partículas α .



Ejercicios con el CD-ROM
Experimento de Rutherford:
átomo nuclear
(Rutherford Experiment:
Nuclear Atom)



▲ Figura 2.11 Modelo de Rutherford que explica la dispersión de partículas α (Figura 2.10). La laminilla de oro tiene unos cuantos miles de átomos de espesor. Cuando una partícula α choca con un núcleo de oro (o pasa muy cerca de él), experimenta una fuerte repulsión. La partícula α , menos masiva, es desviada de su trayectoria por esta interacción repulsiva.

Este modelo, conocido como “pudín de pasas”, por su semejanza con el tradicional postre inglés, tuvo una vida muy corta.

En 1910 Rutherford y sus colaboradores realizaron un experimento que dio al traste con el modelo de Thomson. Rutherford estaba estudiando los ángulos con los que las partículas α se dispersaban al pasar a través de una laminilla de oro muy delgada (Figura 2.10 ▲). Él y sus colaboradores descubrieron que casi todas las partículas α atravesaban directamente la laminilla, sin desviarse. Se vio que un porcentaje pequeño mostraba una desviación ligera, del orden de un grado, lo cual era congruente con el modelo atómico de Thomson. Sólo para no dejar cabos sueltos, Rutherford propuso a Ernest Marsden, un estudiante de licenciatura que trabajaba en su laboratorio, que se esforzara por hallar indicios de dispersión en ángulos grandes. Para sorpresa de todos, se observó cierta dispersión con ángulos grandes. Algunas partículas incluso rebocaban en la dirección de la que habían venido. La explicación de estos resultados no era obvia, pero quedaba claro que no era congruente con el modelo de “pudín de pasas” de Thomson.

Para 1911, Rutherford estaba en condiciones de explicar estas observaciones; postuló que la mayor parte de la masa del átomo, y toda su carga positiva, residía en una región muy pequeña, extremadamente densa, a la que llamó **núcleo**. La mayor parte del volumen total del átomo era espacio vacío en el que los electrones se movían alrededor del núcleo. En el experimento de dispersión de las radiaciones α , la mayor parte de las partículas atraviesan directamente la laminilla porque no se topan con el diminuto núcleo; simplemente pasan por el espacio vacío del átomo. Ocasionalmente, una partícula α se acerca mucho a un núcleo de los átomos de oro. La repulsión entre el núcleo del átomo de oro altamente cargado y la partícula α es lo bastante fuerte como para desviar la partícula α , menos masiva, como se muestra en la figura 2.11 ▲.

Estudios experimentales subsecuentes condujeron al descubrimiento de partículas tanto positivas (*protones*) como neutras (*neutrones*) en el núcleo. Rutherford descubrió los protones en 1919, y el científico británico James Chadwick (1891-1972)

descubrió los neutrones en 1932. Examinaremos estas partículas más de cerca en la Sección 2.3.

2.3 La visión moderna de la estructura atómica

Desde la época de Rutherford, los físicos han aprendido mucho acerca de la composición detallada de los núcleos atómicos. En el curso de estos descubrimientos, la lista de partículas que constituyen los núcleos se ha incrementado y continúa creciendo. Como químicos, podemos adoptar una visión muy sencilla del átomo porque sólo tres partículas subatómicas —el **protón**, el **neutrón** y el **electrón**— afectan el comportamiento químico.

La carga de un electrón es -1.602×10^{-19} C, y la de un protón, $+1.602 \times 10^{-19}$ C. La cantidad 1.602×10^{-19} C se denomina **carga eléctrica**. Por comodidad, las cargas de las partículas atómicas y subatómicas suelen expresarse como múltiplos de esta carga, y no en coulombs. Así pues, la carga del electrón es 1-, y la del protón, 1+. Los neutrones no están cargados; es decir, son eléctricamente neutros (de ahí su nombre). *Los átomos tienen números iguales de protones y de electrones, así que no tienen carga eléctrica neta.*

Los protones y los neutrones residen juntos en el núcleo del átomo que, como propuso Rutherford, es extremadamente pequeño. Prácticamente todo el volumen de un átomo es el espacio en el que residen los electrones. Los electrones son atraídos hacia los protones del núcleo por la fuerza que existe entre partículas con carga eléctrica opuesta. En capítulos posteriores veremos que la intensidad de las fuerzas de atracción entre los electrones y los núcleos puede explicar muchas de las diferencias entre los distintos elementos.

Las masas de los átomos son extremadamente pequeñas. Por ejemplo, la masa del átomo más pesado que se conoce es del orden de 4×10^{-22} g. Dado que sería engoroso tener que expresar continuamente masas tan pequeñas en gramos, preferimos usar una unidad llamada **unidad de masa atómica**, o uma.* Una uma es igual a 1.66054×10^{-24} g. Las masas del protón y del neutrón son casi iguales, y ambas son mucho mayores que la del electrón. Un protón tiene una masa de 1.0073 uma, un neutrón, de 1.0087 uma, y un electrón, de 5.486×10^{-4} uma. Necesitaríamos 1836 electrones para igualar la masa de un protón, así que el núcleo contiene casi toda la masa del átomo. En la tabla 2.1 ▼ se resumen las cargas y masas de las partículas subatómicas. Hablaremos más acerca de las masas atómicas en la Sección 2.4.

Los átomos también son extremadamente pequeños; en su mayor parte tienen diámetros de entre 1×10^{-10} m y 5×10^{-10} m, es decir, entre 100 y 500 pm. Una unidad de longitud cómoda, aunque no del SI, que se emplea para expresar dimensiones atómicas es el **angstrom** (Å). Un angstrom es igual a 10^{-10} m. Por tanto, los átomos tienen diámetros del orden de 1–5 Å. El diámetro de un átomo de cloro, por ejemplo, es de 200 pm, o sea, 2 Å. Es común utilizar tanto picómetros como angstroms para expresar las dimensiones de los átomos y las moléculas.

* La abreviatura SI para la unidad de masa atómica es u. Nosotros usaremos la abreviatura más común, uma.

TABLA 2.1 Comparación del protón, el neutrón y el electrón

Partícula	Carga	Masa (uma)
Protón	Positiva (1+)	1.0073
Neutrón	Ninguna (neutro)	1.0087
Electrón	Negativa (1-)	5.486×10^{-4}

El EJERCICIO TIPO 2.1 ilustra más claramente lo pequeños que son los átomos en comparación con objetos más conocidos.

EJERCICIO TIPO 2.1

El diámetro de una moneda de un centavo de dólar es de 19 mm. El diámetro de un átomo de plata, en cambio, es de sólo 2.88 Å. ¿Cuántos átomos de plata colocados lado a lado en línea recta cabrían sobre el diámetro de un centavo?

Solución La incógnita es el número de átomos de plata. Podemos usar la relación 1 átomo Ag = 2.88 Å como factor de conversión que relaciona el número de átomos y la distancia. Así, podemos partir del diámetro de la moneda, convirtiendo primero esta distancia a angstroms y usando luego el diámetro del átomo de Ag para convertir distancia en número de átomos de Ag:

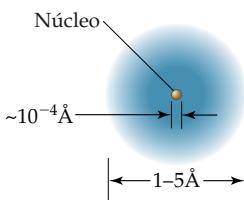
$$\text{Átomos Ag} = (19 \text{ mm}) \left(\frac{10^{-3} \text{ m}}{1 \text{ mm}} \right) \left(\frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} \right) \left(\frac{1 \text{ átomo Ag}}{2.88 \text{ \AA}} \right) = 6.6 \times 10^7 \text{ átomos Ag}$$

Esto es, ¡66 millones de átomos de plata estarían en fila a lo ancho de una moneda de un centavo!

EJERCICIO DE APLICACIÓN

El diámetro de un átomo de carbono es de 1.54 Å. (a) Exprese este diámetro en picómetros. (b) ¿Cuántos átomos de carbono podrían alinearse a lo ancho de una raya de lápiz que tiene 0.20 mm de ancho?

Respuestas: (a) 154 pm; (b) 1.3×10^6 átomos



▲ **Figura 2.12** Vista esquemática de un corte transversal por el centro de un átomo. El núcleo, que contiene protones y neutrones, es donde reside prácticamente toda la masa del átomo. El resto del átomo es el espacio en el que residen los electrones, que son ligeros y tienen carga negativa.

Los diámetros de los núcleos atómicos son del orden de 10^{-4} Å, apenas una fracción pequeña del átomo total. Podemos apreciar los tamaños relativos del átomo y su núcleo, si imaginamos que el átomo es del tamaño de un estadio de fútbol; en tal caso, el núcleo tendría el tamaño de una canica pequeña. Puesto que el diminuto núcleo concentra casi toda la masa del átomo en un volumen tan pequeño, tiene una densidad increíble, del orden de $10^{13} - 10^{14}$ g/cm³. Una caja de cerillas llena con un material de tal densidad pesaría ¡más de 2500 millones de toneladas! Los astrofísicos han sugerido que el interior de una estrella colapsada puede tener una densidad cercana a ésta.

En la figura 2.12 ▶ se muestra una ilustración del átomo que incorpora las características que acabamos de describir. Los electrones, que ocupan casi todo el volumen del átomo, desempeñan el papel protagónico en las reacciones químicas. La importancia de representar la región que contiene los electrones como una nube difusa se hará evidente en capítulos posteriores cuando consideremos las energías y las disposiciones de los electrones en el espacio.



Una perspectiva más detallada Fuerzas básicas

Se conocen cuatro fuerzas, o interacciones, básicas en la naturaleza: la gravedad, el electromagnetismo y las fuerzas nucleares fuerte y débil. Las *fuerzas gravitacionales* son fuerzas de atracción que actúan entre todos los objetos en proporción a sus masas. Las fuerzas gravitacionales entre átomos o partículas subatómicas son tan pequeñas que no tienen importancia en química.

Las *fuerzas electromagnéticas* son fuerzas de atracción o repulsión que actúan entre objetos magnéticos o con carga eléctrica. Las fuerzas eléctricas y magnéticas tienen una relación estrecha unas con otras. Las fuerzas eléctricas son fundamentales para entender el comportamiento químico de los átomos. La magnitud de la fuerza eléctrica entre dos partículas cargadas está dada por la *ley de Coulomb*: $F = kQ_1Q_2/d^2$, donde Q_1 y Q_2 son las magnitudes de las cargas de las dos

partículas, d es la distancia entre sus centros y k es una constante determinada por las unidades en que se expresan Q y d . Un valor negativo de la fuerza indica atracción, y uno positivo, repulsión.

Todos los núcleos excepto los de los átomos de hidrógeno contienen dos o más protones. Dado que cargas iguales se repelen, la repulsión eléctrica haría que los protones salieran despedidos si una fuerza de atracción más fuerte no los mantuviera unidos. Esta fuerza se llama *fuerza nuclear fuerte*, y actúa entre partículas subatómicas, como sucede en el núcleo. A esta distancia, dicha fuerza tiene mayor magnitud que la fuerza eléctrica, así que el núcleo no se desintegra. La *fuerza nuclear débil* es de magnitud menor que la fuerza eléctrica pero no que la gravedad. Sabemos de su existencia sólo porque se hace sentir en ciertos tipos de radiactividad.

Isótopos, números atómicos y números de masa

¿Qué hace que un átomo de un elemento sea diferente de un átomo de otro elemento? *Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones en el núcleo.* Pero el número específico de protones es diferente para cada distinto elemento. Además, dado que un átomo no tiene carga eléctrica neta, el número de electrones que contiene debe ser igual al número de protones. Por ejemplo, todos los átomos del elemento carbono tienen seis protones y seis electrones. La mayor parte de los átomos de carbono también tiene seis neutrones, aunque algunos tienen más y otros tienen menos.

Los átomos de un elemento dado que difieren en el número de neutrones, y por tanto en su masa, se llaman **isótopos**. El símbolo $^{12}_{\text{C}}$ o simplemente ^{12}C (léase “carbono doce”, carbono-12) representa el átomo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones. El número de protones, que se denomina **número atómico**, se indica con el subíndice. El número atómico de cada elemento se da junto con el nombre y el símbolo del elemento en el interior de la portada de este libro. Puesto que todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número atómico, el subíndice es redundante y suele omitirse. El superíndice indica el **número de masa**, y es el número total de protones más neutrones en el átomo. Por ejemplo, algunos átomos de carbono contienen seis protones y ocho neutrones, y por tanto se representan como ^{14}C (léase “carbono catorce”). En la tabla 2.2 ▶ se presentan varios isótopos del carbono.

En general, sólo usaremos la notación con subíndices y superíndices cuando nos estemos refiriendo a un isótopo en particular de un elemento. Un átomo de un isótopo específico es un **núclido**. Así, nos referiremos a un átomo de ^{14}C como un núclido de ^{14}C .

Todos los átomos se componen de protones, neutrones y electrones. Puesto que estas partículas son las mismas en todos los átomos, la diferencia entre átomos de distintos elementos (oro y oxígeno, por ejemplo) se debe exclusivamente a la diferencia en el número de partículas subatómicas contenidas en cada átomo. Por tanto, podemos considerar a un átomo como la muestra más pequeña de un elemento, porque si lo dividimos en partículas subatómicas destruimos su identidad.

EJERCICIO TIPO 2.2

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de ^{197}Au ?

Solución El superíndice 197 es el número de masa, la suma de los números de protones y de neutrones. Según la lista de elementos que se da en el interior de la portada de este texto, el oro tiene número atómico de 79. Por tanto, un átomo de ^{197}Au tiene 79 protones, 79 electrones y $197 - 79 = 118$ neutrones.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de ^{138}Ba ?

Respuesta: 56 protones, 56 electrones y 82 neutrones.

TABLA 2.2 Algunos de los isótopos del carbono^a

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
^{11}C	6	6	5
^{12}C	6	6	6
^{13}C	6	6	7
^{14}C	6	6	8

^a Casi 99% del carbono que existe en la naturaleza consiste en ^{12}C .



Ejercicios con el CD-ROM

Simbología de elementos, isótopos del hidrógeno, simbología de isótopos

(Element Symbology, Isotopes of Hydrogen, Isotope Symbology)

EJERCICIO TIPO 2.3

El magnesio tiene tres isótopos, con números de masa 24, 25 y 26. (a) Escriba el símbolo químico completo para cada uno. (b) ¿Cuántos neutrones hay en un núcleo de cada isótopo?

Solución (a) El magnesio tiene número atómico de 12, así que todos los átomos de magnesio contienen 12 protones y 12 electrones. Por tanto, los tres isótopos se representan como $^{24}_{12}\text{Mg}$, $^{25}_{12}\text{Mg}$, y $^{26}_{12}\text{Mg}$. (b) El número de neutrones en cada isótopo es el número de masa menos el número de protones. Por tanto, el número de neutrones en un núcleo de cada isótopo es 12, 13 y 14, respectivamente.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba el símbolo químico completo del núcleo que contiene 82 protones, 82 electrones y 126 neutrones.

Respuesta: $^{208}_{82}\text{Pb}$

2.4 Pesos atómicos

Los átomos son partículas de materia, así que tienen masa. Como vimos en la Sección 2.1, un postulado clave de la teoría atómica de Dalton es que la masa se conserva durante las reacciones químicas. Por tanto, buena parte de lo que sabemos acerca de las reacciones químicas y el comportamiento de las sustancias se ha deducido de mediciones exactas de las masas de átomos y moléculas (y conjuntos macroscópicos de átomos y moléculas) que sufren cambios. El lector seguramente ya está usando mediciones de masa en las prácticas de laboratorio de su curso, para determinar los cambios que se dan en las reacciones químicas. En esta sección veremos la escala de masas que se usa con los átomos y presentaremos el concepto de *pesos atómicos*. En la Sección 3.3 extenderemos estos conceptos para ver cómo se usan estas masas atómicas para determinar las masas de compuestos y *pesos moleculares*.

La escala de masa atómica

Aunque los científicos del siglo XIX nada sabían acerca de las partículas subatómicas, eran conscientes de que los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas. Descubrieron, por ejemplo, que 100 g de agua contiene 11.1 g de hidrógeno y 88.9 g de oxígeno. Por tanto, el agua contiene $88.9/11.1 = 8$ veces más oxígeno, en masa, que hidrógeno. Una vez que los científicos se percataron de que el agua contiene dos átomos de hidrógeno por cada oxígeno, llegaron a la conclusión de que un átomo de oxígeno debía pesar $2 \times 8 = 16$ veces más que un átomo de hidrógeno. Arbitriariamente se asignó al hidrógeno, el elemento más ligero, una masa relativa de 1 (sin unidades), y las masas atómicas de los otros elementos se determinaron con relación a este valor. Por tanto, se asignó al oxígeno una masa atómica de 16.

Hoy en día podemos medir las masas de átomos individuales con un alto grado de exactitud. Por ejemplo, sabemos que el átomo de ^1H tiene una masa de 1.6735×10^{-24} g y que el átomo de ^{16}O tiene una masa de 2.6560×10^{-23} g. Como vimos en la Sección 2.3, resulta conveniente emplear la *unidad de masa atómica* (uma) al trabajar con estas masas tan pequeñas:

$$1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{y} \quad 1 \text{ g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Actualmente, la uma se define asignando una masa de exactamente 12 uma al isótopo ^{12}C del carbono. En estas unidades, la masa del núcleo ^1H es de 1.0078 uma, y la del núcleo ^{16}O , 15.9949 uma.

Masa atómica promedio

La mayor parte de los elementos se dan en la naturaleza como mezclas de isótopos. Podemos determinar la *masa atómica promedio* de un elemento a partir de las masas

de sus diversos isótopos y de sus abundancias relativas. Por ejemplo, el carbono natural se compone de un 98.93% de ^{12}C y de 1.07% de ^{13}C . Las masas de estos núclidos son 12 uma (exactamente) y 13.00335 uma, respectivamente. Calculamos la masa atómica promedio del carbono a partir de la abundancia fraccionaria de cada isótopo y la masa de ese isótopo:

$$(0.9893)(12 \text{ amu}) + (0.0107)(13.00335 \text{ amu}) = 12.01 \text{ uma}$$

La masa atómica promedio de cada elemento (expresada en uma) también se denomina **peso atómico**. A pesar de que el término *masa atómica promedio* es más correcto, y a menudo se usa el término más sencillo de *masa atómica*, el uso del término *peso atómico* es lo más común. Los pesos atómicos de los elementos se dan tanto en la tabla periódica como en la tabla de elementos, que se encuentran en el interior de la portada de este texto.

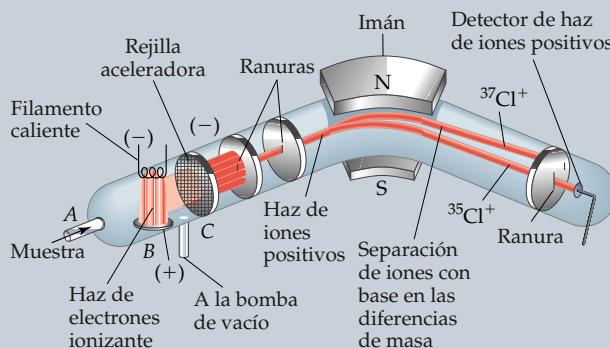


Una perspectiva más detallada El espectrómetro de masas

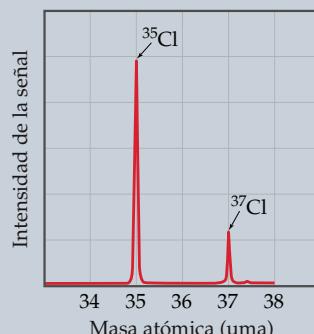
La forma más directa y exacta de determinar los pesos atómicos y moleculares es con un **espectrómetro de masas** (Figura 2.13 ▼). Una muestra gaseosa se introduce por *A* y se bombardea con una corriente de electrones de alta energía en *B*. Los choques entre los electrones y los átomos o moléculas del gas producen iones positivos, en su mayor parte con carga 1+. Estos iones se aceleran hacia una rejilla que tiene carga negativa (*C*). Una vez que pasan por la rejilla, los iones se topan con dos ranuras que sólo permiten el paso de un haz de iones muy angosto. A continuación, este haz pasa entre los polos de un imán, que desvía los iones de modo que sigan una trayectoria curva, como cuando un campo magnético desvía electrones (Figura 2.4). En el caso de iones con la misma carga, la magnitud de la desviación depende de la masa: cuanto mayor es la masa del ion, menor es la desviación. Así, los iones se separan según su masa. Si se varía continuamente la intensidad del campo magnético o del voltaje de aceleración en la rejilla de carga negativa, se puede hacer que iones de diferentes masas ingresen en el detector que está en el extremo del instrumento.

Un *espectro de masas* es una gráfica de la intensidad de la señal del detector contra la masa del ion. El espectro de masas de los átomos de cloro, que se muestra en la figura 2.14 ▼, revela la presencia de dos isótopos. El análisis de un espectro de masas proporciona tanto las masas de los iones que llegan al detector como sus abundancias relativas. Las abundancias se obtienen a partir de la intensidad de las señales. El conocimiento de las masas atómicas y de la abundancia de cada isótopo nos permite calcular la masa atómica promedio de un elemento, como se ilustra en el EJERCICIO TIPO 2.4.

Los espectrómetros de masas se usan mucho ahora para identificar sustancias químicas y analizar mezclas de sustancias. Cuando una molécula pierde electrones, se disgrega, formando una serie de fragmentos con carga positiva. El espectrómetro de masas mide las masas de estos fragmentos y produce una “huella dactilar” química de la molécula que da indicios de la forma como los átomos estaban conectados entre sí en la molécula original. Así, un químico puede utilizar esta técnica para determinar la estructura molecular de un compuesto recién sintetizado o para identificar un contaminante en el medio ambiente.



▲ **Figura 2.13** Diagrama de un espectrómetro de masas calibrado para detectar iones de ^{35}Cl . Los iones $^{37}\text{Cl}^+$, más pesados, no se desvían lo suficiente para llegar al detector.



▲ **Figura 2.14** Espectro de masas del cloro atómico.

EJERCICIO TIPO 2.4

En la naturaleza el cloro se encuentra 75.78% como ^{35}Cl , el cual tiene una masa atómica de 34.969 uma, y 24.22% como ^{37}Cl , que tiene una masa atómica de 36.966 uma. Calcule la masa atómica promedio (es decir, el peso atómico) del cloro.

Solución La masa atómica media se obtiene multiplicando la abundancia de cada isótopo por su masa atómica y sumando los productos. Puesto que 75.78% = 0.7578 y 24.22% es 0.2422, tenemos

$$\begin{aligned} \text{Masa atómica promedio} &= (0.7578)(34.969 \text{ uma}) + (0.2422)(36.966 \text{ uma}) \\ &= 26.50 \text{ uma} + 8.953 \text{ uma} \\ &= 35.45 \text{ uma} \end{aligned}$$

Esta respuesta es razonable. La masa atómica media del Cl queda entre las masas de los dos isótopos y está más cerca del valor para ^{35}Cl , que es el isótopo más abundante.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Existen tres isótopos del silicio en la naturaleza: ^{28}Si (92.23%), que tiene una masa de 27.97693 uma; ^{29}Si (4.68%) que tiene una masa de 28.97649 uma; y ^{30}Si (3.09%), que tiene una masa de 29.97377 uma. Calcule el peso atómico del silicio.

Respuesta: 28.09 uma

2.5 La tabla periódica

La teoría atómica de Dalton preparó el camino para un crecimiento vigoroso de la experimentación química durante la primera mitad del siglo XIX. Al crecer el volumen de observaciones químicas y expandirse la lista de elementos conocidos, se hicieron intentos por detectar regularidades en el comportamiento químico. Estas labores culminaron en el desarrollo de la tabla periódica en 1869. Tendremos mucho que decir acerca de la tabla periódica en capítulos posteriores, pero es tan importante y útil que conviene que el lector se familiarice con ella ahora. Pronto se dará cuenta de que *la tabla periódica es la herramienta más importante que los químicos usan para organizar y recordar datos químicos*.

Muchos elementos tienen notables similitudes entre sí. Por ejemplo, el litio (Li), el sodio (Na) y el potasio (K) son metales blandos muy reactivos. Los elementos helio (He), neón (Ne) y argón (Ar) son gases muy poco reactivos. Si disponemos los elementos en orden de número atómico creciente, vemos que sus propiedades químicas y físicas exhiben un patrón repetitivo, o periódico. Por ejemplo, cada uno de los metales blandos y reactivos —litio, sodio y potasio— siguen inmediatamente después de los gases no reactivos —helio, neón y argón— como se muestra en la figura 2.15 ▼. La disposición de los elementos en orden de número atómico creciente, colocando en columnas verticales los elementos que tienen

Número atómico	1	2	3	4	9	10	11	12	17	18	19	20	---
Símbolo	H	He	Li	Be	F	Ne	Na	Mg	Cl	Ar	K	Ca	---
	Gas inerte	Metal blando reactivo			Gas inerte	Metal blando reactivo			Gas inerte		Metal blando reactivo		

▲ **Figura 2.15** El ordenamiento de los elementos por número atómico ilustra el patrón periódico (repetitivo) de propiedades que es la base de la tabla periódica.

1A 1 H	2A 2											8A 18 He					
3 Li	4 Be	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10	1B 11	2B 12	3A 13 B	4A 14 C	5A 15 N	6A 16 O	7A 17 F	10 Ne		
11 Na	12 Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112		114		116		

Metálicos

Metaloides

No metálicos

▲ Figura 2.16 Tabla periódica de los elementos en la que se aprecia la división de los elementos en metales, metaloides y no metales.



Ejercicios con el CD-ROM
Tabla periódica
(Periodic Table)

propiedades similares, se conoce como **tabla periódica**. La tabla periódica se muestra en la figura 2.16 ▲ y también en el interior de la portada del texto. Para cada elemento de la tabla, se da el número atómico y el símbolo atómico, y muchas veces se da también el peso atómico (masa atómica promedio), como en esta casilla representativa para el potasio:

19	número atómico
K	símbolo atómico
39.0983	peso atómico

A veces observamos pequeñas variaciones en las tablas periódicas de un libro a otro o entre las que están en las aulas y las de los textos. Éstas son sólo cuestiones de estilo o de la cantidad de información que se incluye, pero no hay diferencias fundamentales.

Las columnas de la tabla periódica se conocen como **grupo**. La designación de los grupos es un tanto arbitraria, y se usan comúnmente tres esquemas distintos de designación; dos de ellos se muestran en la figura 2.16. El conjunto superior de rótulos, que tienen designaciones A y B, se utiliza ampliamente en Estados Unidos. Es común usar números romanos en lugar de arábigos en este esquema. Por ejemplo, el grupo 7A también suele designarse VIIA. Los europeos utilizan una convención similar que numera las columnas de la 1A a la 8A y luego de la 1B a la 8B, asignando así el rótulo 7B (o VIIIB) en lugar de 7A al grupo encabezado por el flúor (F). En un esfuerzo por eliminar esta confusión, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) ha propuesto una convención que numera los grupos desde el 1 hasta el 18 sin designaciones A o B, como se muestra en la parte inferior de la numeración de la parte superior de la tabla de la figura 2.16. En este texto usaremos la convención norteamericana tradicional.

TABLA 2.3 Nombres de algunos de los grupos de la tabla periódica

Grupo	Nombre	Elementos
1A	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Calcógenos	O, S, Se, Te, Po
7A	Halógenos	F, Cl, Br, I, At
8A	Gases nobles (o gases raros)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn



▲ **Figura 2.17** Algunos ejemplos conocidos de metales y no metales. Los no metales (abajo a la izquierda) son azufre (polvo amarillo), yodo (cristales oscuros y brillantes), bromo (líquido marrón rojizo y como vapor en la ampolla de vidrio) y tres muestras de carbono (polvo negro de carbón, diamantes y grafito en la mina de lápiz). Los metales están en forma de una llave de tuercas de aluminio, una tubería de cobre, municiones de plomo, monedas de plata y pepitas de oro.

Los elementos que pertenecen al mismo grupo suelen exhibir ciertas similitudes en sus propiedades físicas y químicas. Por ejemplo, los “metales de acuñación”—cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au)— pertenecen al grupo 1B. Como su nombre sugiere, los metales de acuñación se emplean en todo el mundo para hacer monedas. Muchos otros grupos de la tabla periódica tienen nombres, como se muestra en la tabla 2.3 ▲.

En los capítulos 6 y 7 veremos que los elementos de un grupo de la tabla periódica presentan propiedades similares porque tienen el mismo tipo de disposición de los electrones en la periferia de sus átomos. Sin embargo, no necesitamos esperar hasta entonces para sacar provecho de la tabla periódica; después de todo, ¡la tabla fue inventada por químicos que nada sabían acerca de los electrones! Podemos utilizar la tabla, como hicieron ellos, para correlacionar los comportamientos de los elementos y ayudarnos a recordar muchos hechos. Sin duda el lector encontrará útil consultar con frecuencia la tabla periódica mientras estudia el resto del capítulo.

Todos los elementos del lado izquierdo y la parte media de la tabla (con excepción del hidrógeno) son **elementos metálicos**, o metales. La mayor parte de los elementos son metálicos. Los metales tienen muchas propiedades características en común, como lustre y elevada conductividad eléctrica y térmica. Todos los metales, con excepción del mercurio (Hg), son sólidos a la temperatura ambiente. Los metales están separados de los **elementos no metálicos** por una línea diagonal escalonada que va del boro (B) al astato (At), como se aprecia en la figura 2.16. El hidrógeno, a pesar de estar en el lado izquierdo de la tabla periódica, es un no metal. A temperatura ambiente, algunos de los no metales son gaseosos, otros son líquidos y otros más son sólidos. En general, los no metales difieren de los metales en su apariencia (Figura 2.17 ▶) y en otras propiedades físicas. Muchos de los elementos que están junto a la línea que separa los metales de los no metales, como el antimonio (Sb), tienen propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales. Solemos llamar **metaloídes** a tales elementos.

EJERCICIO TIPO 2.5

¿Cuál par de los siguientes elementos esperaría usted que exhibieran la mayor similitud en sus propiedades químicas y físicas: B, Ca, F, He, Mg, P?

Solución Los elementos que están en el mismo grupo de la tabla periódica tienen mayor probabilidad de exhibir propiedades químicas y físicas similares. Por tanto, cabe esperar que el Ca y el Mg sean los más parecidos porque están en el mismo grupo (grupo 2A, el de los metales alcalinotérreos).

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Localice el sodio (Na) y el bromo (Br) en la tabla periódica. Dé el número atómico de cada uno e indique si se trata de un metal, un metaloide o un no metal.

Respuesta: Na, con número atómico 11, es un metal; Br, con número atómico 35, es un no metal.



Una perspectiva más detallada Glenn Seaborg y la historia del seaborgio

Antes de 1940, la tabla periódica terminaba en el uranio, el elemento número 92. Desde entonces, ningún científico ha tenido un impacto tan grande sobre la tabla periódica que Glenn Seaborg (1912-1999). Seaborg (Figura 2.18 ▶) ocupó el puesto de profesor en el departamento de química de la University of California, Berkeley, en 1937. En 1940, él y sus colegas Edwin McMillan, Arthur Wahl y Joseph Kennedy lograron aislar el plutonio (Pu) como producto de la reacción de uranio con neutrones. Hablaremos de las reacciones de este tipo, llamadas *reacciones nucleares*, en el capítulo 21. También veremos el papel clave que el plutonio desempeña en las reacciones de fisión nuclear, como las que se efectúan en las plantas nucleoeléctricas y en las bombas atómicas.

Durante el periodo de 1944 a 1958, Seaborg y sus colaboradores también lograron identificar los elementos con número atómico del 95 al 102 como productos de reacciones nucleares. Todos estos elementos son radiactivos y no se encuentran en la naturaleza; sólo se les puede sintetizar mediante reacciones nucleares. Por su labor de identificar los elementos más allá del uranio (los elementos *transuránicos*), McMillan y Seaborg compartieron el Premio Nobel de Química de 1951.

Entre 1961 y 1971, Seaborg fue presidente de la Comisión de Energía Atómica de Estados Unidos (ahora Departamento de Energía). En este puesto, contribuyó de forma importante a establecer tratados internacionales para limitar las pruebas de armas atómicas. A su regreso a Berkeley, formó parte del equipo que en 1974 identificó por primera vez el elemento número 106; ese descubrimiento fue corroborado por otro equipo en Berkeley en 1993. En 1994, a fin de honrar las muchas aportaciones de Seaborg al descubrimiento de nuevos elementos, la American Chemical Society propuso dar al elemento 106 el nombre de "seaborgio", que llevaría el símbolo Sg. Después de varios años de controversia respecto a si era aceptable dar a



▲ **Figura 2.18** Aquí vemos a Glenn Seaborg en Berkeley en 1941 usar un contador Geiger para tratar de detectar la radiación producida por el plutonio. Veremos los contadores Geiger en la Sección 21.5.

un elemento el nombre de una persona viva, la IUPAC adoptó oficialmente el nombre de seaborgio en 1997, y Seaborg se convirtió en la primera persona en dar en vida su nombre a un elemento. La IUPAC también dio al elemento 105 el nombre de "dubnio" (símbolo químico Db) en honor del laboratorio nuclear de Dubna, Rusia, que compitió con el laboratorio de Berkeley en el descubrimiento de varios nuevos elementos.

2.6 Moléculas y compuestos moleculares

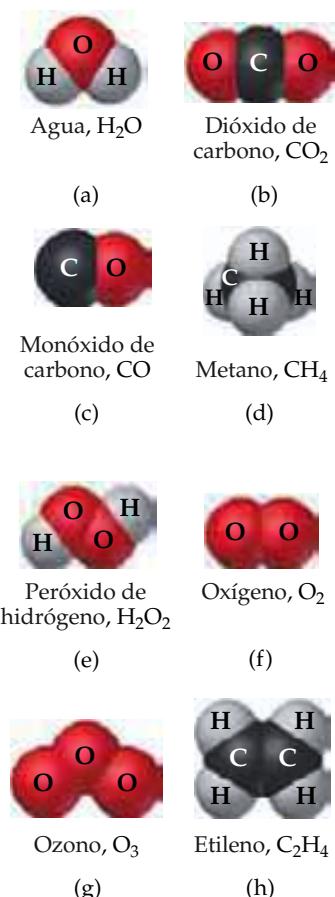
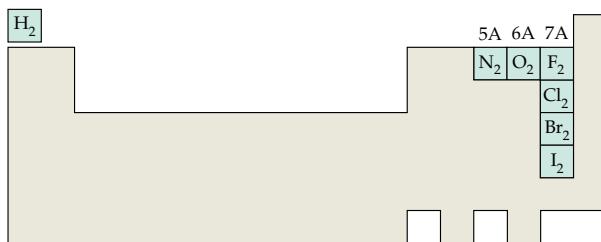
El átomo es la muestra representativa más pequeña de un elemento. Sin embargo, sólo los gases nobles se encuentran normalmente en la naturaleza como átomos aislados. La mayor parte de la materia se compone de moléculas o iones, que se forman a partir de átomos. Examinaremos las moléculas aquí y los iones en la Sección 2.7.

Una **molécula** es un conjunto de dos o más átomos estrechamente unidos. El "paquete" de átomos resultante se comporta en muchos sentidos como un objeto singular bien definido, así como un televisor compuesto por muchas piezas se puede reconocer como un solo objeto. En los capítulos 8 y 9 estudiaremos las fuerzas que mantienen unidos a los átomos (los enlaces químicos).

Moléculas y fórmulas químicas

Muchos elementos se encuentran en la naturaleza en forma molecular; es decir, con dos o más átomos del mismo tipo enlazados entre sí. Por ejemplo, el oxígeno que normalmente está presente en el aire consiste en moléculas que contienen dos átomos de oxígeno. Representamos esta forma molecular del oxígeno con la **fórmula química** O_2 (léase "o dos"). El subíndice de la fórmula nos dice que hay dos átomos de oxígeno en cada molécula. Una molécula formada por dos átomos se denomina

► **Figura 2.19** Elementos comunes que existen como moléculas diatómicas a temperatura ambiente.



▲ **Figura 2.20** Representación de algunas moléculas comunes sencillas.

molécula diatómica. El oxígeno también existe en otra forma molecular llamada *ozono*. Las moléculas de ozono consisten en tres átomos de oxígeno, así que su fórmula química es O₃. Aunque tanto el oxígeno “normal” (O₂) como el ozono se componen exclusivamente de átomos de oxígeno, exhiben propiedades químicas y físicas muy diferentes. Por ejemplo, el O₂ es indispensable para la vida, pero el O₃ es tóxico; el O₂ es inodoro, en tanto que el O₃ tiene un olor acre fuerte.

Los elementos que normalmente están presentes como moléculas diatómicas son el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno y los halógenos. Sus posiciones en la tabla periódica se indican en la figura 2.19 ▲. Cuando hablamos de la sustancia hidrógeno, nos referimos a H₂ a menos que indiquemos explícitamente otra cosa. Asimismo, cuando hablamos de oxígeno, nitrógeno o alguno de los halógenos, nos estamos refiriendo a O₂, N₂, F₂, Cl₂, Br₂ o I₂. Así, las propiedades del oxígeno y el hidrógeno que se dan en la tabla 1.3 son las de O₂ y H₂. Otras formas, menos comunes, de estos elementos se comportan de forma muy distinta.

Los compuestos que están formados por moléculas se denominan **compuestos moleculares**, y contienen más de un tipo de átomos. Por ejemplo, una molécula de agua consiste en dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; por tanto, se representa con la fórmula química H₂O. La ausencia de un subíndice en el O indica que hay un átomo de oxígeno en cada molécula de agua. Otro compuesto formado por estos mismos elementos (en diferentes proporciones relativas) es el peróxido de hidrógeno, H₂O₂. Las propiedades de estos dos compuestos son muy distintas.

En la figura 2.20 ▲ se muestran varias moléculas comunes. Observe cómo la composición de cada compuesto está dada por su fórmula química. Advierta también que estas sustancias contienen exclusivamente elementos no metálicos. *La mayor parte de las sustancias moleculares que veremos aquí contienen sólo no metales.*

Fórmulas moleculares y empíricas

Las fórmulas químicas que indican los números y tipos de átomos que forman una molécula se denominan **fórmulas moleculares**. (Las fórmulas de la figura 2.20 son fórmulas moleculares.) Las fórmulas que sólo indican el número relativo de átomos de cada tipo en una molécula se llaman **fórmulas empíricas**. Los subíndices de una fórmula empírica siempre son las proporciones enteras más pequeñas. Por ejemplo, la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno es H₂O₂; su fórmula empírica es HO. La fórmula molecular del etileno es C₂H₄; su fórmula empírica es CH₂. Para muchas sustancias, la fórmula molecular y la empírica son idénticas, como es el caso del agua, H₂O.

Las fórmulas moleculares proporcionan más información acerca de las moléculas que las fórmulas empíricas. Siempre que conozcamos la fórmula molecular de un compuesto podremos determinar su fórmula empírica. En cambio, lo opuesto no se cumple; si conocemos la fórmula empírica de una sustancia no podremos determinar su fórmula molecular sin poseer más información. Entonces, ¿por qué se ocupan los químicos de las fórmulas empíricas? Como veremos en el capítulo 3, ciertos métodos comunes de analizar sustancias sólo conducen a la fórmula empírica. Sin embargo, una vez que se conoce la fórmula empírica, experimentos adicionales pueden proporcionar la información necesaria para convertir la fórmula empírica en la

molecular. Además, hay sustancias, como las formas más comunes del carbono elemental, que no existen como moléculas aisladas. En el caso de estas sustancias, sólo podemos basarnos en las fórmulas empíricas. Así, el carbono se representa con su símbolo químico, C, que es su fórmula empírica.

EJERCICIO TIPO 2.6

Escriba las fórmulas empíricas de las moléculas siguientes: (a) glucosa, una sustancia conocida también como azúcar de la sangre y como dextrosa, cuya fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$; (b) óxido nitroso, una sustancia empleada como anestésico y conocida comúnmente como gas hilarante, cuya fórmula molecular es N_2O .

Solución (a) La fórmula empírica tiene subíndices que son las proporciones enteras más pequeñas. Las proporciones más pequeñas se obtienen dividiendo cada subíndice entre el máximo común divisor, en este caso 6. La fórmula empírica resultante de la glucosa es CH_2O .

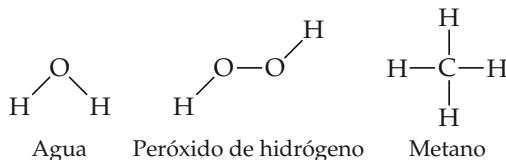
(b) Dado que los subíndices en N_2O ya son los números enteros más pequeños, la fórmula empírica del óxido nitroso es idéntica a su fórmula molecular, N_2O .

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba la fórmula empírica de la sustancia llamada *diborano*, cuya fórmula molecular es B_2H_6 .
Respuesta: BH_3 .

Representación de moléculas

La fórmula molecular de una sustancia resume su composición pero no muestra cómo se unen los átomos para formar la molécula. La **fórmula estructural** de una sustancia muestra cuáles átomos están unidos a cuáles dentro de la molécula. Por ejemplo, las fórmulas del agua, el peróxido de hidrógeno y el metano (CH_4) se pueden escribir como sigue:

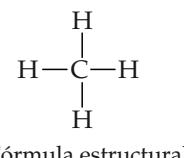


Los átomos se representan con sus símbolos químicos, y se emplean líneas para representar los enlaces que mantienen unidos a los átomos.

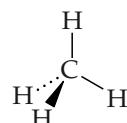
Por lo regular, una fórmula estructural no muestra la geometría real de la molécula, es decir, los ángulos de unión reales de los átomos. Sin embargo, podemos escribir una fórmula estructural como un *dibujo en perspectiva* para dar una idea de la forma tridimensional. Esto se aprecia en la figura 2.21 ►.

Los científicos utilizan además diversos modelos para facilitar la visualización de las moléculas. Los *modelos de bolas y varillas* muestran los átomos como esferas y los enlaces como varillas, y representan con exactitud los ángulos con que los átomos se unen dentro de la molécula (Figura 2.21). Todos los átomos podrían representarse con esferas del mismo tamaño, o bien, los tamaños relativos de las bolas podrían reflejar los tamaños relativos de los átomos. En ocasiones los símbolos químicos de los elementos se superponen a las bolas, pero a menudo los átomos se identifican simplemente por su color.

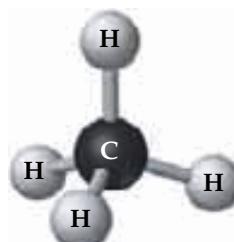
Los *modelos espaciales* dan una idea más realista de cómo se vería la molécula si se aumentara su escala (Figura 2.21). Estos modelos muestran el tamaño relativo de los átomos, pero los ángulos entre los átomos, que contribuyen a definir su geometría molecular, suelen ser más difíciles de ver que en los modelos de bolas y varillas. Al igual que en estos últimos, las identidades de los átomos se indican por su color, pero también pueden rotularse con los símbolos de los elementos.



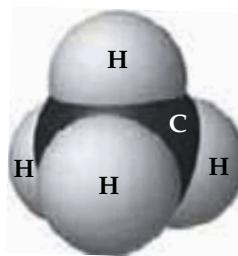
Fórmula estructural



Dibujo en perspectiva



Modelo de bolas y varillas

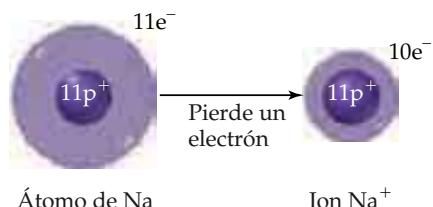


Modelo en el espacio

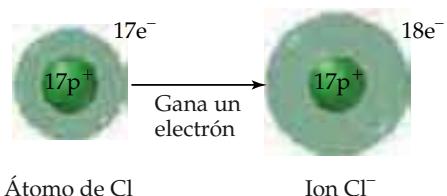
▲ Figura 2.21 Formas de representar y visualizar moléculas.

2.7 Iones y compuestos iónicos

El núcleo de un átomo no cambia en los procesos químicos ordinarios, pero los átomos pueden adquirir o perder electrones fácilmente. Si a un átomo neutro le quitamos o le agregamos electrones, se forma una partícula cargada llamada **ión**. Un ion con carga positiva se denomina **catión**; uno con carga negativa es un **anión**. Por ejemplo, el átomo de sodio, que tiene 11 protones y 11 electrones, pierde con facilidad un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, y por tanto tiene una carga neta de 1^+ . La carga neta de un ion se representa con un superíndice; $+$, 2^+ y 3^+ que indica una carga neta resultado de la pérdida de uno, dos o tres electrones, respectivamente. Los superíndices $-$, 2^- y 3^- representan cargas netas que resultan de la ganancia de uno, dos o tres electrones, respectivamente. A continuación mostramos esquemáticamente la formación del ion Na^+ a partir de un átomo de Na:



El cloro, con 17 protones y 17 electrones, a menudo gana un electrón en las reacciones químicas, para producir el ion Cl^- :



En general, los átomos metálicos tienden a perder electrones para formar cationes; los átomos no metálicos tienden a ganar electrones para formar aniones.

EJERCICIO TIPO 2.7

Escriba los símbolos químicos, incluido el número de masa, para los siguientes iones: (a) el ion con 22 protones, 26 neutrones y 19 electrones; (b) el ion de azufre que tiene 16 neutrones y 18 electrones.

Solución (a) El número de protones (22) es el número atómico del elemento, así que se trata del titanio (Ti). El número de masa de este isótopo es $22 + 26 = 48$ (la suma de los protones y neutrones). Dado que el ion tiene tres protones más que electrones, tiene una carga neta de 3^+ . Por tanto, el símbolo para el ion es $^{48}\text{Ti}^{3+}$.

(b) Consultando una tabla periódica o una tabla de elementos, vemos que el azufre (símbolo S) tiene un número atómico de 16. Por tanto, todo átomo o ion de azufre tiene 16 protones. Nos dicen que el ion tiene también 16 neutrones, así que el número de masa del ion es $16 + 16 = 32$. Dado que el ion tiene 16 protones y 18 electrones, su carga neta es 2^- . Por tanto, el símbolo del ion es $^{32}\text{S}^{2-}$.

En general, nos concentraremos en las cargas netas de los iones y no nos ocuparemos de sus números de masa, a menos que las circunstancias nos obliguen a especificar un isótopo dado.

EJERCICIO DE APlicACIÓN

¿Cuántos protones y electrones tiene el ion Se^{2-} ?

Respuesta: 34 protones y 36 electrones.

Además de los iones sencillos como Na^+ y Cl^- , existen **iones poliatómicos** como NO_3^- (ión nitrato) y SO_4^{2-} (ión sulfato). Estos iones consisten en átomos unidos igual que en una molécula, pero tienen una carga neta positiva o negativa. Consideraremos otros ejemplos de iones poliatómicos en la Sección 2.8.

Las propiedades químicas de los iones son muy diferentes de las de los átomos de los cuales se derivan. La diferencia es como la transformación del doctor Jekyll en el señor Hyde: aunque el cuerpo sea en esencia el mismo (más o menos unos cuantos electrones), el comportamiento es muy diferente.

Predicción de las cargas iónicas

Muchos átomos ganan o pierden electrones con el fin de quedar con el mismo número de electrones que el gas noble más cercano a ellos en la tabla periódica. Los miembros de la familia de los gases nobles son químicamente muy poco reactivos y difícilmente forman compuestos. Podríamos deducir que esto se debe a que sus arreglos electrónicos son muy estables. Los elementos cercanos pueden alcanzar estos mismos arreglos estables perdiendo o ganando electrones. Por ejemplo, la pérdida de un electrón de un átomo de sodio lo deja con el mismo número de electrones que el átomo neutro de neón (número atómico 10). Asimismo, cuando el cloro gana un electrón queda con 18, lo mismo que el argón (número atómico 18). Utilizaremos esta sencilla observación para explicar la formación de iones en el capítulo 8, donde veremos los enlaces químicos.

EJERCICIO TIPO 2.8

Prediga las cargas esperadas para los iones más estables de bario y oxígeno.

Solución Supondremos que estos elementos forman iones que tienen el mismo número de electrones que el átomo del gas noble más cercano. En la tabla periódica vemos que el bario tiene número atómico 56. El gas noble más cercano es el xenón, con número atómico 54. El bario puede obtener el arreglo estable de 54 electrones perdiendo dos de sus electrones y formando el catión Ba^{2+} .

El oxígeno tiene número atómico 8. El gas noble más cercano es el neón, con número atómico 10. El oxígeno puede alcanzar este arreglo estable de electrones adquiriendo dos electrones y formando el anión O^{2-} .

EJERCICIO DE APLICACIÓN

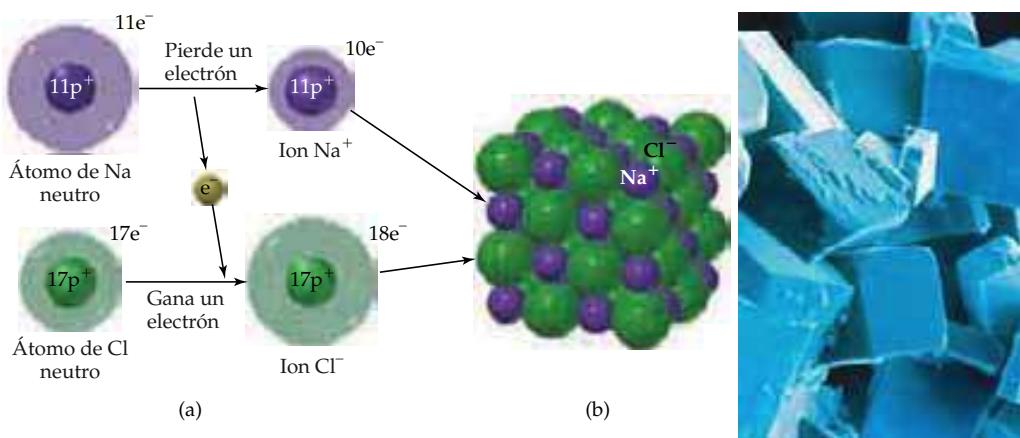
Prediga la carga del ion de aluminio más estable.

Respuesta: 3^+

La tabla periódica es muy útil para recordar las cargas de los iones, sobre todo las de los elementos que están en los extremos izquierdo y derecho de la tabla. Como se aprecia en la figura 2.22 ▼, las cargas de estos iones tienen una relación sen-

1A	H^+	2A		Metales de transición										3A	4A	5A	6A	7A	8A
Li^+															N^{3-}	O^{2-}	F^-	H^-	G A S E S
Na^+	Mg^{2+}														S^{2-}	Cl^-			N O B L E
K^+	Ca^{2+}														Se^{2-}	Br^-			
Rb^+	Sr^{2+}														Te^{2-}	I^-			
Cs^+	Ba^{2+}																		

▲ **Figura 2.22** Cargas de algunos iones comunes que se encuentran en compuestos iónicos. Observe que la línea escalonada que divide los metales de los no metales también separa los cationes de los aniones.



▲ **Figura 2.23** (a) La transferencia de un electrón de un átomo neutro de Na a un átomo neutro de Cl da lugar a la formación de un ion Na^+ y un ion Cl^- . (b) Disposición de estos iones en el cloruro de sodio sólido, NaCl , que se muestra a la derecha.

cilla con sus posiciones en la tabla. En el lado izquierdo de la tabla vemos, por ejemplo, que los elementos del grupo 1A (los metales alcalinos) forman iones $1+$, y los elementos del grupo 2A (los alcalinotérreos) forman iones $2+$. En el otro lado de la tabla, los elementos del grupo 7A (los halógenos) forman iones $1-$, y los elementos del grupo 6A forman iones $2-$. Como veremos más adelante, muchos de los otros grupos no se prestan a reglas tan sencillas.

Compuestos iónicos

Una buena proporción de toda la actividad química implica la transferencia de electrones entre sustancias. Se forman iones cuando uno o más electrones se transfieren de un átomo neutro a otro. En la figura 2.23 ▲ vemos que cuando sodio elemental reacciona con cloro elemental, un electrón se transfiere de un átomo neutro de sodio a un átomo neutro de cloro. Nos queda un ion Na^+ y un ion Cl^- . Sin embargo, las partículas con cargas opuestas se atraen, así que los iones Na^+ y Cl^- se enlanzan para formar el compuesto cloruro de sodio (NaCl), mejor conocido como sal de mesa. El cloruro de sodio es un ejemplo de **compuesto iónico**: un compuesto que contiene iones con carga positiva y iones con carga negativa.

En muchos casos podemos saber si un compuesto es iónico (formado por iones) o molecular (formado por moléculas) si conocemos su composición. En general, los cationes son iones metálicos; los aniones son iones no metálicos. En consecuencia, *los compuestos iónicos generalmente son combinaciones de metales y no metales*, como en el NaCl . En contraste, *los compuestos moleculares generalmente sólo contienen no metales*, como en el caso del H_2O .

EJERCICIO TIPO 2.9

¿Cuáles de los siguientes compuestos cabría esperar que fueran iónicos: N_2O , Na_2O , CaCl_2 , SF_4 ?

Solución Los compuestos iónicos son Na_2O y CaCl_2 porque constan de un metal combinado con un no metal. Predecimos (correctamente) que los otros dos compuestos, formados únicamente por no metales, son moleculares.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

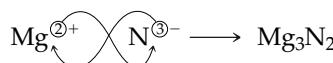
¿Cuáles de los siguientes compuestos son moleculares: CBr_4 , FeS , P_4O_6 , PbF_2 ?

Respuesta: CBr_4 y P_4O_6

Los iones de los compuestos iónicos se acomodan en estructuras tridimensionales. En la figura 2.23 se muestra la disposición de los iones Na^+ y Cl^- en el NaCl . Dado que no existe como una molécula sola el NaCl , sólo podemos escribir una fórmula empírica para esta sustancia. De hecho, sólo es posible escribir fórmulas empíricas para la mayor parte de los compuestos iónicos.

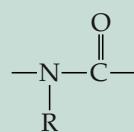
No es difícil escribir la fórmula empírica de un compuesto iónico si conocemos las cargas de los iones que lo constituyen. Los compuestos químicos siempre son eléctricamente neutros; por consiguiente, los iones de un compuesto iónico siempre están presentes en una proporción tal que la carga positiva total es igual a la carga negativa total. Así, hay un Na^+ por cada Cl^- (para dar NaCl), un Ba^{2+} por cada dos Cl^- (para dar BaCl_2), etcétera.

Si considera éstos y otros ejemplos, comprobará que, si las cargas del catión y del anión son iguales, el subíndice de cada ion es 1. Si las cargas no son iguales, la carga de un ion (sin su signo) se convertirá en el subíndice del otro ion. Por ejemplo, el compuesto iónico que se forma a partir de Mg (que forma iones Mg^{2+}) y N (que forma iones N^{3-}) es Mg_3N_2 :



Química y vida Elementos necesarios para los organismos vivos

En la figura 2.24 ▼ se muestran los elementos que son indispensables para la vida. Más del 97% de la masa de la mayor parte de los organismos se debe a sólo seis elementos: oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, fósforo y azufre. El agua (H_2O) es el compuesto más común en los seres vivos, forma cuenta de por lo menos el 70% de la masa de la mayor parte de las células. El carbono es el elemento más frecuente (en masa) que se encuentra en los componentes sólidos de las células. Los átomos de carbono se encuentran en una amplia variedad de moléculas orgánicas en las que los átomos de carbono están unidos entre sí o a átomos de otros elementos, principalmente H, O, N, P y S. Por ejemplo, todas las proteínas contienen el siguiente grupo de átomos que se presenta repetidamente dentro de las moléculas:



(R es un átomo de H o una combinación de átomos como CH_3 .)

Además, se han encontrado otros 23 elementos en diversos organismos vivos. Cinco son iones que todos los organismos requieren: Ca^{2+} , Cl^- , Mg^{2+} , K^+ y Na^+ . Los iones calcio, por ejemplo, se necesitan para formar los huesos y también intervienen en la transmisión de señales en el sistema nervioso, como las que controlan la contracción de los músculos cardíacos para hacer que el corazón late. Muchos otros elementos sólo se necesitan en cantidades muy pequeñas, por lo que se les llama elementos *traza*. Por ejemplo, necesitamos cantidades diminutas de cobre en nuestra dieta para apoyar la síntesis de la hemoglobina.

▼ **Figura 2.24** Los elementos que son indispensables para la vida se indican con colores. El rojo denota los seis elementos más abundantes en los sistemas vivos (hidrógeno, carbono, nitrógeno, oxígeno, fósforo y azufre). El azul indica los cinco elementos que siguen en abundancia. El verde denota los elementos que sólo se requieren en cantidades muy pequeñas.

Periodic Table showing elements essential for life																	
1A		8A															
H		He															
Li	Be																
Na	Mg																
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

EJERCICIO TIPO 2.10

Determine las fórmulas empíricas de los compuestos formados por (a) iones Al^{3+} y Cl^- ; (b) iones Al^{3+} y O^{2-} ; (c) iones Mg^{2+} y NO_3^- .

Solución (a) Se requieren tres iones Cl^- para equilibrar la carga de un ion Al^{3+} . Por tanto, la fórmula es AlCl_3 .

(b) Se requieren dos iones Al^{3+} para equilibrar la carga de tres iones O^{2-} (es decir, la carga positiva total es $6+$, y la carga negativa total es $6-$). Por tanto, la fórmula es Al_2O_3 .

(c) Se necesitan dos iones NO_3^- para equilibrar la carga de un ion Mg^{2+} . Por tanto, la fórmula es $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. En este caso, la fórmula de todo el ion poliatómico negativo NO_3^- se debe encerrar entre paréntesis para que quede claro que el subíndice 2 aplica a todos los átomos de ese ion.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba las fórmulas empíricas de los compuestos formados por los iones siguientes: (a) Na^+ y PO_4^{3-} ; (b) Zn^{2+} y SO_4^{2-} ; (c) Fe^{3+} y CO_3^{2-} .

Respuestas: (a) Na_3PO_4 ; (b) ZnSO_4 ; (c) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$

**Estrategias en química Reconocimiento de patrones**

Alguien dijo alguna vez que beber de la fuente del conocimiento en un curso de química equivale a beber de una toma de agua para incendio. Es verdad que en ocasiones el ritmo parece vertiginoso, pero lo más importante es que nos podemos ahogar en los datos si no percibimos los patrones generales. La importancia del uso de patrones y del aprendizaje de reglas y generalizaciones es que nos ahorran tener que aprender (o memorizar) muchos datos individuales; vinculan las ideas principales para que no nos perdamos en los detalles.

A muchos estudiantes les cuesta trabajo la química porque no perciben las relaciones entre los temas, los vínculos entre las ideas. En consecuencia, tratan cada idea y problema como algo único, en lugar de un ejemplo o aplicación de una regla, procedimiento o relación general. Comience a percibir la estructura del tema. Preste atención a las tendencias y reglas que se dan para resumir una colección

amplia de información. Advierta, por ejemplo, cómo la estructura atómica nos ayuda a entender la existencia de isótopos (como se observa en la tabla 2.2) y cómo la tabla periódica nos ayuda a recordar las cargas de los iones (como se ve en la figura 2.22). Tal vez el lector se sorprenda a sí mismo observando patrones que ni siquiera hemos mencionado explícitamente. Es posible incluso que haya observado ciertas tendencias en las fórmulas químicas. Si nos movemos a lo ancho de la tabla periódica desde el elemento 11, Na, vemos que los elementos forman compuestos con F que tienen las siguientes composiciones: NaF , MgF_2 y AlF_3 . ¿Continúa esta tendencia? ¿Existen SiF_4 , PF_5 y SF_6 ? Claro que sí. Si ha captado tendencias como éstas a partir de las migajas de información que ha visto, está en ventaja y ya se ha preparado para algunos temas que abordaremos en capítulos posteriores.

2.8 Nombrando a los compuestos inorgánicos

Para obtener información acerca de una sustancia dada, es necesario conocer su fórmula química y su nombre. Los nombres y las fórmulas de los compuestos son parte del vocabulario fundamental de la química. La asignación de nombres a las sustancias se denomina **nomenclatura química**, de los vocablos del Latín *nomen* (nombre) y *calare* (llamar).

Se conocen más de 19 millones de sustancias químicas. Nombrarlas todas sería una tarea abrumadoramente complicada si cada una tuviera un nombre especial independiente de todos los demás. Muchas sustancias importantes que se han conocido desde hace mucho tiempo, como el agua (H_2O) y el amoniaco (NH_3) sí tienen nombres individuales tradicionales (los llamados “nombres comunes”). Sin embargo, para la mayor parte de las sustancias nos apoyamos en un conjunto sistemático de reglas que nos llevan a un nombre único e informativo para cada sustancia, con base en su composición.

Las reglas de la nomenclatura química se basan en la división de las sustancias en diferentes categorías. La división principal es entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos. Los *compuestos orgánicos* contienen carbono, por lo regular en combinación con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno o azufre. Todos los demás compuestos se denominan *compuestos inorgánicos*. Los primeros químicos asociaban los compuestos

orgánicos con las plantas y animales, y los inorgánicos, con la porción inerte de nuestro mundo. Aunque esta distinción entre la materia viva y la inanimada ya no es pertinente, la clasificación en compuestos orgánicos e inorgánicos sigue siendo útil. En esta sección veremos las reglas básicas para dar nombre a los compuestos inorgánicos. Entre estos compuestos consideraremos tres categorías de sustancias: compuestos iónicos, compuestos moleculares y ácidos. Luego presentaremos los nombres de algunos compuestos orgánicos sencillos en la Sección 2.9.



Ejercicios con el CD-ROM
Nombres de cationes y aniones
(*Naming Cations, Naming Anions*)

Nombres y fórmulas de compuestos iónicos

En la Sección 2.7 vimos que los compuestos iónicos por lo regular consisten en combinaciones químicas de metales y no metales. Los metales forman los iones positivos, y los no metales, los negativos. Examinemos la nomenclatura de los iones positivos, y luego la de los negativos. Despues, veremos la forma de juntar los nombres de los iones para identificar el compuesto iónico completo.

1. Iones positivos (cationes)

- (a) Los cationes que se forman a partir de átomos metálicos tienen el mismo nombre que el metal.



Los iones que se forman a partir de un solo átomo se llaman *iones monoatómicos*.

- (b) Si un metal puede formar cationes con diferente carga, la carga positiva se indica con un número romano entre paréntesis después del nombre del metal:



Los iones con diferente carga tienen diferentes propiedades, como el color (Figura 2.25 ▶).

La mayor parte de los metales que tienen carga variable son los *metales de transición*, elementos que están en el bloque medio que va del grupo 3B al 2B de la tabla periódica. Las cargas de estos iones se indican con números romanos. Los iones metálicos comunes que no tienen carga variable son los iones del grupo 1A (Li^+ , Na^+ , K^+ y Cs^+) y los del 2A (Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+}), además del Al^{3+} (grupo 3A) y dos iones de metales de transición: Ag^+ (grupo 1B) y Zn^{2+} (grupo 2B). Al nombrar estos iones no se indican explícitamente las cargas. Si no está seguro de si un metal forma más de un tipo de cation, indique la carga empleando números romanos. Nunca es erróneo hacerlo, aunque a veces es innecesario.

Un método más antiguo que todavía se usa mucho para distinguir entre dos iones de un metal con carga diferente es aplicar la terminación *-oso* o *-ico*. Estas terminaciones representan los iones con carga menor y mayor, respectivamente, y se agregan a la raíz del nombre del elemento en latín:



Aunque casi nunca usaremos estos nombres antiguos en este texto, es muy probable que el lector los encuentre en otros libros.

- (c) Los cationes formados a partir de átomos no metálicos tienen nombres que terminan en *-io*:



Estos dos iones son los únicos de esta clase que encontraremos con frecuencia en el texto. Ambos son *poliatómicos* (formados por muchos átomos). Casi todos los cationes son átomos metálicos monoatómicos.



▲ Figura 2.25 Los compuestos de iones del mismo elemento pero con diferente carga pueden tener una apariencia muy distinta. Las dos sustancias que se muestran aquí son sales de hierro con iones K^+ y CN^- . La de la izquierda es ferrocianuro de potasio, que contiene $\text{Fe}(\text{II})$ unido a iones CN^- . La de la derecha es ferricianuro de potasio, que contiene $\text{Fe}(\text{III})$ unido a iones CN^- . Ambas sustancias se utilizan mucho en procesos de impresión y teñido.

TABLA 2.4 Cationes comunes

Carga	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
1+	H ⁺ Li ⁺ Na ⁺ K ⁺ Cs ⁺ Ag ⁺	Ion hidrógeno Ion litio Ion sodio Ion potasio Ion cesio Ion plata	NH ₄ ⁺ Cu ⁺	Ion amonio Ion cobre(I) o cuproso
2+	Mg ²⁺ Ca ²⁺ Sr ²⁺ Ba ²⁺ Zn ²⁺ Cd ²⁺	Ion magnesio Ion calcio Ion estroncio Ion bario Ion zinc Ion cadmio	Co ²⁺ Cu ²⁺ Fe ²⁺ Mn ²⁺ Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺ Ni ²⁺ Pb ²⁺ Sn ²⁺	Ion cobalto(II) o cobaltoso Ion cobre(II) o cúprico Ion hierro(II) o ferroso Ion manganeso(II) o manganoso Ion mercurio (I) o mercuroso Ion mercurio (II) o mercúrico Ion níquel(II) o niqueloso Ion plomo (II) o plumboso Ion estaño(II) o estanoso
3+	Al ³⁺	Ion aluminio	Cr ³⁺ Fe ³⁺	Ion cromo(III) o crómico Ion hierro(III) o férrico

En la tabla 2.4 ▲ se muestran los nombres y fórmulas de algunos de los cationes más comunes, y también se incluyen en una tabla de iones comunes que viene en la parte interior de la contraportada del texto. Los iones de la izquierda son los iones monoatómicos cuya carga no cambia; los de la derecha son cationes poliatómicos o bien cationes con carga variable. El ion Hg₂²⁺ es inusual en cuanto a que es un ion metálico pero no monoatómico; se llama ion mercurio(I) porque podemos verlo como dos iones Hg⁺ fusionados.

2. Iones negativos (aniones)

(a) Los aniones monoatómicos (de un átomo) tienen nombres que se forman eliminando la terminación del nombre del elemento y agregando la terminación: -uro; en el caso del oxígeno la terminación es -ido:



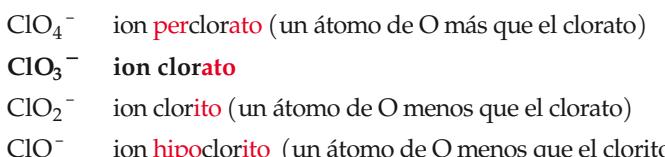
Algunos aniones poliatómicos sencillos tienen también nombres que llevan estas terminaciones:



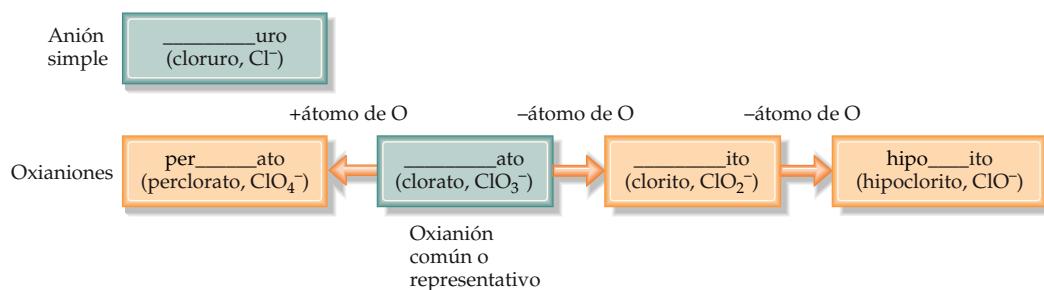
(b) Los aniones poliatómicos (de muchos átomos) que contienen oxígeno tienen nombres que terminan en -ato o -ito. Estos aniones se llaman **oxianiones**. La terminación *-ato* se emplea para el oxianión más común de un elemento. La terminación *-ito* se usa para un oxianión que tiene la misma carga pero un átomo menos de O:



Se emplean prefijos cuando la serie de oxianiones de un elemento se extiende a cuatro miembros, como es el caso de los halógenos. El prefijo *per-* indica un átomo de O más que el oxianión que termina en *-ato*; el prefijo *hipo-* indica un átomo de O menos que el oxianión que termina en *-ito*:



Ejercicios con el CD-ROM
Nombrar dos series de dos oxianiones, nombrar una serie de cuatro oxianiones
(Naming Two Series of Two Oxyanions, Naming a Series of Four Oxyanions)



▲ Figura 2.26 Resumen del procedimiento para designar aniones. La raíz del nombre (como “clor” en el caso del cloro) va en el espacio en blanco.

Si aprendemos las reglas anteriores, sólo necesitaremos conocer el nombre de un oxianión de una serie para deducir los nombres de los otros miembros. Estas reglas se resumen en la figura 2.26 ▲.

- (c) Los aniones que se obtienen agregando H^+ a un oxianión se designan agregando como prefijo la palabra hidrógeno o dihidrógeno, según resulte apropiado:



Observe que cada H^+ reduce la carga negativa del anión original en 1. Un método antiguo para designar algunos de estos iones utiliza el prefijo *bi*- . Así, el ion HCO_3^+ comúnmente se llama ion bicarbonato, y HSO_4^- a veces se llama ion bisulfato.

Los nombres y fórmulas de los aniones comunes se dan en la tabla 2.5 ▼ y en la parte interior de la contraportada del libro. Aquellos cuyo nombre termina en *-uro* o *-ido* están en la porción izquierda de la tabla, y a la derecha se muestran aquellos cuyo nombre termina en *-ato*. Las fórmulas de los iones cuyo nombre termina con *-ito* se pueden deducir de los que terminan con *-ato* quitando un átomo de O. Advierta la posición de los iones monoatómicos en la tabla periódica. Los del grupo 7A siempre tienen carga 1^- (F^- , Cl^- , Br^- e I^-), mientras que los del grupo 6A tienen carga 2^- (O^{2-} y S^{2-}).

TABLA 2.5 Aniones comunes

Carga	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
1 -	H^-	Ion hidruro	$C_2H_3O_2^-$	Ion acetato
	F^-	Ion fluoruro	ClO_3^-	Ion clorato
	Cl^-	Ion cloruro	ClO_4^-	Ion perchlorato
	Br^-	Ion bromuro	NO_3^-	Ion nitrato
	I^-	Ion yoduro	MnO_4^-	Ion permanganato
	CN^-	Ion cianuro		
	OH^-	Ion hidróxido		
2 -	O^{2-}	Ion óxido	CO_3^{2-}	Ion carbonato
	O_2^{2-}	Ion peróxido	CrO_4^{2-}	Ion cromato
	S^{2-}	Ion sulfuro	$Cr_2O_7^{2-}$	Ion dicromato
			SO_4^{2-}	Ion sulfato
3 -	N^{3-}	Ion nitruro	PO_4^{3-}	Ion fosfato



Ejercicios con el CD-ROM
Nombrando a los iones poliatómicos
(Naming Polyatomic Ions)

EJERCICIO TIPO 2.11

La fórmula del ion selenato es SeO_4^{2-} . Escriba la fórmula del ion selenito.

Solución La terminación *-ito* indica un oxianión con la misma carga pero un átomo de O menos que el oxianión correspondiente que termina en *-ato*. Por tanto, el ion selenito tiene la misma carga pero un oxígeno menos que el ion selenato: SeO_3^{2-} .

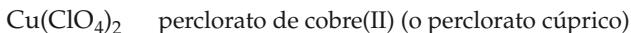
EJERCICIO DE APLICACIÓN

La fórmula del ion bromato es BrO_3^- . Escriba la fórmula del ion hipobromito.

Respuesta: BrO^-

3. Compuestos iónicos

Los nombres de los compuestos iónicos consisten del nombre del anión seguido de la palabra “de” y el nombre del catión:



En las fórmulas químicas del nitrato de aluminio y el perclorato de cobre(II) se usan paréntesis seguidos del subíndice apropiado porque el compuesto contiene dos o más iones poliatómicos.



Ejercicios con el CD-ROM
Nombrando compuestos iónicos
(Naming Ionic Compounds)

EJERCICIO TIPO 2.12

Dé nombre a los siguientes compuestos: (a) K_2SO_4 ; (b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; (c) FeCl_3 .

Solución Todos estos compuestos son iónicos y se nombran siguiendo las reglas que ya estudiamos. Al designar compuestos iónicos, es importante distinguir los iones poliatómicos y también determinar la carga de los cationes cuando ésta puede variar. (a) El catión en este compuesto es K^+ , y el anión es SO_4^{2-} . (Si pensó que el compuesto contenía iones S^{2-} y O^{2-} , es que no reconoció al ion sulfato poliatómico.) Si juntamos los nombres de los iones tendremos el nombre del compuesto, sulfato de potasio. (b) En este caso el compuesto está formado por iones Ba^{2+} y iones OH^- . Ba^{2+} es el ion bario y OH^- es el ion hidróxido; por tanto, el compuesto se llama hidróxido de bario. (c) Es preciso determinar la carga del Fe en este compuesto porque la carga del hierro puede variar. Dado que el compuesto contiene tres iones Cl^- , el catión debe ser Fe^{3+} , o sea, el ion hierro(III) o férrico. El ion Cl^- se llama ion cloruro. Así pues, el compuesto es cloruro de hierro(III) o cloruro férrico.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Dé nombre a los siguientes compuestos: (a) NH_4Br ; (b) Cr_2O_3 ; (c) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

Respuestas: (a) bromuro de amonio; (b) óxido de cromo(III); (c) nitrato de cobalto(II).

EJERCICIO TIPO 2.13

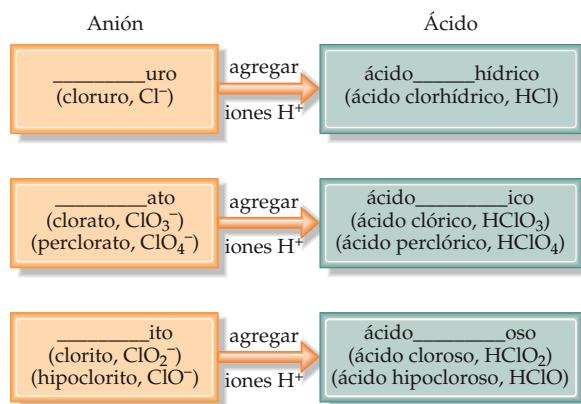
Escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: (a) sulfuro de potasio; (b) hidrógeno carbonato de calcio; (c) perclorato de níquel(II).

Solución Para deducir la fórmula química de un compuesto iónico a partir de su nombre es necesario conocer las cargas de los iones, que determinan los subíndices. (a) El ion potasio es K^+ y el ion sulfuro es S^{2-} . Puesto que los compuestos iónicos son eléctricamente neutros, se requieren dos iones K^+ para equilibrar la carga de un ion S^{2-} , así que la fórmula empírica del compuesto es K_2S . (b) El ion calcio es Ca^{2+} . El ion carbonato es CO_3^{2-} , así que el ion hidrógeno carbonato es HCO_3^- . Se requieren dos iones HCO_3^- para equilibrar la carga positiva del Ca^{2+} , lo que da $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. (c) El ion níquel(II) es Ni^{2+} . El ion perclorato es ClO_4^- . Se necesitan dos iones ClO_4^- para equilibrar la carga de un ion Ni^{2+} , lo que da $\text{Ni}(\text{ClO}_4)_2$.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba la fórmula química de (a) sulfato de magnesio; (b) sulfuro de plata; (c) nitrato de plomo(II).

Respuestas: (a) MgSO_4 ; (b) Ag_2S ; (c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$



◀ **Figura 2.27** Resumen de la relación entre los nombres de los aniones y de los ácidos. Los prefijos *per-* e *hipo-* se conservan al pasar del anión al ácido.

Nombres y fórmulas de ácidos

Los ácidos son una clase importante de compuestos que contienen hidrógeno y se designan con un método especial. Por ahora, definiremos un *ácido* como una sustancia cuyas moléculas producen iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua. Cuando nos encontramos con la fórmula química de un ácido en esta etapa del curso, la escribiremos con el H como primer elemento, por ejemplo, HCl y H_2SO_4 .

Podemos considerar que un ácido se compone de un anión unido a suficientes iones H^+ como para neutralizar totalmente o equilibrar la carga del anión. Así pues, el ion SO_4^{2-} requiere dos iones H^+ para formar H_2SO_4 . El nombre del ácido se deriva del nombre de su anión, como se resume en la figura 2.27 ▲.

- Ácidos basados en aniones cuyo nombre termina en -uro.** Los aniones cuyo nombre termina en *-uro* están asociados a ácidos cuyo nombre termina con *-hídrico*, como en los siguientes ejemplos:

Anión	Ácido correspondiente
Cl^- (cloruro)	HCl (ácido clorhídrico)
S^{2-} (sulfuro)	H_2S (ácido sulfhídrico)

- Ácidos basados en aniones cuyo nombre termina en -ato o -ito.** Los aniones cuyos nombres terminan en *-ato* están asociados a ácidos cuyo nombre termina en *-ico*, en tanto que los aniones cuyo nombre termina en *-ito* están asociados a ácidos cuyo nombre termina en *-oso*. Los prefijos del nombre del anión se conservan en el nombre del ácido. Ilustramos estas reglas con los oxiácidos del cloro:

Anión	Ácido correspondiente
ClO_4^- (perclorato)	$HClO_4$ (ácido perclórico)
ClO_3^- (clorato)	$HClO_3$ (ácido clórico)
ClO_2^- (clorito)	$HClO_2$ (ácido cloroso)
ClO^- (hipoclorito)	$HClO$ (ácido hipocloroso)

EJERCICIO TIPO 2.14

Dé nombre a los siguientes ácidos (a) HCN; (b) HNO_3 ; (c) H_2SO_4 ; (d) H_2SO_3 .

Solución (a) El anión del que se deriva este ácido es CN^- , el ion cianuro. Puesto que este anión tiene la terminación *-uro*, el ácido tendrá la terminación *-hídrico*: ácido cianhídrico. Sólo llamamos ácido cianhídrico a las soluciones de HCN en agua; el compuesto puro, que es gaseoso en condiciones normales, se llama cianuro de hidrógeno. Tanto el ácido cianhídrico como el cianuro de hidrógeno son *extremadamente tóxicos*. (b) NO_3^- es el ion nitrato, así que HNO_3 se llama

ácido nítrico (la terminación *-ato* del anión se sustituye por la terminación *-ico* al designar el ácido). (c) SO_4^{2-} es el ion sulfato, así que H_2SO_4 se llama ácido sulfúrico. (d) SO_3^{2-} es el ion sulfito, así que H_2SO_3 se llama ácido sulfuroso (la terminación *-ito* del anión se sustituye por la terminación *-oso*).

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba las fórmulas químicas del (a) ácido bromhídrico; (b) ácido carbónico.

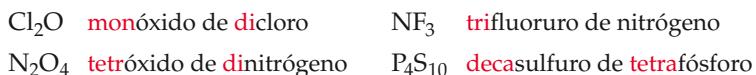
Respuestas: (a) HBr ; (b) H_2CO_3

Nombres y fórmulas de compuestos moleculares binarios

Los procedimientos que se siguen para dar nombre a los compuestos moleculares *binarios* (formados por dos elementos) son similares a los que se emplean para nombrar compuestos iónicos:

1. *Por lo general se escribe primero el nombre del elemento que está más a la derecha en la tabla periódica.* Una excepción a esta regla es el caso de los compuestos que contienen oxígeno. El O_2 se escribe siempre al último excepto cuando se combina con el flúor.
2. *Si ambos elementos están en el mismo grupo de la tabla periódica, se nombra primero el que está más arriba.*
3. *Se añade la terminación *-uro* (*-ido* en el caso del oxígeno) al primer elemento y se inserta la partícula “de” entre los nombres de los dos elementos.*
4. *Se usan prefijos griegos (Tabla 2.6 ▶) para indicar el número de átomos de cada elemento.* Nunca se usa el prefijo *mono-* con el segundo elemento. Si el prefijo termina en *a u o* y el nombre del anión comienza con vocal (como en óxido), por lo regular se omite la *a u o*.

Los ejemplos siguientes ilustran estas reglas:



Es importante darse cuenta de que no podemos predecir las fórmulas de la mayor parte de las sustancias moleculares de la misma forma como predecimos las de los compuestos iónicos. Es por ello que las nombramos usando prefijos que indican específicamente su composición. Los compuestos que contienen hidrógeno y otro elemento son una excepción importante, ya que pueden tratarse como si contuvieran iones H^+ . Así, HCl es cloruro de hidrógeno (éste es el nombre que se da al compuesto puro; las soluciones de HCl en agua se llaman ácido clorhídrico). De forma similar, H_2S es sulfuro de hidrógeno.

EJERCICIO TIPO 2.15

Dé nombre a los siguientes compuestos: (a) SO_2 ; (b) PCl_5 ; (c) N_2O_3 .

Solución Los compuestos están formados exclusivamente por no metales, así que lo más probable es que sean moleculares, no iónicos. Empleando los prefijos de la tabla 2.6, tenemos (a) dióxido de azufre, (b) pentacloruro de fósforo y (c) trióxido de dinitrógeno.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba la fórmula química de (a) tetrabromuro de silicio; (b) dicloruro de diazufre.

Respuestas: (a) SiBr_4 ; (b) S_2Cl_2

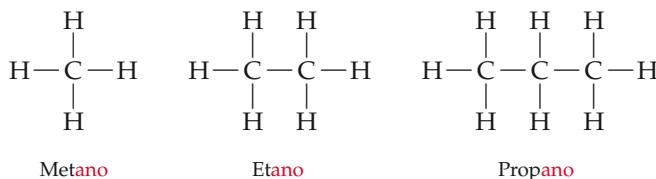
2.9 Algunos compuestos orgánicos simples

El estudio de los compuestos de carbono se llama **química orgánica**. Los compuestos que contienen carbono e hidrógeno, muchas veces en combinación con oxígeno, nitrógeno u otros elementos, se llaman *compuestos orgánicos*. Examinaremos los compuestos orgánicos y la química orgánica con cierto detalle en el capítulo 25.

Además, veremos varios compuestos orgánicos a lo largo del texto; muchos de ellos tienen aplicaciones prácticas o son importantes para la química de los sistemas biológicos. Aquí presentaremos una introducción muy breve a algunos de los compuestos orgánicos más simples, para que el lector tenga una idea de las fórmulas y los nombres de estas moléculas.

Alcanos

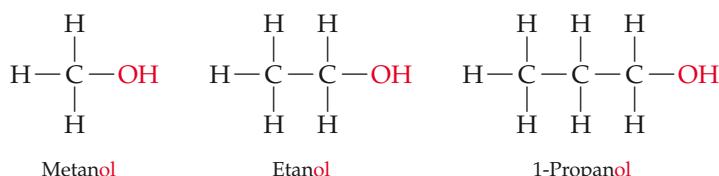
Los compuestos que sólo contienen carbono e hidrógeno se llaman **hidrocarburos**. En la estructura más sencilla de los hidrocarburos, cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos. Estos compuestos se llaman **alcanos**. Los tres alkanos más simples, que contienen uno, dos y tres átomos de carbono, respectivamente, son metano (CH_4), etano (C_2H_6) y propano (C_3H_8). Las fórmulas estructurales de estos tres alkanos son:



El nombre de todos los alkanos termina en *-ano*. Se pueden hacer alkanos más largos añadiendo más átomos de carbono al “esqueleto” de la molécula. En el caso de alkanos con cinco o más átomos de carbono, los nombres se derivan de prefijos como los de la tabla 2.6. Por ejemplo, un alcano con ocho átomos de carbono se llama *octano* (C_8H_{18}), donde el prefijo *octa-*, que significa ocho, se combina con la terminación *-ano* de los alkanos. La gasolina consiste primordialmente de octanos, como veremos en el capítulo 25.

Algunos derivados de los alcanos

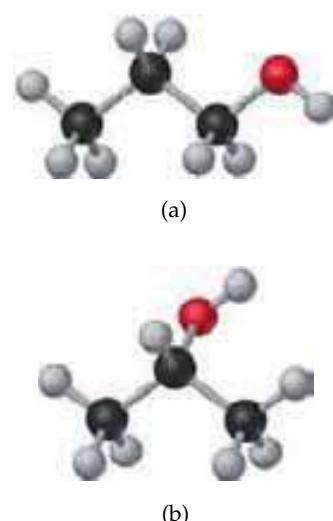
Se obtienen otras clases de compuestos orgánicos cuando los átomos de hidrógeno de los alkanos se sustituyen por *grupos funcionales*, que son grupos específicos de átomos. Los **alcoholes**, por ejemplo, se obtienen sustituyendo un átomo de H de un alcano por un grupo —OH. El nombre del alcohol se deriva del nombre del alcano añadiéndole la terminación *-ol*:



Las propiedades de los alcoholes son muy diferentes de las de los alkanos de los que se obtienen. Por ejemplo, el metano, etano y propano son gases incoloros en condiciones normales, mientras que el metanol, etanol y propanol son líquidos incoloros. En el capítulo 11 veremos las causas de tales diferencias en las propiedades.

El prefijo “1” en el nombre del 1-propanol indica que la sustitución de un H por un OH tuvo lugar en uno de los átomos de carbono “extremos”, no en el de “en medio”; se obtiene un compuesto distinto llamado 2-propanol (también llamado alcohol isopropílico) si el grupo funcional OH se une al átomo de carbono de en medio. En la figura 2.28 ► se presentan modelos de varillas y bolas de los dos formas de propanol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$): (a) 1-propanol, en el que el grupo OH está unido a uno de los átomos de carbono de los extremos, y (b) 2-propanol, en el que el grupo OH está unido al átomo de carbono de en medio.

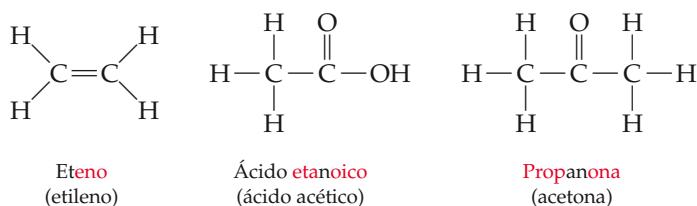
Buena parte de la riqueza de la química orgánica se debe a que compuestos con largas cadenas de enlaces carbono-carbono están presentes en la naturaleza o se pueden sintetizar. La serie de alkanos y alcoholes que comienza con el metano, etano y propano se puede extender indefinidamente (al menos en teoría). Las propiedades



▲ **Figura 2.28** Modelos de varillas y bolas de las dos formas de propanol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$): (a) 1-propanol, en el que el grupo OH está unido a uno de los átomos de carbono de los extremos, y (b) 2-propanol, en el que el grupo OH está unido al átomo de carbono de en medio.

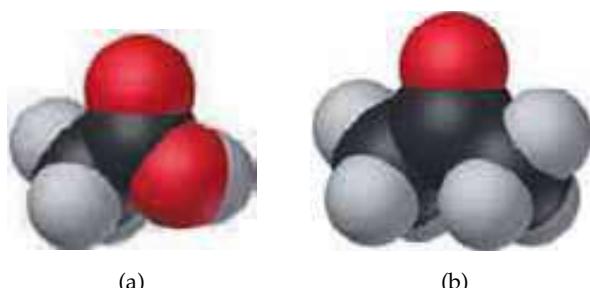
de los alkanos y alcoholes cambian conforme las cadenas se alargan. Los octanos, que son alkanos con ocho átomos de carbono, son líquidos en condiciones normales. Si la serie de los alkanos se extiende a decenas de miles de átomos de carbono, obtenemos el *polietileno*, una sustancia sólida que se emplea para hacer miles de productos de plástico, como bolsas, recipientes para alimentos y equipo de laboratorio. El polietileno es un ejemplo de *polímero*: una sustancia que se forma juntando miles de moléculas más pequeñas. Veremos los polímeros con lujo de detalles en el capítulo 12.

En todos los compuestos de los que hemos hablado hasta aquí, los átomos de carbono de la fórmula estructural están unidos a otros cuatro átomos con una sola línea; en capítulos posteriores veremos que esa línea representa un *enlace sencillo* entre el átomo de carbono y el otro átomo. Sin embargo, el carbono también puede formar *múltiples enlaces* consigo mismo y con otros átomos, como el oxígeno y el nitrógeno. Los múltiples enlaces alteran considerablemente las propiedades de las moléculas orgánicas y son uno de los principales motivos por los que muchos de ustedes llevarán un curso de un año dedicado totalmente a la química orgánica. A continuación se muestran algunas sustancias orgánicas comunes que contienen dobles enlaces con el carbono. En cada caso, hemos dado el nombre correcto del compuesto, que se deriva del prefijo de un alcano, y el nombre “común” con el que el lector probablemente conoce la sustancia:



El etileno es un *hidrocarburo insaturado*, o sea, un compuesto con un múltiple enlace carbono-carbono. El doble enlace carbono-carbono hace que el etileno sea mucho más reactivo que los alkanos. El ácido acético es un *ácido carboxílico*; es el componente característico del vinagre. La acetona es una *cetona*; es un disolvente orgánico común que se usa en los hogares como removedor de lacas y de barniz de uñas. En la figura 2.29 ▼ se muestran modelos espaciales del ácido acético y la acetona. Encuentramos otras moléculas orgánicas a lo largo del texto, y conviene tomar nota del número de átomos de carbono involucrados y los tipos de otros átomos a los que está unido el carbono. Como ya señalamos, trataremos más a fondo la química orgánica en el capítulo 25.

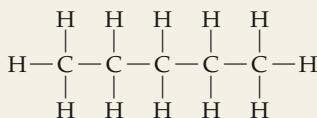
► **Figura 2.29** Modelos espaciales ocupado de (a) el ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) y (b) la acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$).



EJERCICIO TIPO 2.16

Considere el alcano llamado *pentano*. (a) Suponiendo que los átomos de carbono están en línea recta, escriba la fórmula estructural del pentano. (b) ¿Qué fórmula molecular tiene el pentano?

Solución (a) Los alkanos contienen exclusivamente carbono e hidrógeno, y cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos. El nombre pentano contiene el prefijo *penta-*, que significa cinco (Tabla 2.6), así que podemos suponer que el pentano contiene cinco átomos de carbono unidos en cadena. Si añadimos suficientes átomos de hidrógeno para que cada átomo de carbono tenga cuatro enlaces, obtendremos la fórmula estructural siguiente:



Esta forma de pentano suele designarse como *n*-pentano, donde la *n* significa "normal", porque los cinco átomos de carbono forman una línea recta en la fórmula estructural.

(b) Una vez escrita la fórmula estructural, podremos determinar la fórmula molecular contando los átomos presentes. Así, el *n*-pentano tiene la fórmula C₅H₁₂.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

El butano es el alcano con cuatro átomos de carbono. (a) ¿Qué fórmula molecular tiene el butano? (b) ¿Cómo se llamaría y qué fórmula molecular tendría un alcohol derivado del butano?

Respuestas: (a) C₄H₁₀; (b) butanol, C₄H₁₀O

Resumen y términos clave

Secciones 2.1 y 2.2 Los **átomos** son los bloques de construcción básicos de la materia; son las unidades más pequeñas de un elemento que se pueden combinar con otros elementos. Los átomos se componen de partículas todavía más pequeñas, llamadas **partículas subatómicas**. Algunas de esas partículas subatómicas tienen carga y siguen el comportamiento acostumbrado de las partículas con carga: las partículas con cargas iguales se repelen, y las que tienen carga distinta se atraen. Vimos algunos de los importantes experimentos que condujeron al descubrimiento y caracterización de las partículas subatómicas. Los experimentos de Thomson sobre el comportamiento de los **rayos catódicos** en campos magnéticos y eléctricos dieron pie al descubrimiento del electrón e hicieron posible medir la relación entre su carga y su masa; el experimento de la gota de aceite de Millikan permitió determinar la masa del electrón; el descubrimiento de la **radioactividad** (la emisión espontánea de radiación por átomos), logrado por Becquerel, fue una prueba adicional de que el átomo tiene una subestructura; los estudios de Rutherford sobre la forma como laminillas metálicas delgadas dispersan partículas α demostraron que el átomo tiene un **núcleo** denso con carga positiva.

Sección 2.3 Los átomos tienen un núcleo que contiene **protónes y neutrones**; los **electrones** se mueven en el espacio que rodea al núcleo. La magnitud de la carga del electrón, 1.602×10^{-19} C, se denomina **carga electrónica**. Las cargas de las partículas suelen representarse como múltiplos de esta carga; así, un electrón tiene carga 1-, y un protón, carga 1+. Las masas de los átomos por lo regular se expresan en términos de una unidad muy pequeña llamada **unidad de masa atómica** (1 una = 1.66054×10^{-24} g). Las dimensiones de los átomos a menudo se expresan en unidades de **angstroms** (1 Å = 10^{-10} m).

Los elementos pueden clasificarse por **número atómico**, el número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo **número atómico**. El **número de masa** de un átomo es la suma de los números de protones y de neutrones. Los átomos del mismo elemento que difieren en su número de masa se denominan **isótopos**. Un átomo de un isótopo específico se llama **núclido**.

Sección 2.4 La escala de masa atómica se define asignando una masa de exactamente 12 una al átomo de ¹²C. El **peso atómico** (masa atómica media) de un elemento se puede calcular a partir de las abundancias relativas y masas de los isótopos de ese elemento. El **espectrómetro de masas** ofrece la forma más directa y exacta de determinar experimentalmente pesos atómicos (y moleculares).

Sección 2.5 La **tabla periódica** es una organización de los elementos en orden de número atómico creciente. Los elementos con propiedades similares se colocan en columnas verticales. Los elementos de una columna forman un **grupo** periódico. Los **elementos metálicos**, que comprenden la mayor parte de los elementos, dominan el lado izquierdo y la parte media de la tabla; los **elementos no metálicos** se encuentran en la parte superior derecha. Varios de los elementos adyacentes a la línea que separa los metales de los no metales son los llamados **metaloides**.

Sección 2.6 Los átomos pueden combinarse para formar **moléculas**. Los compuestos formados por moléculas (**compuestos moleculares**) por lo regular sólo contienen elementos no metálicos. Las moléculas que contienen dos átomos se llaman **moléculas diatómicas**. La composición de una sustancia está dada por su **fórmula química**. Una sustancia molecular se puede representar con su **fórmula empírica**, que da las proporciones relativas de los átomos de cada clase, pero es más

común representarla con su **fórmula molecular**, que indica los números reales de cada tipo de átomo en una molécula. Las **fórmulas estructurales** muestran el orden en que se conectan los átomos de una molécula. Es común utilizar modelos de bolas y varillas y modelos espaciales para representar a las moléculas.

Sección 2.7 Los átomos pueden ganar o perder electrones, formando así partículas cargadas llamadas iones. Los metales tienden a perder electrones, para convertirse en iones con carga positiva (**cationes**), y los no metales tienden a ganar electrones para formar iones con carga negativa (**aniones**). Puesto que los **compuestos iónicos** son eléctricamente neutros y contienen tanto cationes como aniones, por lo regular contienen elementos tanto metálicos como no metálicos. Los átomos que se unen entre sí, como en una molécula, pero tienen una carga neta se llaman **iones poliatómicos**. Las fórmulas químicas que se emplean para los compuestos iónicos son fórmulas empíricas, las cuales se pueden escribir fácilmente si se conocen las cargas de los iones. La carga positiva total de los cationes de un compuesto iónico es igual a la carga negativa total de los aniones.

Sección 2.8 El conjunto de reglas que se siguen para dar nombre a los compuestos químicos se llama **nomenclatura química**. Estudiamos las reglas sistemáticas para dar nom-

bre a tres clases de sustancias inorgánicas: compuestos iónicos, ácidos y compuestos moleculares binarios. Al designar un compuesto iónico, se nombra primero el anión y después el cation. Los cationes formados a partir de átomos metálicos tienen el mismo nombre que el metal. Si el metal puede formar cationes con diferente carga, la carga se indica con números romanos. Los aniones monoatómicos tienen nombres que terminan en *-uro* (*-ido* en el caso del oxígeno). Los iones poliatómicos que contienen oxígeno y otro elemento (**oxianiones**) tienen nombres que terminan en *-ato* o *-ito*.

Sección 2.9 La **química orgánica** es el estudio de los compuestos que contienen carbono. La clase más sencilla de moléculas orgánicas es la de los **hidrocarburos**, que sólo contienen carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos en los que cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos se llaman **alcanos**. El nombre de los alkanos termina en *-ano*; el metano y el etano son ejemplos. Se forman otros compuestos orgánicos cuando un átomo de H de un hidrocarburo se sustituye por un grupo funcional. Un **alcohol**, por ejemplo, es un compuesto en el que un átomo de H de un hidrocarburo se ha sustituido por un grupo funcional OH. El nombre de los alcoholes termina en *-ol*, como en metanol y etanol. Otras moléculas orgánicas presentan múltiples enlaces entre un átomo de carbono y otros átomos.

Ejercicios

Teoría atómica y el descubrimiento de la estructura atómica

- 2.1 ¿Cómo explica la teoría atómica de Dalton el hecho de que cuando 1.000 g de agua se descompone en sus elementos, se obtiene 0.111 g de hidrógeno y 0.889 g de oxígeno, sea cual sea el origen del agua?
- 2.2 El sulfuro de hidrógeno se compone de dos elementos: hidrógeno y azufre. En un experimento, 6.500 g de sulfuro de hidrógeno se descompone totalmente en sus elementos. (a) Si en este experimento se obtiene 0.384 g de hidrógeno, cuántos gramos de azufre se deberá obtener? (b) ¿Qué ley fundamental ilustra este experimento? (c) ¿Cómo explica la teoría atómica de Dalton esa ley?
- 2.3 Un químico observa que 30.82 g de nitrógeno reacciona con 17.60 g, 35.20 g, 70.40 g u 88.00 g de oxígeno para formar cuatro compuestos distintos. (a) Calcule la masa de oxígeno por gramo de nitrógeno en cada uno de esos compuestos. (b) ¿Cómo apoyan la teoría atómica los resultados de la parte (a)?
- 2.4 En una serie de experimentos, un químico preparó tres compuestos distintos que sólo contienen yodo y flúor, y determinó la masa de cada elemento en cada compuesto:

(a) Calcule la masa de flúor por gramo de yodo en cada compuesto. (b) ¿Cómo apoyan la teoría atómica los resultados de la parte (a)?

- 2.5 Resuma las pruebas en que J. J. Thomson basó su argumento de que los rayos catódicos consisten en partículas con carga negativa.
- 2.6 Se hace pasar una partícula con carga negativa entre dos placas cargadas eléctricamente, como se ilustra en la figura 2.8. (a) ¿Por qué se flexiona la trayectoria de la partícula cargada? (b) Si se aumenta la carga de las placas, ¿cabría esperar que la flexión aumente, disminuya o permanezca inalterada? (c) Si se aumenta la masa de la partícula sin cambiar su velocidad, ¿cabría esperar que la flexión aumente, disminuya o permanezca inalterada? (d) Una partícula desconocida se introduce en el aparato. Su trayectoria se desvía en la dirección opuesta a la de la partícula con carga negativa, y la magnitud de su desviación es menor. ¿Qué puede concluir acerca de esta partícula desconocida?
- 2.7 (a) ¿Cuál es el propósito de la fuente de rayos X en el experimento de la gota de aceite de Millikan (Figura 2.5)? (b) Como se muestra en la figura 2.5, la placa con carga positiva está arriba de la placa con carga negativa. ¿Qué efecto cree que tendría invertir la carga de las placas (la negativa arriba de la positiva) sobre la velocidad de las gotitas de aceite que caen? (c) En su serie original de experimentos, Millikan midió la carga de 58 gotas de aceite individuales. ¿Por qué cree que escogió tantas gotas antes de llegar a sus conclusiones finales?

Compuesto	Masa de yodo (g)	Masa de flúor (g)
1	4.75	3.56
2	7.64	3.43
3	9.41	9.86

- 2.8** Millikan determinó la carga del electrón estudiando las cargas estáticas en gotitas de aceite que caen en un campo eléctrico. Una estudiante realizó el experimento empleando varias gotas de aceite para sus mediciones y calculó la carga de las gotas. Sus resultados fueron:

Gotita	Carga calculada (C)
A	1.60×10^{-19}
B	3.15×10^{-19}
C	4.81×10^{-19}
D	6.31×10^{-19}

La visión moderna de la estructura atómica; pesos atómicos

- 2.11** El radio de un átomo de kriptón (Kr) es de aproximadamente 1.9 Å. **(a)** Exprese esta distancia en nanómetros (nm) y en picómetros (pm). **(b)** ¿Cuántos átomos de kriptón tendrían que alinearse para abarcar 1.0 cm? **(c)** Si suponemos que el átomo es una esfera, ¿qué volumen en cm^3 tiene un solo átomo de Kr?
- 2.12** El diámetro aproximado de un átomo de rodio (Rh) es de 2.5×10^{-8} cm. **(a)** Exprese el radio de un átomo de rodio en angstroms (Å) y en metros (m). **(b)** ¿Cuántos átomos de rodio tendrían que alinearse para abarcar una distancia de $6.0 \mu\text{m}$? **(c)** Si suponemos que el átomo es una esfera, ¿qué volumen en cm^3 tiene un solo átomo de Rh?
- 2.13** Conteste estas preguntas sin consultar la tabla 2.1: **(a)** ¿Qué partículas subatómicas principales constituyen el átomo? **(b)** ¿Qué carga, en unidades de carga electrónica, tiene cada una de las partículas? **(c)** ¿Cuál de las partículas tiene mayor masa? ¿Cuál tiene la menor masa?
- 2.14** Determine si son ciertas o falsas estas afirmaciones; si alguna es falsa, corríjala de modo que sea verdad: **(a)** el núcleo tiene la mayor parte de la masa y ocupa la mayor parte del volumen de un átomo; **(b)** todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de protones; **(c)** el número de electrones de un átomo es igual al número de neutrones de ese átomo; **(d)** los protones del núcleo del átomo de helio se mantienen unidos por una fuerza llamada fuerza nuclear fuerte.
- 2.15** ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en los siguientes átomos **(a)** ^{28}Si ; **(b)** ^{60}Ni ; **(c)** ^{85}Rb ; **(d)** ^{128}Xe ; **(e)** ^{195}Pt ; **(f)** ^{238}U ?
- 2.16** Todos los núclidos siguientes se emplean en medicina. Indique el número de protones y neutrones que tiene cada núclido: **(a)** fósforo 32; **(b)** cromo 51; **(c)** cobalto 60; **(d)** tecnecio 99; **(e)** yodo 131; **(f)** talio 201.
- 2.17** Llene los huecos de la siguiente tabla, suponiendo que cada columna representa un átomo neutro:

- (a)** ¿Qué importancia tiene el hecho de que las gotas adquirieran diferentes números de cargas? **(b)** ¿Qué conclusión puede la estudiante obtener de estos datos en lo que se refiere a la carga del electrón? **(c)** ¿Qué valor (y con cuántas cifras significativas) deberá informar para la carga electrónica?

- 2.9** **(a)** En la figura 2.8, un campo eléctrico no desvía los rayos γ . ¿Qué podemos concluir acerca de la radiación γ con base en esta observación? **(b)** ¿Por qué los rayos α y β se desvían en direcciones opuestas en un campo eléctrico, como se muestra en la figura 2.8?
- 2.10** ¿Por qué el modelo nuclear del átomo de Rutherford es más congruente con los resultados de su experimento de dispersión de partículas α , que el modelo de “pudín de pasas” de Thomson?

Símbolo	^{52}Cr				
Protones		33			77
Neutrones		42	20		
Electrones			20	86	
Núm. masa				222	193

- 2.18** Llene los huecos de la siguiente tabla, suponiendo que cada columna representa un átomo neutro:

Símbolo	^{121}Sb				
Protones		38			94
Neutrones		50	108		
Electrones			74	57	
Núm. masa				139	239

- 2.19** Escriba el símbolo correcto, con subíndice y superíndice, de cada uno de los siguientes (use la lista de elementos del interior de la portada si es necesario): **(a)** el núclido de hafnio que contiene 107 neutrones; **(b)** el isótopo de argón con número de masa 40; **(c)** una partícula α ; **(d)** el isótupo de indio con número de masa 115; **(e)** el núclido de silicio que tiene el mismo número de protones y de neutrones.

- 2.20** Una forma de estudiar la evolución de la Tierra como planeta es midiendo las cantidades de ciertos núclidos en las rocas. Una cantidad que se ha medido recientemente es la razón $^{129}\text{Xe}/^{130}\text{Xe}$ en algunos minerales. ¿En qué difieren estos dos núclidos y en qué aspectos son iguales?

- 2.21** **(a)** ¿Qué isótupo se usa como estándar para establecer la escala atómica de masa? **(b)** el peso atómico del cloro se informa como 35.5, pero ningún átomo de cloro tiene una masa de 35.5 una. Explique.

- 2.22** **(a)** ¿Qué masa en una tiene un átomo de carbono 12? **(b)** ¿Por qué el peso atómico del carbono se informa como 12.011 en la tabla de elementos y en la tabla periódica en el interior de la portada de este libro?

2.23 El plomo elemental (Pb) consta de cuatro isótopos naturales cuyas masas son 203.97302, 205.97444, 206.97587 y 207.97663 uma. Las abundancias relativas de estos cuatro isótopos son 1.4, 24.1, 22.1 y 52.4%, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del plomo.

2.24 Sólo hay dos isótopos de cobre en la naturaleza, ^{63}Cu (masa = 62.9296 uma; abundancia 69.17%) y ^{65}Cu (masa = 64.9278 uma; abundancia 30.83%). Calcule el peso atómico (masa atómica media) del cobre.

2.25 (a) ¿Qué relación fundamental tiene la espectrometría de masas con los experimentos del tubo de rayos catódicos de Thomson (Figura 2.4)? (b) ¿Cómo se rotulan los ejes de un espectro de masas? (c) Para poder medir el espectro de masas de un átomo, éste debe ganar o perder primero uno o más electrones. ¿Por qué?

2.26 (a) Uno de los componentes del espectrómetro de masas de la Figura 2.13 es un imán. ¿De qué sirve el imán? (b) El peso atómico del Cl es de 35.5 uma; sin embargo, el espectro de masas del Cl (Figura 2.14) no muestra un pico en esa masa. Explique eso. (c) Un espectro de masas de átomos de fósforo (P) muestra únicamente un pico en la masa 31. ¿Qué puede concluir con base en esta observación?

2.27 El magnesio natural tiene las abundancias isotópicas siguientes:

Isótopo	Abundancia	Masa
^{24}Mg	78.99%	23.98504
^{25}Mg	10.00%	24.98584
^{26}Mg	11.01%	25.98259

(a) Calcule la masa atómica promedio del Mg. (b) Grafique el espectro de masas del Mg.

2.28 Es más común aplicar la espectrometría de masas a moléculas que a átomos. En el capítulo 3 veremos que el *peso molecular* de una molécula es la suma de los pesos atómicos de los átomos que la componen. Se obtiene el espectro de masas del H_2 en condiciones tales que no se descompone en átomos de H. Los dos isótopos naturales del hidrógeno son ^1H (masa = 1.00783 uma; abundancia 99.9885%) y ^2H (masa = 2.01410 uma; abundancia 0.0115%). (a) ¿Cuántos picos tendrá el espectro de masas? (b) Cite las masas atómicas relativas de cada uno de esos picos. (c) ¿Cuál pico será más grande, y cuál será el más pequeño?

La tabla periódica; moléculas y iones

2.29 Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, localícelo en la tabla periódica, e indique si es un metal, un metaloide o un no metal: (a) plata; (b) helio; (c) fósforo; (d) cadmio; (e) calcio; (f) bromo; (g) arsénico.

2.30 Localice cada uno de los siguientes elementos en la tabla periódica; indique si es un metal, un metaloide o un no metal; y dé el nombre del elemento: (a) Li; (b) Sc; (c) Ge; (d) Yb; (e) Mn; (f) Au; (g) Te.

2.31 Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, determine el nombre del grupo al que pertenece (Tabla 2.3) e indique si se trata de un metal, un metaloide o un no metal: (a) potasio; (b) yodo; (c) magnesio; (d) argón; (e) azufre.

2.32 Los elementos del grupo 4A exhiben un cambio interesante en sus propiedades conforme aumenta el periodo. Dé el nombre y el símbolo químico de cada elemento del grupo, e indique si es un no metal, un metaloide o un metal.

2.33 ¿Qué sabemos acerca de un compuesto si conocemos la fórmula empírica? ¿Qué información adicional proporciona la fórmula molecular? ¿La fórmula estructural? Explique en cada caso.

2.34 Dos compuestos tienen la misma fórmula empírica. Una sustancia es gaseosa; la otra, un líquido viscoso. ¿Cómo es posible que dos sustancias con la misma fórmula empírica tengan propiedades tan distintas?

2.35 Determine las fórmulas molecular y empírica de lo siguiente: (a) el disolvente orgánico *benceno*, que tiene seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno. (b) El compuesto *tetracloruro de silicio*, que tiene un átomo de silicio y cuatro átomos de cloro y se usa en la fabricación de chips para computadora.

2.36 Escriba las fórmulas molecular y empírica de lo siguiente: (a) la sustancia reactiva *diborano*, que tiene dos átomos de boro y seis de hidrógeno; (b) el azúcar llamada *glucosa*, que tiene seis átomos de carbono, doce de hidrógeno y seis de oxígeno.

2.37 ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en cada uno de los siguientes: (a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; (b) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; (c) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$?

2.38 ¿Cuántos de los átomos que se indican están representados en cada fórmula química? (a) átomos de carbono en $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$; (b) átomos de oxígeno en $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$; (c) átomos de hidrógeno en $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

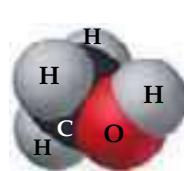
2.39 Escriba las fórmulas molecular y estructural de los compuestos que se representan con los modelos moleculares siguientes:



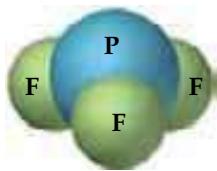
(a)



(b)

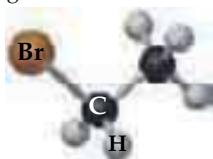


(c)

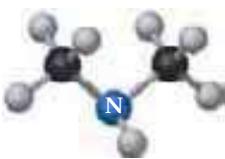


(d)

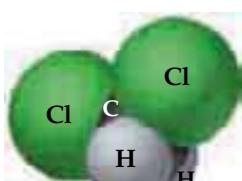
- 2.40** Escriba las fórmulas molecular y estructural de los compuestos que se representan con los modelos moleculares siguientes:



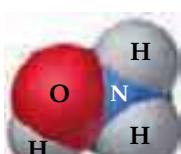
(a)



(b)



(c)



(d)

- 2.41** Escriba la fórmula empírica correspondiente a cada una de estas fórmulas moleculares: (a) Al_2Br_6 ; (b) C_8H_{10} ; (c) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$; (d) P_4O_{10} ; (e) $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$; (f) $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$

- 2.42** En la lista siguiente, encuentre los grupos de compuestos que tienen la misma fórmula empírica: C_2H_2 , N_2O_4 , C_2H_4 , C_6H_6 , NO_2 , C_3H_6 , C_4H_8 .

Nomenclatura de compuestos inorgánicos; moléculas orgánicas

- 2.51** Escriba la fórmula química de (a) ion clorito; (b) ion cloruro; (c) ion clorato; (d) ion perclorato; (e) ion hipoclorito.

- 2.52** El selenio, un elemento requerido en la nutrición en cantidades traza, forma compuestos análogos a los del azufre. Nombre estos iones: (a) SeO_4^{2-} ; (b) Se^{2-} ; (c) HSe^- ; (d) HSeO_3^- .

- 2.53** Dé los nombres de los compuestos iónicos siguientes: (a) AlF_3 ; (b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; (c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; (d) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$; (e) Li_3PO_4 ; (f) Hg_2S ; (g) $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$; (h) $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$; (i) K_2CrO_4 ; (j) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

- 2.54** Nombre los siguientes compuestos iónicos: (a) Li_2O ; (b) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$; (c) NaClO ; (d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$; (e) $\text{Sr}(\text{CN})_2$; (f) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; (g) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; (h) NaH_2PO_4 ; (i) KMnO_4 ; (j) $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

- 2.55** Escriba la fórmula química de los compuestos siguientes: (a) óxido de cobre(I); (b) peróxido de potasio; (c) hidróxido de aluminio; (d) nitrato de zinc; (e) bromuro de mercurio(II); (f) carbonato de hierro(III); (g) hipobromito de sodio.

- 2.56** Escriba la fórmula química de cada uno de los compuestos iónicos siguientes: (a) dicromato de potasio; (b) nitrato de cobalto(II); (c) acetato de cromo(III); (d) hidruro de sodio; (e) hidrógeno carbonato de calcio; (f) bromato de bario; (g) perclorato de cobre(II).

- 2.57** Dé el nombre o la fórmula química, según sea apropiado, para cada uno de los ácidos siguientes: (a) HBrO_3 ; (b) HBr ; (c) H_3PO_4 ; (d) ácido hipocloroso; (e) ácido yódico; (f) ácido sulfuroso.

- 2.58** Dé el nombre o la fórmula química, según sea apropiado, para cada uno de los ácidos siguientes: (a) ácido bromhídrico; (b) ácido sulfhídrico; (c) ácido nitroso; (d) H_2CO_3 ; (e) HClO_3 ; (f) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

- 2.43** Cada uno de los elementos siguientes puede formar un ion en reacciones químicas. Consultando la tabla periódica, prediga la carga del ion más estable de cada uno: (a) Al; (b) Ca; (c) S; (d) I; (e) Cs.

- 2.44** Empleando la tabla periódica, prediga las cargas de los iones de los siguientes elementos: (a) Sc; (b) Sr; (c) P; (d) K; (e) F.

- 2.45** Con la tabla periódica como guía, prediga la fórmula y el nombre del compuesto formado por los elementos siguientes: (a) Ga y F; (b) Li y H; (c) Al e I; (d) K y S.

- 2.46** La carga más común asociada a la plata en sus compuestos es $1+$. Indique las fórmulas empíricas que cabría esperar para los compuestos formados por Ag y (a) yodo; (b) azufre; (c) flúor.

- 2.47** Prediga la fórmula empírica del compuesto iónico formado por (a) Ca^{2+} y Br^- ; (b) NH_4^+ y Cl^- ; (c) Al^{3+} y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$; (d) K^+ y SO_4^{2-} ; (e) Mg^{2+} y PO_4^{3-} .

- 2.48** Prediga la fórmula empírica de los compuestos formados por los pares de iones siguientes: (a) NH_4^+ y SO_4^{2-} ; (b) Cu^+ y S^{2-} ; (c) La^{3+} y F^- ; (d) Ca^{2+} y PO_4^{3-} ; (e) Hg_2^{2+} y CO_3^{2-} .

- 2.49** Prediga si cada uno de los compuestos siguientes es molecular o iónico: (a) B_2H_6 ; (b) CH_3OH ; (c) LiNO_3 ; (d) Sc_2O_3 ; (e) CsBr ; (f) NOCl ; (g) NF_3 ; (h) Ag_2SO_4 .

- 2.50** ¿Cuáles de los siguientes son iónicos y cuáles moleculares? (a) PF_5 ; (b) NaI ; (c) SCl_2 ; (d) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; (e) FeCl_3 ; (f) LaP ; (g) CoCO_3 ; (h) N_2O_4 .

- 2.59** Indique el nombre o la fórmula química, según sea apropiado, de cada una de las sustancias moleculares siguientes: (a) SF_6 ; (b) IF_5 ; (c) XeO_3 ; (d) tetróxido de dinitrógeno; (e) cianuro de hidrógeno; (f) hexasulfuro de tetrafósforo.

- 2.60** Los óxidos de nitrógeno son importantes ingredientes de la contaminación del aire urbano. Nombre estos compuestos: (a) N_2O ; (b) NO ; (c) NO_2 ; (d) N_2O_5 ; (e) N_2O_4 .

- 2.61** Escriba la fórmula química de cada sustancia mencionada en las descripciones textuales siguientes (consulte en el interior de la portada los símbolos de los elementos que no conozca). (a) El carbonato de zinc puede calentarse para formar óxido de zinc y dióxido de carbono. (b) Al tratarse con ácido fluorhídrico, el dióxido de silicio forma tetrafluoruro de silicio y agua. (c) El dióxido de azufre reacciona con agua para formar ácido sulfuroso. (d) La sustancia fosfuro de hidrógeno, que se llama comúnmente fosfina, es un gas tóxico. (e) El ácido perclórico reacciona con cadmio para formar perclorato de cadmio(II). (f) El bromuro de vanadio(III) es un sólido colorido.

- 2.62** Suponga que encuentra las siguientes frases en sus lecturas. Escriba la fórmula química de cada una de las sustancias mencionadas. (a) El hidrógeno carbonato de sodio se usa como desodorante. (b) El hipoclorito de calcio se utiliza en algunas soluciones blanqueadoras. (c) El cianuro de hidrógeno es un gas muy venenoso. (d) El hidróxido de magnesio se usa como purgante. (e) El fluoruro de estaño(II) se ha usado como aditivo en dentífricos. (f) Si tratamos el sulfuro de cadmio con ácido sulfúrico, se desprenden vapores de sulfuro de hidrógeno.

- 2.63** (a) ¿Qué es un hidrocarburo? (b) ¿Todos los hidrocarburos son alcanos? (c) Escriba la fórmula estructural del

etano (C_2H_6). (d) El *n*-butano es el alcano con cuatro átomos de carbono en cadena. Escriba la fórmula estructural de este compuesto y determine sus fórmulas molecular y empírica.

- 2.64** (a) ¿Qué terminación llevan los nombres de los alcanos? (b) ¿Todos los alcanos son hidrocarburos? (c) Escriba la fórmula estructural del propano (C_3H_8). (d) El *n*-hexano es el alcano con todos sus átomos de carbono en cadena. Escriba la fórmula estructural de este compuesto y determine sus fórmulas molecular y empírica. (Sugerencia: Tal vez necesite consultar la tabla 2.6.)

- 2.65** (a) ¿Qué es un grupo funcional? (b) ¿Qué grupo funcional caracteriza a los alcoholes? (c) Remitiéndose al ejercicio 2.63, escriba una fórmula estructural para *n*-butanol, el alcohol derivado del *n*-butano, efectuando una sustitución en uno de los átomos de carbono de los extremos.

- 2.66** (a) ¿Qué tienen en común el etano, el etanol y el etileno? (b) ¿En qué difiere el 1-propanol del propano? (c) Con base en la fórmula estructural del ácido etanoico dada en el texto, proponga una fórmula estructural para el *ácido propanoico*. ¿Qué fórmula molecular tiene?

Ejercicios adicionales

- 2.67** Describa una contribución importante a la ciencia hecha por cada uno de los científicos siguientes: (a) Dalton; (b) Thomson; (c) Millikan; (d) Rutherford

- [2.68]** Suponga que un científico repite el experimento de la gota de aceite de Millikan, pero informa las cargas de las gotas utilizando una unidad desusada (e imaginaria) llamada *warmomb* (wa). Los datos que obtiene para cuatro gotas son:

Gotita	Carga calculada (wa)
A	3.84×10^{-8}
B	4.80×10^{-8}
C	2.88×10^{-8}
D	8.64×10^{-8}

- (a) Si todas las gotitas tuvieran el mismo tamaño, ¿cuál caería más lentamente en el aparato? (b) Con base en estos datos ¿cuál sería la carga más probable del electrón en *warmombs*? (c) Con base en su respuesta a la parte (b), ¿cuántos electrones hay en cada gotita? (d) Obtenga el factor de conversión entre *warmombs* y coulombs?

- 2.69** ¿Qué es radiactividad? Indique si está de acuerdo o no con la afirmación siguiente, y dé sus razones: el descubrimiento de la radiactividad hecho por Henri Becquerel demuestra que el átomo no es indivisible, como se había pensado durante tanto tiempo.

- 2.70** ¿Cómo interpretó Rutherford las siguientes observaciones efectuadas durante sus experimentos de dispersión de partículas α ? (a) La mayor parte de las partículas α no sufrían una desviación apreciable al atravesar la laminilla de oro; (b) unas cuantas partículas α se desviaban con ángulos muy grandes. (c) ¿Qué diferencias cabría esperar si se usara una laminilla de berilio en vez de una de oro en el experimento?

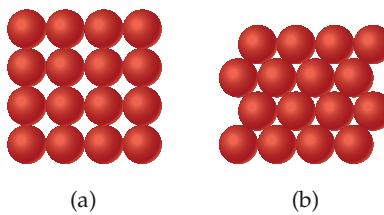
- [2.71]** Una partícula α es un núcleo de un átomo de 4He . (a) ¿Cuántos protones y neutrones tiene una partícula α ? (b) ¿Qué fuerza mantiene unidos los protones y neutrones de la partícula α ? (c) ¿Qué carga tiene una partícula α en unidades de carga electrónica? (d) La relación carga/masa de una partícula α es de $4.8224 \times 10^4 \text{ C/g}$. Con base en la carga de esta partícula, calcule su masa en gramos y en uma. (e) Utilizando los datos de la tabla 2.1, compare su respuesta para la parte (d) con la suma de las masas de las partículas subatómicas individuales.

¿Puede explicar la diferencia de masa? (Si no, veremos tales diferencias de masa más a fondo en el capítulo 21.)

- 2.72** La abundancia natural de 3He es de 0.000137%. (a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene un átomo de 3He ? (b) Con base en la suma de las masas de sus partículas subatómicas, ¿qué cabe esperar que sea más masivo, un átomo de 3He o uno de 3H (que también se llama *tritio*)? (c) Con base en su respuesta para la parte (b), ¿qué precisión necesitaría tener un espectrómetro de masas que pue de distinguir entre los picos producidos por 3He y 3H ?

- 2.73** Un cubo de oro que mide 1.00 cm por lado tiene una masa de 19.3 g. Un solo átomo de oro tiene una masa de 197.0 uma. (a) ¿Cuántos átomos de oro contiene el cubo? (b) Con la información dada, estime el diámetro en Å de un solo átomo de oro. (c) ¿Qué supuso para obtener su respuesta en la parte (b)?

- [2.74]** El diámetro de un átomo de rubidio es de 4.95 Å. Consideraremos dos formas de acomodar los átomos en una superficie. En el acomodo A, todos los átomos están alineados. El acomodo B se denomina *empacado compacto* porque los átomos se acomodan en las “depresiones” formadas por la fila anterior de átomos:



- (a) Utilizando el acomodo A, ¿cuántos átomos de Rb podrían colocarse en una superficie cuadrada de 1.0 cm por lado? (b) ¿Cuántos átomos de Rb podrían colocarse en una superficie cuadrada de 1.0 cm por lado si se usa el acomodo B? (c) ¿En qué factor aumentó el número de átomos en la superficie al pasar del acomodo A al B? Si se extiende a tres dimensiones, ¿cuál acomodo hará que el Rb metálico sea más denso?

- [2.75]** (a) Suponiendo las dimensiones del núcleo y el átomo dadas en la Figura 2.12, ¿qué fracción del volumen del átomo ocupa el núcleo? (b) Utilizando la masa del protón de la tabla 2.1 y suponiendo que su diámetro es de $1.0 \times 10^{-15} \text{ m}$, calcule la densidad de un protón en g/cm^3 .

2.76 El elemento oxígeno existe como tres isótopos en la Naturaleza, con 8, 9 y 10 neutrones en el núcleo, respectivamente. **(a)** Escriba los símbolos químicos completos de esos tres isótopos. **(b)** Describa las similitudes y diferencias de los tres tipos de átomos de oxígeno.

2.77 Los químicos suelen usar el término *peso atómico* en vez de *masa atómica promedio*. En el texto dijimos que este último término es más correcto. Considerando las unidades de peso y masa, ¿puede explicar esa afirmación?

2.78 El galio (Ga) consiste en dos isótopos naturales con masa de 68.926 y 70.925 uma. **(a)** ¿Cuántos protones y neutrones hay en el núcleo de cada isótopo? Escriba el símbolo químico completo de cada uno, indicando el número atómico y el número de masa. **(b)** La masa atómica media del Ga es 69.72 uma. Calcule la abundancia de cada isótopo.

[2.79] Utilizando una referencia adecuada, como el *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, consulte la información siguiente para el níquel: **(a)** el número de isótopos conocidos; **(b)** las masas atómicas (en uma) y la abundancia natural de los cinco isótopos más abundantes.

[2.80] El bromo tiene dos isótopos. En condiciones naturales, el bromo elemental existe como moléculas de Br₂ (Figura 2.19), y la masa de una molécula de Br₂ es la suma de las masas de los dos átomos de la molécula. El espectro de masas del Br₂ muestra tres picos:

Masa (uma)	Tamaño relativo
157.836	0.2569
159.834	0.4999
161.832	0.2431

(a) ¿A qué se debe cada pico (qué isótopos incluye cada uno)? **(b)** ¿Qué masa tiene cada isótopo? **(c)** Determine la masa molecular media de una molécula de Br₂. **(d)** Determine la masa atómica media de un átomo de bromo. **(e)** Calcule la abundancia de los dos isótopos.

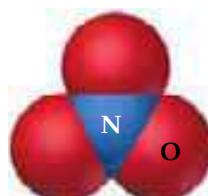
2.81 En espectrometría de masas es común suponer que la masa de un catión es igual a la del átomo del que proviene. **(a)** Utilizando los datos de la tabla 2.1, determine el número de cifras significativas que tendrían que informarse para que la diferencia entre las masas de ¹H y ¹H⁺ fuera significativa. **(b)** ¿Qué porcentaje de la masa de un átomo de ¹H representa el electrón?

2.82 El *bronce* es una aleación metálica que se usa con frecuencia en aplicaciones decorativas y en esculturas. Un bronce típico consiste en cobre, estaño y zinc, con cantidades menores de fósforo y plomo. Localice todos estos elementos en la tabla periódica, escriba sus símbolos, e identifique el grupo de la tabla periódica al que pertenecen.

2.83 De la lista de elementos siguiente: Ar, H, Ga, Al, Ca, Br, Ge, K, O, escoja el que mejor se ajuste a cada descripción; use cada elemento sólo una vez: **(a)** un metal alcalino; **(b)** un metal alcalinotérreo; **(c)** un gas noble; **(d)** un halógeno; **(e)** un metaloide; **(f)** un no metal que aparece en el grupo 1A; **(g)** un metal que forma un ion 3+; **(h)** un no metal que forma un ion 2-; **(i)** un elemento que se parece al aluminio.

2.84 Los primeros átomos de seaborgio (Sg) se identificaron en 1974. El isótopo de más larga vida de Sg tiene un número de masa de 266. **(a)** ¿Cuántos protones, electrones y neutrones hay en un núcleo de ²⁶⁶Sg? **(b)** Los átomos de Sg son muy inestables, por lo que es muy difícil estudiar las propiedades de este elemento. Con base en la posición de Sg en la tabla periódica, ¿a qué elemento debería parecerse más en términos de propiedades químicas?

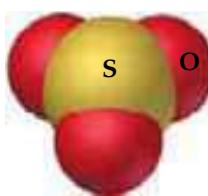
2.85 Con base en las estructuras moleculares que se muestran, identifique la que corresponde a cada una de las especies siguientes: **(a)** cloro gaseoso; **(b)** propano, C₃H₈; **(c)** ion nitrato; **(d)** trióxido de azufre; **(e)** cloruro de metilo, CH₃Cl.



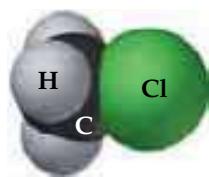
(i)



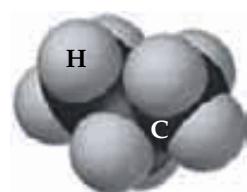
(ii)



(iii)



(iv)



(v)

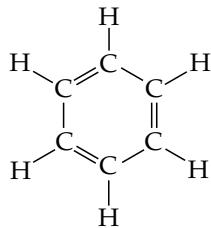
2.86 Llene los huecos de la tabla siguiente:

Símbolo	¹⁰² Ru ³⁺				Ce
Protones		34	76		
Neutrones		46	116	74	82
Electrones		36		54	
Carga neta			2+	1-	3+

2.87 Nombre los óxidos siguientes. Suponiendo que los compuestos sean iónicos, ¿qué carga está asociada al elemento metálico en cada caso? **(a)** NiO; **(b)** MnO₂; **(c)** Cr₂O₃; **(d)** MoO₃.

2.88 El ácido yódico tiene la fórmula molecular HIO₃. Escriba las fórmulas de lo siguiente: **(a)** el anión yodato; **(b)** el anión peryodato; **(c)** el anión hipoyodito; **(d)** el ácido hipoyodoso; **(e)** el ácido peryódico.

- 2.89** Los elementos del mismo grupo de la tabla periódica a menudo forman oxianiones con la misma fórmula general. Los aniones también se designan de manera similar. Con base en estas observaciones, sugiera una fórmula química o nombre, según sea apropiado, para cada uno de los iones siguientes: **(a)** BrO_4^- ; **(b)** SeO_3^{2-} ; **(c)** ion arseniato; **(d)** ion hidrógeno telurato.
- 2.90** Dé los nombres químicos de cada uno de los compuestos conocidos siguientes: **(a)** NaCl (sal de mesa); **(b)** NaHCO_3 (polvo para hornejar); **(c)** NaOCl (en muchos blanqueadores); **(d)** NaOH (sosa cáustica); **(e)** $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (sales aromáticas); **(f)** CaSO_4 (yeso de París).
- 2.91** Muchas sustancias muy conocidas tienen nombres comunes, no sistemáticos. Para cada uno de los siguientes, dé el nombre sistemático correcto: **(a)** sal nitro, KNO_3 ; **(b)** sosa comercial, Na_2CO_3 ; **(c)** cal viva, CaO ; **(d)** ácido muriático, HCl; **(e)** sal de Epsom, MgSO_4 ; **(f)** leche de magnesia, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- 2.92** Muchos iones y compuestos tienen nombres muy similares y es fácil confundirlos. Escriba las fórmulas químicas correctas para distinguir entre **(a)** sulfuro de calcio e hidrógeno sulfuro de calcio; **(b)** ácido bromhídrico y ácido brómico; **(c)** nitruro de aluminio y nitrito de aluminio; **(d)** óxido de hierro(II) y óxido de hierro(III); **(e)** ion amonio y amoniaco; **(f)** sulfito de potasio y bisulfito de potasio; **(g)** cloruro mercuroso y cloruro mercúrico; **(h)** ácido clórico y ácido perclórico.
- [2.93]** Empleando el *Handbook of Chemistry and Physics*, obtenga la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición de **(a)** PF_3 ; **(b)** SiCl_4 ; **(c)** etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$.
- 2.94** Los hidrocarburos aromáticos son hidrocarburos derivados del benceno (C_6H_6). La fórmula estructural del benceno es la siguiente:



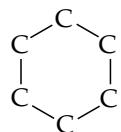
(a) ¿Qué fórmula empírica tiene el benceno? **(b)** El benceno es un alcano? Explique someramente su respuesta. **(c)** El alcohol derivado del benceno, llamado *fenol*, se usa como desinfectante y anestésico local. Proponga una fórmula estructural para el *fenol* y determine su fórmula molecular.

- [2.95]** El benceno (C_6H_6 , vea el ejercicio anterior) contiene 0.9226 g de carbono por gramo de benceno; el resto de la masa es hidrógeno. La tabla siguiente da el contenido de carbono por gramo de sustancia para varios otros hidrocarburos aromáticos:

Hidrocarburo aromático	Gramos de carbono por gramo de hidrocarburo
Xileno	0.9051
Bifenilo	0.9346
Mesitileno	0.8994
Tolueno	0.9125

(a) Para el benceno, calcule la masa de H que se combina con 1 g de C. **(b)** Para los hidrocarburos de la tabla, calcule la masa de H que se combina con 1 g de C. **(c)** Comparando los resultados de la parte (b) con los de la parte (a), determine las proporciones de números pequeños de átomos de hidrógeno por átomo de carbono para los hidrocarburos de la tabla. **(d)** Escriba las fórmulas empíricas para los hidrocarburos de la tabla.

- [2.96]** El compuesto *ciclohexano* es un alcano en el que seis átomos de carbono forman un anillo. La fórmula estructural parcial del compuesto es:



(a) Complete la fórmula estructural del ciclohexano. **(b)** ¿La fórmula molecular del ciclohexano es la misma que la del *n*-hexano, donde los átomos de carbono están en línea recta? Si puede, explique a qué se debe cualquier diferencia. **(c)** Proponga una fórmula estructural para el *ciclohexanol*, el alcohol derivado del ciclohexano. **(d)** Proponga una fórmula estructural para el *ciclohexeno*, que tiene un doble enlace carbono-carbono. ¿Tiene la misma fórmula molecular que el ciclohexano?

- 2.97** La tabla periódica ayuda a organizar los comportamientos químicos de los elementos. Como exposición en clase o ensayo corto, describa la organización de la tabla y mencione todas las formas que se le ocurran en que la posición de un elemento en la tabla tiene que ver con las propiedades químicas y físicas del elemento.



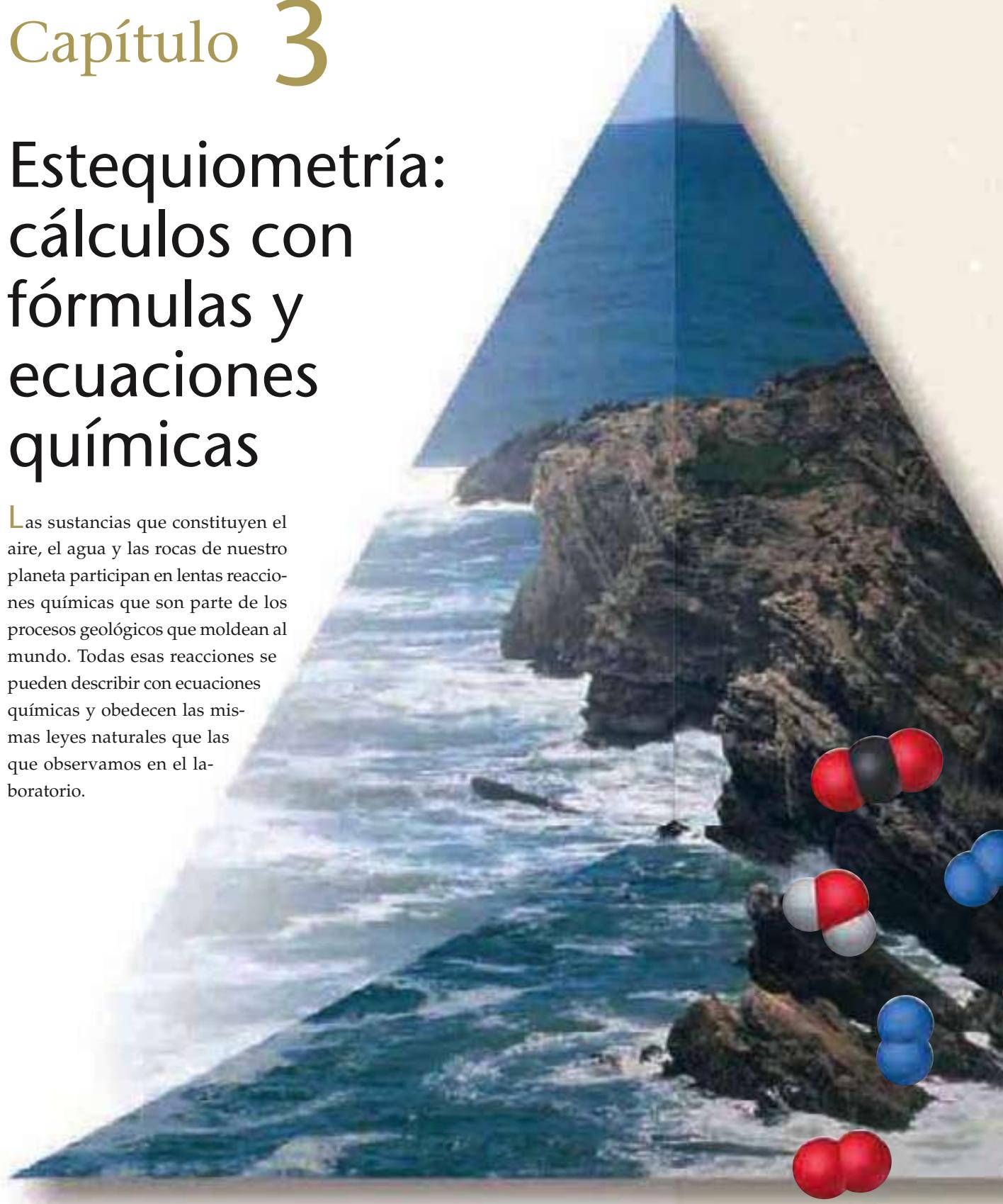
Ejercicios con el CD-ROM

- 2.98** (a) Después de ver el video **Proporciones múltiples (Multiple Proportions, eCapítulo 2.1)**, muestre cómo las razones de masa oxígeno/ hidrógeno de H_2O y H_2O_2 ilustran la ley de proporciones múltiples. (b) Remítase al Ejercicio 2.3 y dibuje modelos moleculares (similares a los del video) de los tres compuestos que contienen N y O mencionados en el ejercicio. (c) Haga lo mismo con el ejercicio 2.4, dibujando modelos de las moléculas que contienen I y F.
- 2.99** Antes del experimento de Rutherford con la laminilla de oro, se creía que la masa y las partículas con carga positiva del átomo estaban distribuidos de manera uniforme en todo el volumen del átomo. (a) Vea el video del **Experimento de Rutherford (Rutherford Experiment, eCapítulo 2.2)** y describa en qué habrían diferido los resultados experimentales si el modelo anterior hubiera sido correcto. (b) ¿Sobre qué característica específica de la perspectiva moderna de la estructura atómica arrojó luz el experimento de Rutherford?
- 2.100** El video **Separación de la radiación (Separation of Radiation, eCapítulo 22)** muestra cómo se comportan tres tipos de emisiones radiactivas en presencia de un campo eléctrico. (a) ¿Cuál de los tres tipos de radiación no consiste en un flujo de partículas? (b) En el ejercicio 2.9 le pedimos explicar por qué los rayos α y β se desvían en direcciones opuestas. En el video, la diferencia de *magnitud* entre la desviación de las partículas α y la de las partículas β se atribuye primordialmente a una diferencia de masa. ¿Cuánto más masivas son las partículas α que las β ? ¿Qué factores aparte de la masa influyen en la magnitud de la desviación?
- 2.101** Use la actividad **Tabla periódica (Periodic Table, eCapítulo 2.4)** para contestar estas preguntas: (a) ¿Qué elemento tiene el mayor número de isótopos, y cuántos isótopos tiene? (b) Ciertos números atómicos corresponden a números excepcionalmente grandes de isótopos. ¿Qué sugiere la gráfica de número atómico vs. número de isótopos en lo tocante a la estabilidad de los átomos que tienen ciertos números de protones? (c) ¿Cuál es el elemento más denso y qué densidad tiene?
- 2.102** Dé la fórmula y el nombre correctos del compuesto iónico formado por cada una de las combinaciones indicadas: NH_4^+ y Al^{3+} , cada uno con Br^- , OH^- , S^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- y ClO_4^- . Use la actividad **Compuestos iónicos (Ionic Compounds, eCapítulo 2.7)** para verificar sus respuestas.

Capítulo 3

Estequiometría: cálculos con fórmulas y ecuaciones químicas

Las sustancias que constituyen el aire, el agua y las rocas de nuestro planeta participan en lentes reacciones químicas que son parte de los procesos geológicos que moldean al mundo. Todas esas reacciones se pueden describir con ecuaciones químicas y obedecen las mismas leyes naturales que las que observamos en el laboratorio.



- 3.1** Ecuaciones químicas
- 3.2** Algunos patrones sencillos de reactividad química
- 3.3** Pesos formulares
- 3.4** El mol
- 3.5** Fórmulas empíricas a partir de análisis
- 3.6** Información cuantitativa a partir de ecuaciones balanceadas
- 3.7** Reactivos limitantes

EN EL CAPÍTULO 2 vimos que podemos representar las sustancias con su fórmula química. Aunque las fórmulas químicas siempre son más cortas que los nombres químicos, no son meras abreviaturas. En cada una se ha codificado importante información cuantitativa acerca de la sustancia que representa.

En este capítulo veremos varios usos importantes de las fórmulas químicas, como se bosqueja en la lista “Lo que veremos”. El campo de estudio que examinaremos se denomina **estequioometría**, palabra derivada del griego *stoicheion* (“elemento”) y *metron* (“medida”). La estequioometría es una herramienta indispensable en química. Problemas tan diversos como medir la concentración de ozono en la atmósfera, determinar el rendimiento potencial de oro de una mena y evaluar diferentes procesos para convertir carbón en combustibles gaseosos implican aspectos de estequioometría.

La estequioometría se basa en el entendimiento de las masas atómicas (Sección 2.4) y en un principio fundamental, la **ley de conservación de la masa**: *la masa total de todas las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción*. Un científico francés, miembro de la nobleza, llamado Antoine Lavoisier (Figura 3.1 ▶) descubrió esta importante ley de la química a fines del siglo XVI.

En un libro de texto de química publicado en 1789, Lavoisier planteaba la ley de esta elocuente manera: “Podemos asentar como axioma incontrovertible que, en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento.”

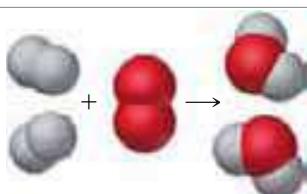
Con el advenimiento de la teoría atómica, los químicos comenzaron a entender las bases de la ley de conservación de la masa: *los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química*. La misma colección de átomos está presente antes y después de una reacción. Los cambios que ocurren durante cualquier reacción simplemente reacomodan a los átomos. Iniciaremos nuestro tratamiento del tema de este capítulo viendo cómo se usan las fórmulas y ecuaciones químicas para representar los reacomodos de los átomos que tienen lugar en las reacciones químicas.

► Lo que veremos ◀

- Comenzaremos por considerar cómo podemos usar fórmulas químicas para escribir ecuaciones que representen reacciones químicas.
- Luego usaremos fórmulas químicas para relacionar las masas de las sustancias con el número de átomos, moléculas o iones que contienen, lo cual lleva al concepto crucial de mol. Un mol es 6.022×10^{23} objetos (átomos, moléculas, iones o lo que sea).
- Aplicaremos el concepto de mol a la determinación de fórmulas químicas a partir de las masas de cada elemento en una cantidad dada de un compuesto.
- Usaremos la información cuantitativa inherente a las fórmulas y ecuaciones químicas, junto con el concepto de mol, para predecir la cantidad de sustancias que se consume o produce en las reacciones químicas.
- Surge una situación especial cuando uno de los reactivos se agota antes que los demás, con lo cual la reacción se detiene quedando sin reaccionar parte de las materias primas en exceso.



▲ **Figura 3.1** Antoine Lavoisier (1734-1794) realizó muchos estudios importantes sobre reacciones de combustión. Desgraciadamente, su carrera fue interrumpida por la Revolución Francesa. Él era miembro de la nobleza francesa y recolector de impuestos; fue guillotinado en 1794 durante los últimos meses del Reino del Terror. Actualmente se le considera como el padre de la química moderna porque efectuaba experimentos cuidadosamente controlados y empleaba mediciones cuantitativas.



► **Figura 3.2** Combustión de hidrógeno gaseoso. El gas se hace pasar por una disolución de jabón y forma burbujas llenas de hidrógeno. Cuando las burbujas flotan hacia arriba, se encienden con la ayuda de una vela. La llama anaranjada se debe a la reacción del hidrógeno con el oxígeno del aire, para producir vapor de agua.

3.1 Ecuaciones químicas

Las reacciones químicas se representan de forma concisa mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo, cuando el hidrógeno (H_2) arde, reacciona con el oxígeno (O_2) del aire para formar agua (H_2O) (Figura 3.2 ▼). Escribimos la ecuación química para esta reacción como sigue:



Leemos el signo + como “reacciona con” y la flecha como “produce”. Las fórmulas químicas que están a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida, llamadas **reactivos**. Las fórmulas químicas a la derecha de la flecha representan sustancias que se producen en la reacción, llamadas **productos**. Los números antepuestos a las fórmulas son *coeficientes*. (Al igual que en las ecuaciones algebraicas, el número 1 normalmente no se escribe.)

Dado que en ninguna reacción se crean ni se destruyen átomos, toda ecuación química debe tener números iguales de átomos de cada elemento a cada lado de la flecha. Si se satisface esta condición, se dice que la ecuación está *balanceada*. Por ejemplo, en el miembro derecho de la ecuación 3.1 hay dos moléculas de H_2O , cada una de las cuales contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Entonces, $2H_2O$ (que se lee “dos moléculas de agua”) contiene $2 \times 2 = 4$ átomos de H y $2 \times 1 = 2$ átomos de O, como se ve en la ilustración al margen. Como también hay cuatro átomos de H y dos de O en el miembro izquierdo de la ecuación, la ecuación está balanceada.

Una vez que conozcamos las fórmulas químicas de los reactivos y de los productos de una reacción, podremos escribir la ecuación química no balanceada. Luego balanceamos la ecuación determinando los coeficientes que producen números iguales de cada tipo de átomo en cada miembro de la ecuación. Para casi todas las aplicaciones, una ecuación balanceada deberá tener los coeficientes enteros más bajos posibles.

Al balancear ecuaciones, es importante entender la diferencia entre un coeficiente antepuesto a una fórmula y un subíndice de una fórmula. Remítase a la figura 3.3 ►. Advierta que la modificación de un subíndice de una fórmula —de H_2O a H_2O_2 , por ejemplo— cambia la identidad de la sustancia. La sustancia H_2O_2 , peróxido de hidrógeno, es muy diferente del agua. *Nunca deben modificarse los subíndices al balancear una ecuación*. En contraste, si colocamos un coeficiente antes de una fórmula lo único que cambiamos es la *cantidad* y no la *identidad* de la sustancia; $2H_2O$ significa dos moléculas de agua, $3H_2O$ significa tres moléculas de agua, etcétera.

A fin de ilustrar el proceso de balancear ecuaciones, consideraremos la reacción que ocurre cuando el metano (CH_4) principal componente del gas natural, se quema en el aire para producir dióxido de carbono gaseoso (CO_2) y vapor de agua (H_2O). Los dos productos contienen átomos de oxígeno que provienen del O_2 del aire. Decimos que la combustión en aire es “mantenida por oxígeno”, lo que significa que el oxígeno es un reactivo. La ecuación no balanceada es

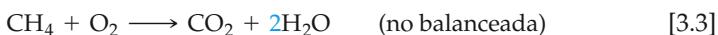


Símbolo químico	Significado	Composición
H_2O	Una molécula de agua:	
$2\text{H}_2\text{O}$	Dos moléculas de agua:	
H_2O_2	Una molécula de peróxido de hidrógeno:	

◀ **Figura 3.3** Ilustración de la diferencia entre un subíndice en una fórmula química y un coeficiente antepuesto a la fórmula. Observe que el número de átomos de cada tipo (que se dan como “composición”) se obtiene multiplicando el coeficiente y el subíndice asociados a cada elemento de la fórmula.

Casi siempre lo mejor es balancear primero los elementos que aparecen en el menor número de fórmulas químicas en cada miembro de la ecuación. En nuestro ejemplo, tanto C como H aparecen en sólo un reactivo y, por separado, en sólo un producto cada uno, así que para comenzar concentraremos nuestra atención en el CH_4 . Consideremos primero el carbono y luego el hidrógeno.

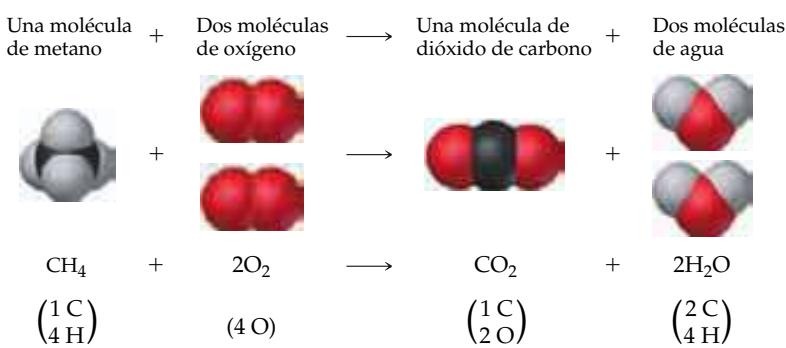
Una molécula de CH_4 contiene el mismo número de átomos de C (uno) que una molécula de CO_2 . Por tanto, los coeficientes de estas sustancias *deben* ser iguales, y por lo pronto vamos a suponer que son 1. Sin embargo, el reactivo CH_4 contiene más átomos de H (cuatro) que el producto H_2O (dos). Si colocamos un coeficiente de 2 antes del H_2O , habrá cuatro átomos de H en cada miembro de la ecuación:



A estas alturas los productos tienen más átomos de O en total (cuatro; dos del CO_2 y dos del H_2O) que los reactivos (dos). Si colocamos un coeficiente de 2 antes del O_2 , completaremos el balanceo al hacer que el número de átomos de O sea igual en ambos miembros de la ecuación:



► **Figura 3.4** Ecuación química balanceada para la combustión de CH₄. Los dibujos de las moléculas participantes hacen más evidente la conservación de los átomos en la reacción.



Ejercicios con el CD-ROM

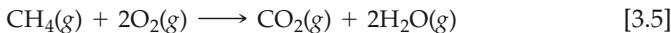
Leer una ecuación química balanceada, Contar átomos, Balancear ecuaciones

(Reading a Balanced Chemical Equation, Counting Atoms, Balancing Equations)

La perspectiva molecular de la ecuación balanceada se muestra en la figura 3.4 ▲.

La estrategia que adoptamos para balancear la ecuación 3.4 es en gran medida de prueba y error. Balanceamos cada tipo de átomo sucesivamente, ajustando los coeficientes según era necesario. La estrategia funciona para la mayor parte de las ecuaciones químicas.

Es común agregar más información a las fórmulas de las ecuaciones balanceadas para indicar entre paréntesis el estado físico de cada reactivo y producto. Usamos los símbolos (g), (l), (s) y (ac) para gas, líquido, sólido y disolución acuosa (en agua), respectivamente. Así, la ecuación balanceada anterior puede escribirse



A veces se anotan arriba o abajo de la flecha de reacción las condiciones (como temperatura o presión) en las que se efectúa la reacción. Es común colocar el símbolo Δ arriba de la flecha para indicar la adición de calor.

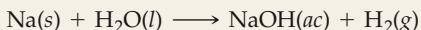


Ejercicios con el CD-ROM

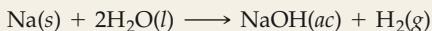
Sodio y potasio en agua
(Sodium and Potassium in Water)

EJERCICIO TIPO 3.1

Balancee la siguiente ecuación:



Solución Comenzamos por contar los átomos de cada tipo a ambos lados de la flecha. Los átomos de Na y de O están balanceados (un Na y un O a cada lado), pero hay dos átomos de H a la izquierda y tres a la derecha. Para aumentar el número de átomos de H en el miembro izquierdo, colocamos un coeficiente de 2 antes del H₂O:



Esta decisión es un tanteo inicial, pero nos coloca en el camino correcto. Ahora que tenemos 2H₂O, debemos recuperar el balance de átomos de O. Podemos hacer esto pasando al otro miembro de la ecuación y anteponiendo un coeficiente de 2 al NaOH:



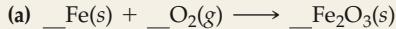
Esto balancea los átomos de H, pero nos obliga a regresar al miembro izquierdo y anteponer un coeficiente de 2 al Na para volver a balancear los átomos de Na:



Por último, revisamos el número de átomos de cada elemento y vemos que tenemos dos átomos de Na, cuatro átomos de H, y dos átomos de O en cada miembro de la ecuación. La ecuación está balanceada.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

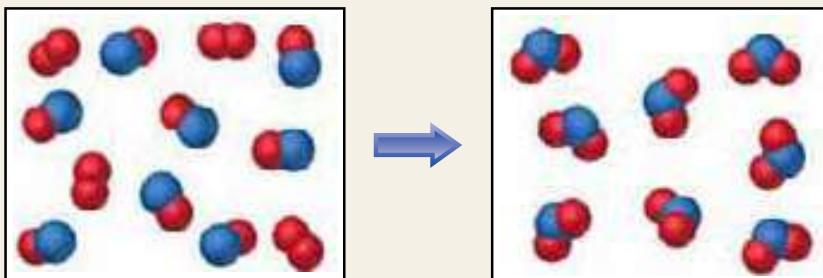
Balancee las siguientes ecuaciones insertando los coeficientes que faltan:



Respuestas: (a) 4, 3, 2; (b) 1, 3, 2, 2; (c) 2, 6, 2, 3

EJERCICIO TIPO 3.2

Los diagramas siguientes representan una reacción química en la que las esferas rojas son átomos de oxígeno, y las azules, átomos de nitrógeno. (a) Escriba las fórmulas químicas de los reactivos y productos. (b) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. (c) ¿El diagrama es congruente con la ley de conservación de la masa?



Solución (a) El recuadro izquierdo, que representa a los reactivos, contiene dos clases de moléculas, las formadas por dos átomos de oxígeno (O_2) y las formadas por un átomo de nitrógeno y uno de oxígeno (NO). El recuadro derecho, que representa a los productos, sólo contiene moléculas formadas por un átomo de nitrógeno y dos átomos de oxígeno (NO_2).

(b) La ecuación química no balanceada es



En esta ecuación, hay tres átomos de O en el miembro izquierdo y dos en el derecho. Podemos aumentar el número de átomos de O colocando un coeficiente de 2 en el lado del producto:



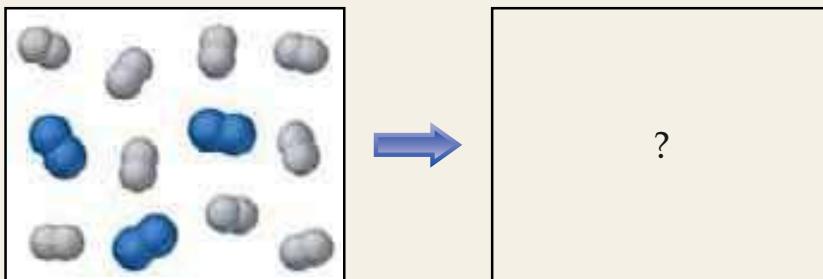
Ahora hay dos átomos de N y cuatro átomos de O en el miembro derecho. Si anteponemos el coeficiente 2 al NO quedarán balanceados tanto los átomos de N como los de O:



(c) El recuadro izquierdo (reactivos) contiene cuatro moléculas de O_2 y ocho de NO; por tanto, la proporción molecular es de un O_2 por cada dos NO, como estipula la ecuación balanceada. El recuadro de la derecha (productos) contiene ocho moléculas de NO_2 . El número de moléculas de NO_2 de la derecha es igual al número de moléculas de NO de la izquierda, como estipula la ecuación balanceada. Contando átomos, hallamos ocho átomos de N en las ocho moléculas de NO en el recuadro de la izquierda. También hay $4 \times 2 = 8$ átomos de O en las moléculas de O_2 y ocho átomos de O en las moléculas de NO, lo que da un total de 16 átomos de O. En el recuadro de la derecha, hallamos ocho átomos de N y $8 \times 2 = 16$ átomos de O en las ocho moléculas de NO_2 . Dado que hay números iguales de átomos de N y de O en los dos recuadros, el dibujo es congruente con la ley de conservación de la masa.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Para ser congruentes con la ley de conservación de la masa, ¿cuántas moléculas de NH_3 deberán mostrarse en el recuadro derecho de este diagrama?



Respuesta: Seis moléculas de NH_3 .

3.2 Algunos patrones sencillos de reactividad química

En esta sección examinaremos tres tipos de reacciones sencillas que encontraremos con frecuencia en el capítulo. El primer motivo para examinar esas reacciones es simplemente familiarizarnos con las reacciones químicas y sus ecuaciones balanceadas. El segundo motivo es pensar en cómo podríamos predecir los productos de algunas de estas reacciones conociendo únicamente sus reactivos. La clave para predecir los productos formados por una combinación dada de reactivos es reconocer patrones generales de reactividad química. Al reconocer un patrón de reactividad para una clase de sustancias nuestra comprensión será más amplia que si nos limitamos a memorizar un gran número de reacciones sin relación entre sí.

Reacciones de combinación y descomposición

En la tabla 3.1 ▶ se resumen dos tipos de reacciones sencillas, las de combinación y de descomposición. En las **reacciones de combinación**, dos o más sustancias reaccionan para formar un producto. Hay muchos ejemplos de tales reacciones, sobre todo aquellas en las que diferentes elementos se combinan para formar compuestos. Por ejemplo, el magnesio metálico arde en aire con un brillo encogedor para producir óxido de magnesio, como se muestra en la figura 3.5 ►:



Esta reacción se emplea para producir la flama brillante generada por las bengalas.

Cuando hay una reacción de combinación entre un metal y un no metal, como en la ecuación 3.6, el producto es un sólido iónico. Recuerde que la fórmula de un compuesto iónico se puede determinar a partir de las cargas de los iones en cuestión.

● (Sección 2.7) Por ejemplo, cuando el magnesio reacciona con oxígeno, el magnesio pierde electrones y forma el ion magnesio, Mg^{2+} . El oxígeno gana electrones y forma el ion óxido, O^{2-} . Por tanto, el producto de la reacción es MgO . El lector deberá ser capaz de reconocer las reacciones de combinación y predecir los productos de una reacción de combinación en la que los reactivos son un metal y un no metal.

En una **reacción de descomposición**, una sustancia sufre una reacción para producir dos o más sustancias distintas. Muchos compuestos sufren reacciones de descomposición cuando se calientan. Por ejemplo, muchos carbonatos metálicos se descomponen para formar óxidos metálicos y dióxido de carbono cuando se calientan:



La descomposición del CaCO_3 es un proceso comercial importante. La piedra caliza o las conchas de moluscos, que son básicamente CaCO_3 , se calientan para preparar CaO , que se conoce como cal o cal viva. Cada año se consumen más de 2.0×10^{10} kg (22 millones de toneladas) de CaO en Estados Unidos, principalmente en la fabricación de vidrio, la obtención de hierro a partir de sus menas y la preparación de mortero para unir tabiques.

TABLA 3.1 Reacciones de combinación y descomposición

Reacciones de combinación

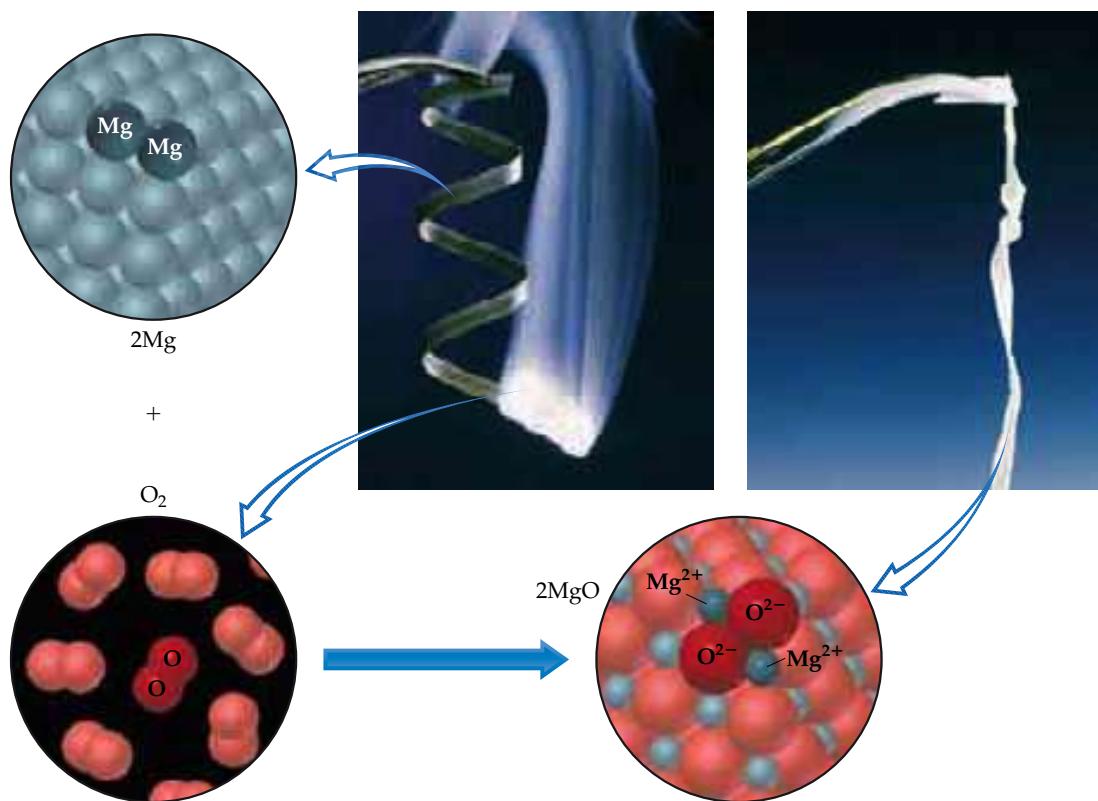
$\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$	Dos reactivos se combinan para formar un solo producto. Muchos elementos reaccionan entre sí de esta manera para formar compuestos.
$\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{CO}_2(g)$	
$\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{NH}_3(g)$	
$\text{CaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(s)$	

Reacciones de descomposición

$\text{C} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$	Un solo reactivo se rompe para formar dos o más sustancias. Muchos compuestos se comportan de esta manera al calentarse.
$2\text{KClO}_3(s) \longrightarrow 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$	
$\text{PbCO}_3(s) \longrightarrow \text{PbO}(s) + \text{CO}_2(g)$	
$\text{Cu}(\text{OH})_2(s) \longrightarrow \text{CuO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$	



Ejercicios con el CD-ROM
Reacciones con oxígeno,
Formación de agua
(Reactions with Oxygen,
Formation of Water)



▲ **Figura 3.5** Cuando el magnesio metálico arde, los átomos de Mg reaccionan con las moléculas de O₂ del aire para formar óxido de magnesio, MgO, un sólido iónico: 2Mg(s) + O₂(g) → 2MgO(s). Las fotografías muestran lo que vemos en el laboratorio. La tira de magnesio metálico (izquierda) está rodeada por oxígeno en el aire; al arder, se produce una llama intensa. Al término de la reacción, queda un listón más bien frágil de un sólido blanco, MgO. Los modelos muestran la perspectiva a nivel atómico de los reactivos y productos.

La descomposición de azida de sodio (NaN₃) desprende rápidamente N₂(g); por ello, esta reacción se usa para inflar las bolsas de aire de seguridad de los automóviles (Figura 3.6) ▼.



El sistema está diseñado de modo que un impacto cause el encendido de un casquillo detonador, que a su vez hace que la NaN₃ se descomponga explosivamente. Una cantidad pequeña de NaN₃ (unos 100 g) forma una cantidad grande de gas (unos 50 L). En la Sección 10.5 examinaremos los volúmenes de gases producidos en reacciones químicas.

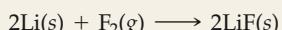


◀ **Figura 3.6** La descomposición de la azida de sodio, NaN₃(s), se utiliza para inflar las bolsas de aire de los automóviles. Si se enciende correctamente, la NaN₃, se descompone rápidamente formando nitrógeno gaseoso, N₂(g), el cual expande la bolsa de aire.

EJERCICIO TIPO 3.3

Escriba ecuaciones balanceadas para las reacciones siguientes: (a) la reacción de combinación que se da cuando reaccionan litio metálico y flúor gaseoso; (b) la reacción de descomposición que se da cuando se calienta carbonato de bario sólido. (Se forman dos productos: un sólido y un gas.)

Solución (a) El símbolo del litio es Li. Con excepción del mercurio, todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. El flúor existe como molécula diatómica (Véase la Figura 2.19). Por tanto, los reactivos son Li(s) y $\text{F}_2\text{(g)}$. El producto constará de un metal y un no metal, por lo que cabe esperar que sea un sólido iónico. Los iones litio tienen carga $1+$, Li^+ , mientras que los iones fluoruro tiene carga $1-$, F^- . Por tanto, la fórmula química del producto es LiF . La ecuación química balanceada es



(b) La fórmula química del carbonato de bario es BaCO_3 . Como apuntamos en el texto, muchos carbonatos metálicos se descomponen al calentarse para formar óxidos metálicos y dióxido de carbono. En la ecuación 3.7, por ejemplo, CaCO_3 se descompone para formar CaO y CO_2 . Por tanto, cabe esperar que BaCO_3 se descomponga para formar BaO y CO_2 . Además, el bario y el calcio están ambos en el grupo 2A de la tabla periódica, lo cual sugiere que reaccionan de forma similar:



EJERCICIO DE APLICACIÓN

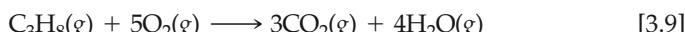
Escriba ecuaciones químicas balanceadas para las siguientes reacciones: (a) sulfuro de mercurio(II) sólido se descompone en sus elementos constituyentes cuando se calienta; (b) la superficie del aluminio metálico sufre una reacción de combinación con el oxígeno del aire.

Respuestas: (a) $\text{HgS(s)} \longrightarrow \text{Hg(l)} + \text{S(s)}$; (b) $4\text{Al(s)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$

Combustión en aire

Las **reacciones de combustión** son reacciones rápidas que producen una llama. En la mayor parte de las reacciones de combustión que observamos, interviene O_2 del aire como reactivo. La ecuación 3.5 y el ejercicio de aplicación 3.1(b) ilustran una clase general de reacciones que implican el quemado o combustión de hidrocarburos (compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno, como CH_4 y C_2H_4).  (Sección 2.9)

Cuando quemamos hidrocarburos en aire, éstos reaccionan con O_2 para formar CO_2 y H_2O .* El número de moléculas de O_2 que se requieren en la reacción y el número de moléculas de CO_2 y H_2O que se forman dependen de la composición del hidrocarburo, que actúa como combustible en la reacción. Por ejemplo, la combustión del propano (C_3H_8), un gas que se utiliza para cocinar y para calefacción en los hogares, se describe con la ecuación siguiente:



El estado físico del agua, $\text{H}_2\text{O(g)}$ o $\text{H}_2\text{O(l)}$, depende de las condiciones de la reacción. A altas temperaturas y en recipientes abiertos, se forma $\text{H}_2\text{O(g)}$. La llama azul que se produce cuando el propano arde se muestra en la figura 3.7.

La combustión de derivados de hidrocarburos que contienen oxígeno, como CH_3OH , también produce CO_2 y H_2O . La sencilla regla de que los hidrocarburos y compuestos afines forman CO_2 y H_2O cuando arden en aire resume el comportamiento de unos tres millones de compuestos. Muchos compuestos que nuestro organismo utiliza como fuentes de energía, como el azúcar glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), reaccionan



▲ **Figura 3.7** El propano, C_3H_8 , arde en aire, produciendo una llama azul. El propano líquido se vaporiza y se mezcla con aire al escapar por la boquilla.

* Si no hay suficiente O_2 presente, se produce monóxido de carbono (CO) además de CO_2 . Una restricción aún más severa del O_2 causa la producción de las partículas finas de carbono que llamamos hollín. La combustión completa produce CO_2 . A menos que se diga específicamente otra cosa, cuando hablemos de combustión nos referiremos a una combustión completa.

de forma análoga para formar CO₂ y H₂O. Sin embargo, en el interior del organismo las reacciones se efectúan en una serie de pasos a la temperatura corporal. En un caso así, las reacciones se describen como *reacciones de oxidación* más que reacciones de combustión.

EJERCICIO TIPO 3.4

Escriba la ecuación química balanceada para la reacción que se da cuando se quema metanol, CH₃OH(*l*) en aire.

Solución Cuando se quema cualquier compuesto que contiene C, H y O, reacciona con el O₂(*g*) del aire para producir CO₂(*g*) y H₂O(*g*). Por tanto, la ecuación sin balancear es

Puesto que el CH₃OH sólo tiene un átomo de carbono, podemos comenzar a balancear la ecuación asignando al CO₂ el coeficiente 1. En vista de que el CH₃OH sólo tiene cuatro átomos de H, anteponemos el coeficiente 2 al H₂O para balancear los átomos de H:

Esto nos da cuatro átomos de O en los productos y tres en los reactivos (uno en el CH₃OH y dos en el O₂). Podemos anteponer el coeficiente fraccionario $\frac{3}{2}$ al O₂ para tener cuatro átomos de O en los reactivos (hay $\frac{3}{2} \times 2 = 3$ átomos de O en $\frac{3}{2}$ O₂):

Aunque la ecuación ya está balanceada, no está en su forma más convencional porque contiene un coeficiente fraccionario. Si multiplicamos cada miembro de la ecuación por 2, eliminaremos la fracción y obtendremos la siguiente ecuación balanceada:



EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba la ecuación química balanceada para la reacción que se da cuando se quema etanol, C₂H₅OH(*l*), en aire.

Respuesta: C₂H₅OH(*l*) + 3O₂(*g*) → 2CO₂(*g*) + 3H₂O(*g*)

3.3 Pesos formulares

Las fórmulas y ecuaciones químicas tienen un significado *cuantitativo*; los subíndices de las fórmulas y los coeficientes de las ecuaciones representan cantidades precisas. La fórmula H₂O indica que una molécula de esta sustancia contiene exactamente dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Asimismo, la ecuación química balanceada para la combustión del propano —C₃H₈(*g*) + 5O₂(*g*) → 3CO₂(*g*) + 4H₂O(*g*)— indica que la combustión de una molécula de C₃H₈ requiere cinco moléculas de O₂ y produce exactamente tres moléculas de CO₂ y cuatro de H₂O. Sin embargo, ¿cómo relacionamos los números de átomos o moléculas con las cantidades que medimos en el laboratorio? Aunque no podemos contar directamente átomos ni moléculas, podemos determinar indirectamente los números si conocemos las masas. Por tanto, antes de adentrarnos en los aspectos cuantitativos de las fórmulas o ecuaciones químicas, debemos examinar las masas de los átomos y moléculas, cosa que haremos en esta sección y en la siguiente.

Pesos formulares y moleculares

El **peso fórmula** de una sustancia no es más que la suma de los pesos atómicos de cada uno de los átomos de su fórmula química. Por ejemplo, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) tiene un peso fórmula de 98.1 uma.*

$$\begin{aligned}\text{PF de } \text{H}_2\text{SO}_4 &= 2(\text{PA de H}) + (\text{PA de S}) + 4(\text{PA de O}) \\ &= 2(1.0 \text{ uma}) + 32.1 \text{ uma} + 4(16.0 \text{ uma}) \\ &= 98.1 \text{ uma}\end{aligned}$$

Hemos redondeado los pesos atómicos a una posición después del punto decimal. En la mayor parte de los problemas haremos este mismo redondeo de los pesos atómicos.

Si la fórmula química no es más que el símbolo químico de un elemento, como Na, el peso fórmula es igual al peso atómico del elemento. Si la fórmula química es la de una molécula, el peso fórmula también se llama **peso molecular**. Por ejemplo, el peso molecular de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) es

$$\text{PM de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12.0 \text{ uma}) + 12(1.0 \text{ uma}) + 6(16.0 \text{ uma}) = 180.0 \text{ uma}$$

Dado que las sustancias iónicas como el NaCl existen como matrices tridimensionales de iones (Figura 2.23), no es apropiado hablar de moléculas de NaCl. Más bien, hablamos de *unidades formulares*, representadas por la fórmula química de la sustancia. La unidad formular del NaCl consiste en un ion Na^+ y un ion Cl^- . Por tanto, el peso fórmula del NaCl es la masa de una unidad formular:

$$\text{PF de NaCl} = 23.0 \text{ uma} + 35.5 \text{ uma} = 58.5 \text{ uma}$$

EJERCICIO TIPO 3.5

Calcule el peso formular de (a) sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (azúcar de mesa) y (b) nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Solución (a) Al sumar los pesos de los átomos de la sacarosa, vemos que el peso fórmula es de 342.0 uma:

$$12 \text{ átomos de C} = 12(12.0 \text{ uma}) = 144.0 \text{ uma}$$

$$22 \text{ átomos de H} = 22(1.0 \text{ uma}) = 22.0 \text{ uma}$$

$$11 \text{ átomos de O} = 11(16.0 \text{ uma}) = \underline{\underline{176.0 \text{ uma}}}$$

$$342.0 \text{ uma}$$

(b) Si una fórmula química tiene paréntesis, el subíndice que está afuera del paréntesis multiplica todos los átomos que están adentro. Así, en el caso de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ tenemos

$$1 \text{ átomo de Ca} = 1(40.1 \text{ uma}) = 40.1 \text{ uma}$$

$$2 \text{ átomos de N} = 2(14.0 \text{ uma}) = 28.0 \text{ uma}$$

$$6 \text{ átomos de O} = 6(16.0 \text{ uma}) = \underline{\underline{96.0 \text{ uma}}}$$

$$164.1 \text{ uma}$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcule el peso formular de (a) $\text{Al}(\text{OH})_3$; (b) CH_3OH .

Respuestas: (a) 78.0 uma; (b) 32.0 uma

Composición porcentual a partir de fórmulas

Ocasionalmente, debemos calcular la *composición porcentual* de un compuesto (es decir, el porcentaje de la masa que corresponde a cada elemento de la sustancia). Por ejemplo, si queremos verificar la pureza del compuesto, podríamos querer comparar

* Usamos la abreviatura PA para peso atómico, PF para peso fórmula y PM para peso molecular.

la composición calculada de una sustancia con la obtenida experimentalmente. El cálculo de la composición porcentual es sencillo si se conoce la fórmula química. Dicho cálculo depende del peso fórmula de la sustancia, el peso atómico del elemento de interés y el número de átomos de ese elemento que hay en la fórmula química:

$$\% \text{ del elemento} = \frac{(\text{átomos de ese elemento})(\text{peso atómico del elemento})}{\text{peso fórmula del compuesto}} \times 100\% \quad [3.10]$$

EJERCICIO TIPO 3.6

Calcule la composición porcentual de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Solución Examinemos este problema aplicando los pasos detallados en el ensayo “Estrategias en química: Resolución de problemas”.

Análisis: Dada la fórmula química de un compuesto, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, nos piden calcular su composición porcentual, o sea, el porcentaje en masa de sus elementos componentes (C, H y O).

Estrategia: Podemos usar la ecuación 3.10, apoyándonos en la tabla periódica para obtener el peso atómico de cada uno de los elementos componentes. Primero usamos los pesos atómicos para determinar el peso fórmula del compuesto. (El peso fórmula de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, 342.0 uma, se calculó en el EJERCICIO TIPO 3.5.) Ahora deberemos efectuar tres cálculos, uno para cada elemento.

Resolución: Utilizando la ecuación 3.10, tenemos

$$\% \text{C} = \frac{(12)(12.0 \text{ uma})}{342.0 \text{ uma}} \times 100\% = 42.1\%$$

$$\% \text{H} = \frac{(22)(1.0 \text{ uma})}{342.0 \text{ uma}} \times 100\% = 6.4\%$$

$$\% \text{O} = \frac{(11)(16.0 \text{ uma})}{342.0 \text{ uma}} \times 100\% = 51.5\%$$

Comprobación: Los porcentajes de los elementos individuales deben sumar 100%, lo cual se cumple en este caso. Podríamos haber usado más cifras significativas en nuestros pesos atómicos, para obtener más cifras significativas en nuestra composición porcentual, pero nos hemos ajustado al criterio sugerido de redondear los pesos atómicos a un dígito después del punto decimal.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcule el porcentaje en masa de nitrógeno en $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Respuesta: 17.1%



Ejercicios con el CD-ROM

Peso molecular y porcentaje de peso

(Molecular Weight and Weight Percent)



Estrategias en química Resolución de problemas

La clave para el éxito en la resolución de problemas es la práctica. Al practicar, el lector comprobará que puede mejorar sus habilidades siguiendo estos pasos:

Paso 1. Analice el problema. Lea el problema con cuidado para entenderlo. ¿Qué es lo que dice? Dibuje una imagen o diagrama si eso le ayuda a visualizar el problema. Anote los datos que se dan. Además, identifique la cantidad que hay que obtener (la incógnita) y anótelala.

Paso 2. Desarrolle un plan para resolver el problema. Considere los posibles caminos entre la información dada y la incógnita. ¿Qué principios o ecuaciones relacionan los datos conocidos con la incógnita? Tenga presente que algunos datos podrían no estar dados explícitamente en el enunciado del problema; podría darse por hecho que usted conoce ciertas cantidades (como el

número de Avogadro, que veremos en breve) o las buscará en tablas (como los pesos atómicos). Considere también que su plan puede comprender un solo paso o una serie de pasos con respuestas intermedias.

Paso 3. Resuelva el problema. Utilice la información conocida y las ecuaciones o relaciones apropiadas, despejando la incógnita. El análisis dimensional (Sección 1.6) es una herramienta muy útil para resolver muchos problemas. Tenga cuidado con las cifras significativas, signos y unidades.

Paso 4. Compruebe la solución. Lea el problema otra vez para tener la seguridad de haber obtenido todas las soluciones que se piden en el problema. ¿Es lógica su respuesta? Es decir, ¿la respuesta es exageradamente grande o pequeña, o es del orden esperado? Por último, ¿son correctas las unidades y las cifras significativas?

3.4 El mol

Aun las muestras más pequeñas que manejamos en el laboratorio contienen números enormes de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo, una cucharadita de agua (unos 5 mL) contiene 2×10^{23} moléculas de agua, un número casi imposible de comprender. Por ello, los químicos han ideado una unidad especial de conteo para describir cantidades tan grandes de átomos o moléculas.

En la vida cotidiana usamos unidades de conteo como docena (doce objetos) y gruesa (144 objetos) para manejar cantidades moderadamente grandes. En química, la unidad para manejar el número de átomos, iones y moléculas en una muestra de tamaño ordinario es el **mol**, cuya abreviatura también es mol.* Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier otro tipo de objetos que estemos considerando) como átomos hay en exactamente 12 g de ^{12}C isotópicamente puro. Mediante experimentos, los científicos han determinado que este número es 6.0221421×10^{23} . Este número se conoce como **número de Avogadro**, en honor de Amadeo Avogadro (1776-1856), un científico italiano. Para casi todos nuestros fines usaremos un valor de 6.02×10^{23} o 6.022×10^{23} para el número de Avogadro en el presente texto.

Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contiene el número de Avogadro de tales objetos:

$$1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O} = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol de iones NO}_3^- = 6.02 \times 10^{23} \text{ iones NO}_3^-$$

El número de Avogadro es tan grande que es difícil imaginarlo. Si esparciéramos 6.02×10^{23} canicas sobre toda la superficie terrestre, formaríamos una capa de casi 5 km de espesor. Si acomodáramos un número de Avogadro de monedas de un centavo en línea recta, lado a lado, darían la vuelta a la Tierra 300 billones (3×10^{14}) de veces.

EJERCICIO TIPO 3.7

Sin usar una calculadora, ordene las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos de carbono: 12 g de ^{12}C , 1 mol de C_2H_2 , 9×10^{23} moléculas de CO_2 .

Solución

Análisis: Nos dan cantidades de diversas sustancias expresadas en gramos, moles y número de moléculas, y nos piden ordenarlas de menor a mayor número de átomos de C.

Estrategia: Para determinar el número de átomos de C en cada muestra, deberemos convertir g de ^{12}C , moles de C_2H_2 y moléculas de CO_2 a número de átomos de C, empleando la definición de mol y el número de Avogadro.

Resolución: Un mol se define como la cantidad de materia que contiene tantos átomos, moléculas, etc. como hay átomos en exactamente 12 g de ^{12}C . Por tanto, 12 g de ^{12}C contiene un mol de átomos de C (es decir, 6.02×10^{23} átomos de C). En 1 mol de C_2H_2 , hay 6×10^{23} moléculas de C_2H_2 . Dado que cada molécula de C_2H_2 contiene dos átomos de C, esta muestra contiene 12×10^{23} átomos de C. Dado que cada molécula de CO_2 contiene un átomo de C, la muestra de CO_2 contiene 9×10^{23} átomos de C. Por tanto, el orden es 12 g de ^{12}C (6×10^{23} átomos de C) < 9×10^{23} moléculas de CO_2 (9×10^{23} átomos de C) < 1 mol de C_2H_2 (12×10^{23} átomos de C).

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Sin usar calculadora, ordene las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos de O: 1 mol de H_2O , 1 mol de CO_2 , 3×10^{23} moléculas de O_3 .

Respuesta: 1 mol de H_2O < 3×10^{23} moléculas de O_3 < 1 mol de CO_2

* El término *mol* proviene del vocablo latino *moles*, que significa “una masa”. El término *molécula* es la forma diminutiva de esta palabra y significa “una masa pequeña”.

EJERCICIO TIPO 3.8

Calcule el número de átomos de H que hay en 0.350 mol de C₆H₁₂O₆.

Solución

Análisis: Nos dan tanto la cantidad de la sustancia (0.350 mol) como su fórmula química (C₆H₁₂O₆). La incógnita es el número de átomos de H que hay en esta muestra.

Estrategia: El número de Avogadro es el factor de conversión entre el número de moles de C₆H₁₂O₆ y el número de moléculas de C₆H₁₂O₆. Una vez que conozcamos el número de moléculas de C₆H₁₂O₆, podremos usar la fórmula química, que nos dice que cada molécula de C₆H₁₂O₆ contiene 12 átomos de H. Por tanto, convertiremos moles de C₆H₁₂O₆ a moléculas de C₆H₁₂O₆ y luego determinaremos el número de átomos de H a partir del número de moléculas de C₆H₁₂O₆:

**Resolución:**

$$\begin{aligned} \text{Átomos de H} &= (0.350 \cancel{\text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \cancel{\text{moléculas}}}{1 \cancel{\text{mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} \right) \left(\frac{12 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula}} \right) \\ &= 2.53 \times 10^{24} \text{ átomos de H} \end{aligned}$$

Comprobación: La magnitud de nuestra respuesta es razonable; es un número grande del orden de magnitud del número de Avogadro. También podemos hacer este cálculo aproximado: Multiplicar 0.35 × 6 × 10²³ da aproximadamente 2 × 10²³ moléculas. La multiplicación de este resultado por 12 da 24 × 10²³ = 2.4 × 10²⁴ átomos de H, que es congruente con el cálculo anterior, más exacto. Dado que se nos pidió el número de átomos de H, las unidades de nuestra respuesta son correctas. Los datos tenían tres cifras significativas, así que nuestra respuesta tiene tres cifras significativas.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántos átomos de oxígeno hay en (a) 0.25 mol de Ca(NO₃)₂ y (b) 1.50 mol de carbonato de sodio?

Respuestas: (a) 9.0 × 10²³; (b) 2.71 × 10²⁴

Masa molar

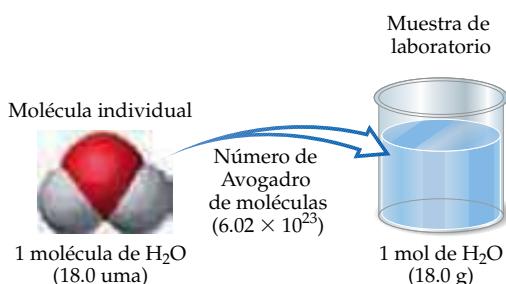
Una docena siempre es el número 12, sea que hablamos de una docena de huevos o de una docena de elefantes. No obstante, es obvio que una docena de huevos no tiene la misma masa que una docena de elefantes. De manera análoga, un mol siempre es *el mismo número* (6.02 × 10²³), pero un mol de una sustancia y un mol de otra sustancia distinta tienen *diferente masa*. Comparemos, por ejemplo, un mol de ¹²C y un mol de ²⁴Mg. Un solo átomo de ¹²C tiene una masa de 12 uma, pero un solo átomo de ²⁴Mg tiene el doble de masa, 24 uma (con dos cifras significativas). Puesto que un mol siempre tiene el mismo número de partículas, un mol de ²⁴Mg deberá tener el doble de masa que un mol de átomos de ¹²C. Puesto que un mol de ¹²C pesa 12 g (por definición), un mol de ²⁴Mg deberá pesar 24 g. Observe que la masa de un solo átomo de un elemento (en uma) es numéricamente igual a la masa (en gramos) de un mol de átomos de ese elemento. Esto es cierto sin importar de qué elemento se trate:

Un átomo de ¹²C tiene una masa de 12 uma ⇒ un mol de ¹²C tiene una masa de 12 g

Un átomo de Cl tiene una masa de 35.5 uma ⇒ un mol de Cl tiene una masa de 35.5 g

Un átomo de Au tiene una masa de 197 uma ⇒ un mol de Au tiene una masa de 197 g

Observe que cuando hablamos de un isótopo específico de un elemento, usamos la masa de ese isótopo; en los demás casos, usamos el peso atómico (masa molecular media) del elemento.



▲ **Figura 3.8** La relación entre una sola molécula y su masa, y un mol y su masa, empleando H_2O como ejemplo.



▲ **Figura 3.9** Un mol de un sólido, un líquido y un gas. Un mol de NaCl , el sólido, tiene una masa de 58.45 g. Un mol de H_2O , el líquido, tiene una masa de 18.0 g y ocupa un volumen de 18.0 mL. Un mol de O_2 , el gas, tiene una masa de 32 g y llena un globo cuyo diámetro es de 35 cm.

Existe la misma relación entre el peso fórmula (en uma) y la masa (en gramos) de un mol de otros tipos de sustancias:

1 molécula de H_2O tiene una masa de 18.0 uma \Rightarrow un mol de H_2O tiene una masa de 18.0 g.

1 ion NO_3^- tiene una masa de 62.0 uma \Rightarrow un mol de NO_3^- tiene una masa de 62.0 g.

1 unidad de NaCl tiene una masa de 58.5 uma \Rightarrow un mol de NaCl tiene una masa de 58.5 g.

La figura 3.8 ▲ ilustra la relación entre la masa de una sola molécula de H_2O y la de un mol de H_2O .

La masa en gramos de un mol de una sustancia (es decir, la masa en gramos por mol) es su **masa molar**. La *masa molar (en g/mol)* de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su *peso fórmula (en uma)*. El NaCl , por ejemplo, tiene una masa molar de 58.5 g/mol. En la tabla 3.2 ▼ se presentan ejemplos adicionales de relaciones molares. En la figura 3.9 ▲ se muestran cantidades de un mol de diversas sustancias comunes.

Las entradas de la tabla 3.2 correspondientes a N y N_2 destacan la importancia de expresar con exactitud la forma química de una sustancia al usar el concepto de mol. Supongamos que leemos que en una reacción dada se produce un mol de nitrógeno. Podríamos interpretar esta frase como que se produce un mol de átomos de nitrógeno (14.0 g). No obstante, si no se dice explícitamente otra cosa, a lo que probablemente se refiere la frase es a un mol de moléculas de nitrógeno, N_2 (28.0 g), porque N_2 es la forma química usual del elemento. A fin de evitar ambigüedades, es importante indicar explícitamente la forma química de la que se está hablando. El uso de la fórmula química N_2 evita la ambigüedad.

TABLA 3.2 Relaciones molares

Nombre	Fórmula	Peso fórmula (uma)	Masa molar (g/mol)	Número y tipo de partículas en 1 mol
Nitrógeno atómico	N	14.0	14.0	6.022×10^{23} átomos de N
Nitrógeno molecular	N_2	28.0	28.0	6.022×10^{23} moléculas de N_2 $2(6.022 \times 10^{23})$ átomos de N
Plata	Ag	107.9	107.9	6.022×10^{23} átomos de Ag
Iones plata	Ag^+	107.9 ^a	107.9	6.022×10^{23} iones Ag^+
Cloruro de bario	BaCl_2	208.2	208.2	6.022×10^{23} unidades de BaCl_2 6.022×10^{23} iones Ba^{2+} $2(6.022 \times 10^{23})$ iones Cl^-

^a Recuerde que el electrón tiene masa despreciable; así, los iones y átomos tienen esencialmente la misma masa.

EJERCICIO TIPO 3.9

Calcule la masa en gramos de 1.000 mol de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.

Solución

Análisis: Se nos da la fórmula química de la glucosa y se nos pide determinar su masa molar.

Estrategia: La masa molar de una sustancia se obtiene sumando los pesos atómicos de sus átomos.

Resolución:

$$\begin{array}{rcl} 6 \text{ C átomos} & = & 6(12.0) = 72.0 \text{ uma} \\ 12 \text{ H átomos} & = & 12(1.0) = 12.0 \text{ uma} \\ 6 \text{ O átomos} & = & 6(16.0) = \frac{96.0 \text{ uma}}{180.0 \text{ uma}} \end{array}$$

Puesto que la glucosa tiene un peso fórmula de 180.0 uma, un mol de esta sustancia tiene una masa de 180.0 g. En otras palabras, $C_6H_{12}O_6$ tiene una masa molar de 180.0 g/mol.

Comprobación: La magnitud de nuestra respuesta parece razonable, y g/mol es la unidad correcta para la masa molar.

Comentario: La glucosa también se conoce como dextrosa y como azúcar de la sangre. Se le encuentra ampliamente en la naturaleza; por ejemplo, es componente de la miel de abeja y de muchos frutos. Los otros tipos de azúcares utilizados como alimento se deben convertir en glucosa en el estómago o en el hígado para que el organismo pueda usarlos como fuente de energía. Como la glucosa no requiere conversión, a menudo se administra por vía intravenosa a pacientes que requieren un nutrimiento inmediato.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcule la masa molar de $Ca(NO_3)_2$.

Respuesta: 164.1 g/mol

Interconversión de masas, moles y números de partículas

Es común tener que realizar conversiones de masa a moles y de moles a masa en cálculos en los que se usa el concepto de mol. Estos cálculos se facilitan si se aplica análisis dimensional, como se muestra en los EJERCICIOS TIPO 3.10 y 3.11.

EJERCICIO TIPO 3.10

Calcule el número de moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) que hay en 5.380 g de esta sustancia.

Solución

Análisis: Se nos da el número de gramos de $C_6H_{12}O_6$ y se nos pide calcular el número de moles.

Estrategia: La masa molar de una sustancia proporciona el factor de conversión para convertir gramos a moles. La masa molar de $C_6H_{12}O_6$ es de 180.0 g/mol (EJERCICIO TIPO 3.9).

Resolución: Empleando 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ = 180.0 g/mol como factor de conversión, tenemos

$$\text{Moles de } C_6H_{12}O_6 = (5.380 \cancel{\text{g } C_6H_{12}O_6}) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.0 \cancel{\text{g } C_6H_{12}O_6}} \right) = 0.02989 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$$

Comprobación: Ya que 5.380 g es menor que la masa molar, es razonable que nuestra respuesta sea menor que 1 mol. Las unidades de nuestra respuesta (mol) son apropiadas. Los datos originales tenían cuatro cifras significativas, así que nuestra respuesta tiene cuatro cifras significativas.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántos moles de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) están presentes en 508 g de esta sustancia?

Respuesta: 6.05 mol de $NaHCO_3$

EJERCICIO TIPO 3.11

Calcule la masa, en gramos, de 0.433 mol de nitrato de calcio.

Solución

Análisis: Se nos da el número de moles de nitrato de calcio y se nos pide calcular la masa de la muestra en gramos.

Estrategia: Para convertir moles a gramos necesitamos la masa molar, misma que podemos calcular a partir de la fórmula química y los pesos atómicos.

Resolución: Puesto que el ion calcio es Ca^{2+} y el ion nitrato es NO_3^- , el nitrato de calcio es $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Si sumamos los pesos atómicos de los elementos del compuesto obtenemos un peso formular de 164.1 uma. Utilizando 1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164.1 \text{ g}$ de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ para escribir el factor de conversión apropiado, tenemos

$$\text{Gramos de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0.433 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \left(\frac{164.1 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \right) = 71.1 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Comprobación: El número de moles es menor que 1, así que el número de gramos debe ser menor que la masa molar, 164.1 g. Si usamos números redondeados para estimar, tenemos $0.5 \times 150 = 75$ g. Por tanto, la magnitud de nuestra respuesta es razonable. Tanto las unidades (g) como el número de cifras significativas (3) son correctos.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

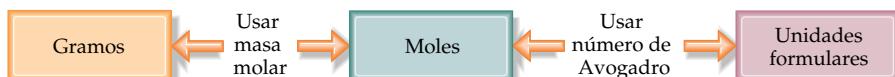
Calcule la masa, en gramos, de (a) 6.33 mol de NaHCO_3 y (b) 3.0×10^{-5} mol de ácido sulfúrico.

Respuestas: (a) 532 g; (b) 2.9×10^{-3} g

El concepto de mol es el puente entre las masas y los números de partículas. Para ilustrar cómo podemos interconvertir masas y números de partículas, calculemos el número de átomos de cobre que hay en una moneda tradicional de un centavo de dólar. La moneda pesa 3 g, y supondremos que es 100% cobre:

$$\begin{aligned} \text{Átomos de Cu} &= (3 \text{ g Cu}) \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{63.5 \text{ g Cu}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \right) \\ &= 3 \times 10^{22} \text{ átomos Cu} \end{aligned}$$

Observe cómo el análisis dimensional (Sección 1.6) ofrece una ruta directa para pasar de gramos a número de átomos. La masa molar y el número de Avogadro se emplean como factores de conversión para convertir gramos → moles → átomos. Advierta también que nuestra respuesta es un número muy grande. Siempre que calculemos el número de átomos, moléculas o iones en una muestra ordinaria de materia, deberemos esperar una respuesta muy grande. En contraste, el número de moles en una muestra normalmente será mucho más pequeño, con frecuencia menor que 1. El procedimiento general para interconvertir masa y número de unidades formulares (átomos, moléculas, iones o lo que sea que la fórmula química represente) de una sustancia se resume en la figura 3.10 ▶.



▲ **Figura 3.10** Bosquejo del procedimiento empleado para interconvertir la masa de una sustancia en gramos y el número de unidades formulares de esa sustancia. El número de moles de la sustancia está en el centro del cálculo; por ello, podemos ver el concepto de mol como el puente entre la masa de una sustancia y el número de unidades formulares.

EJERCICIO TIPO 3.12

¿Cuántas moléculas de glucosa hay en 5.23 g de C₆H₁₂O₆?

Solución

Análisis: Se nos da el número de gramos de glucosa y su fórmula química, y se nos pide calcular el número de moléculas de glucosa.

Estrategia: La estrategia para determinar el número de moléculas en una cantidad dada de una sustancia se resume en la figura 3.10. Debemos convertir 5.23 g de C₆H₁₂O₆ a moles de C₆H₁₂O₆, que entonces podremos convertir a moléculas de C₆H₁₂O₆. La primera conversión emplea la masa molar de C₆H₁₂O₆: 1 mol C₆H₁₂O₆ = 180.0 g C₆H₁₂O₆. La segunda conversión emplea el número de Avogadro.

Resolución:

Moléculas de C₆H₁₂O₆

$$\begin{aligned} &= (5.23 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \\ &= 1.75 \times 10^{22} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \end{aligned}$$

Comprobación: La magnitud de la respuesta es razonable. Partimos de una masa menor que un mol, así que deberá haber menos de 6.02×10^{23} moléculas. Podemos estimar la respuesta: $5/200 = 2.5 \times 10^{-2}$ mol; $2.5 \times 10^{-2} \times 6 \times 10^{23} = 15 \times 10^{21} = 1.5 \times 10^{22}$ moléculas. Las unidades (moléculas) y las cifras significativas (3) son apropiadas.

Comentario: Si también nos pidieran el número de átomos de un elemento en particular, necesitaríamos un factor adicional para convertir el número de moléculas en el número de átomos. Por ejemplo, hay seis átomos de O en una molécula de C₆H₁₂O₆. Por tanto, el número de átomos de O en la muestra es

$$\begin{aligned} \text{Átomos de O} &= (1.75 \times 10^{22} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \left(\frac{6 \text{ átomos de O}}{1 \text{ moléculas C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \\ &= 1.05 \times 10^{23} \text{ átomos de O} \end{aligned}$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) ¿Cuántas moléculas de ácido nítrico hay en 4.20 g de HNO₃? (b) ¿Cuántos átomos de O hay en esta muestra?

Respuestas: (a) 4.01×10^{22} moléculas de HNO₃; (b) 1.20×10^{23} átomos de O

3.5 Fórmulas empíricas a partir de análisis

La fórmula empírica de una sustancia indica el número relativo de los átomos de cada elemento que contiene. Así, la fórmula H₂O indica que el agua contiene dos átomos de H por cada átomo de O. Esta relación también es válida en el nivel molar; por tanto, 1 mol de H₂O contiene 2 mol de átomos de H y 1 mol de átomos de O. A la inversa, la relación entre los números de moles de cada elemento en un compuesto da los subíndices de la fórmula empírica del compuesto. Así, el concepto de mol permite calcular las fórmulas empíricas de las sustancias químicas, como se ilustra con los ejemplos siguientes.

El mercurio forma un compuesto con cloro que tiene 73.9% en masa de mercurio y 26.1% en masa de cloro. Esto implica que si tuviéramos una muestra de 100.0 g del sólido, contendría 73.9 g de mercurio (Hg) y 26.1 g de cloro (Cl). (Podemos usar cualquier tamaño de muestra en los problemas de este tipo, pero generalmente usaremos 100.0 g para facilitar el cálculo de la masa a partir del porcentaje.) Después de usar los pesos atómicos de los elementos para obtener las masas molares, calculamos el número de moles de cada elemento en la muestra:

$$(73.9 \text{ g Hg}) \left(\frac{1 \text{ mol Hg}}{200.6 \text{ g Hg}} \right) = 0.368 \text{ mol Hg}$$

$$(26.1 \text{ g Cl}) \left(\frac{1 \text{ mol Cl}}{35.5 \text{ g Cl}} \right) = 0.735 \text{ mol Cl}$$

A continuación dividimos el número más grande de moles (0.735) entre el más pequeño (0.368) para obtener una relación Cl:Hg de 1.99:1:

$$\frac{\text{moles de Cl}}{\text{moles de Hg}} = \frac{0.735 \text{ mol Cl}}{0.368 \text{ mol Hg}} = \frac{1.99 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Hg}}$$

A causa de errores experimentales, es posible que los resultados no produzcan números enteros para las relaciones molares. El número 1.99 es muy cercano a 2, y podemos concluir sin temor que la fórmula para el compuesto es HgCl_2 . Ésta es la fórmula más simple, o empírica, porque utiliza como subíndices el conjunto de enteros más pequeños que expresa las *proporciones* correctas de los átomos presentes.

 (Sección 2.6) El procedimiento general para determinar las fórmulas empíricas se bosqueja en la figura 3.11 ►.

EJERCICIO TIPO 3.13

El ácido ascórbico (vitamina C) contiene 40.92% en masa de C, 4.58% en masa de H y 54.50% en masa de O. Determine la fórmula empírica del ácido ascórbico.

Solución

Análisis: Se nos dan los porcentajes en masa de los elementos en el ácido ascórbico y se nos pide la fórmula empírica.

Estrategia: La estrategia para determinar la fórmula empírica de una sustancia a partir de su composición elemental implica los cuatro pasos que se dan en la figura 3.11.

Resolución: Primero suponemos, por sencillez, que tenemos exactamente 100 g del material (aunque podríamos usar cualquier cantidad). En 100 g de ácido ascórbico tenemos

40.92 g C, 4.58 g H, y 54.50 g O.

Segundo, calculamos el número de moles de cada elemento en esta muestra:

$$\text{Moles de C} = (40.92 \text{ g C}) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} \right) = 3.407 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles de H} = (4.58 \text{ g H}) \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} \right) = 4.54 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles de O} = (54.50 \text{ g O}) \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} \right) = 3.406 \text{ mol O}$$

$$\text{C:} \frac{3.407}{3.406} = 1.000 \quad \text{H:} \frac{4.54}{3.406} = 1.33 \quad \text{O:} \frac{3.406}{3.406} = 1.000$$

Tercero, determinamos la proporción entera de moles más simple dividiendo cada número de moles entre el número más pequeño de moles, 3.406:

La relación para H se aleja demasiado de 1 para atribuir la diferencia a errores experimentales; de hecho, es muy cercana a $1\frac{1}{3}$. Esto sugiere que, si multiplicamos las proporciones por 3, obtendremos números enteros:

$$\text{C:H:O} = 3(1:1.33:1) = 3:4:3$$

Las proporciones molares enteras nos dan los subíndices de la fórmula empírica. Así, la fórmula empírica es

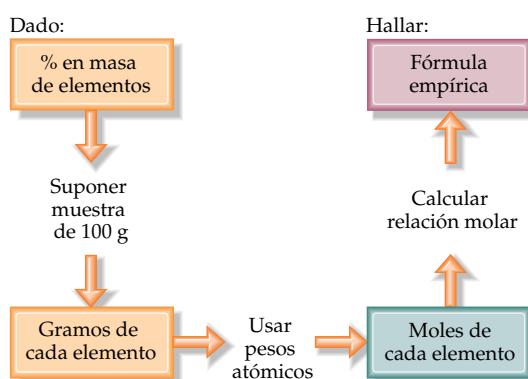


Comprobación: Es tranquilizador ver que los subíndices son números enteros de tamaño moderado. De otra forma, no tendríamos muchas bases para juzgar qué tan razonable es nuestra respuesta.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Se determina que una muestra de 5.325 g de benzoato de metilo, un compuesto empleado en la elaboración de perfumes, contiene 3.758 g de carbono, 0.316 g de hidrógeno y 1.251 g de oxígeno. Obtenga la fórmula empírica de esta sustancia.

Respuesta: $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$



◀ **Figura 3.11** Bosquejo del procedimiento empleado para calcular la fórmula empírica de una sustancia a partir de su composición porcentual. El procedimiento también se resume como “porcentaje a masa, masa a moles, dividir entre pequeño, multiplicar a entero”.



Ejercicios con el CD-ROM
Determinación de fórmula molecular: C_8H_6O
(Molecular Formula Determination: C_8H_6O)

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

La fórmula que se obtiene a partir de composiciones porcentuales siempre es la fórmula empírica. Podemos obtener la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica si conocemos el peso molecular del compuesto. Los subíndices de la fórmula molecular de una sustancia siempre son múltiplos enteros de los subíndices correspondientes en su fórmula empírica. (Sección 2.6) Obtenemos el múltiplo comparando el peso formular empírico con el peso molecular. Por ejemplo, en el EJERCICIO TIPO 3.13, calculamos que la fórmula empírica del ácido ascórbico es $C_3H_4O_3$, lo que nos da un peso formular empírico de $3(12.0 \text{ uma}) + 4(1.0 \text{ uma}) + 3(16.0 \text{ uma}) = 88 \text{ uma}$. El peso molecular determinado experimentalmente es de 176 uma. Así pues, la molécula tiene el doble de masa ($176/88.0 = 2.00$) y por tanto deberá tener el doble de átomos que los indicados en la fórmula empírica. Los subíndices de la fórmula empírica deberán multiplicarse por 2 para obtener la fórmula molecular: $C_6H_8O_6$.

EJERCICIO TIPO 3.14

El mesitileno, un hidrocarburo que está presente en pequeñas cantidades en el petróleo crudo, tiene la fórmula empírica C_3H_4 . El peso molecular de esta sustancia, determinado experimentalmente, es de 121 uma. Determine la fórmula molecular del mesitileno.

Solución

Análisis: Se nos da la fórmula empírica y el peso molecular del mesitileno y se nos pide determinar su fórmula molecular.

Estrategia: Los subíndices de una fórmula molecular son múltiplos enteros de los subíndices de su fórmula empírica. Para determinar el múltiplo apropiado, debemos comparar el peso molecular con el peso fórmula de la fórmula empírica.

Resolución: Primero, calculamos el peso fórmula de la fórmula empírica, C_3H_4 :

$$3(12.0 \text{ uma}) + 4(1.0 \text{ uma}) = 40.0 \text{ uma}$$

Ahora, dividimos el peso molecular entre el peso fórmula empírico, para obtener el factor por el que multiplicaremos los subíndices de C_3H_4 :

$$\frac{\text{peso molecular}}{\text{peso fórmula}} = \frac{121}{40.0} = 3.02$$

Sólo tienen sentido físico las proporciones enteras, porque debemos manejar átomos enteros. El 3.02 en este caso es el resultado de un pequeño error experimental en el peso molecular. Por tanto, multiplicamos cada uno de los subíndices de la fórmula empírica por 3 para obtener la fórmula molecular, C_9H_{12} .

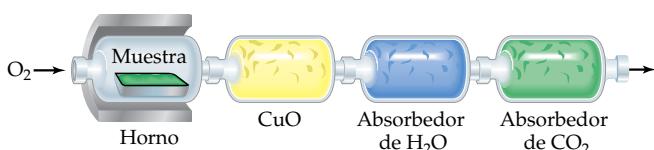
Comprobación: Tenemos confianza en el resultado porque al dividir el peso molecular entre el peso fórmula obtenemos un número casi entero.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

El etilenglicol, la sustancia empleada en los anticongelantes para automóvil, se compone de 38.7% en masa de C, 9.7% en masa de H y 51.6% en masa de O. Su masa molar es de 62.1 g/mol. (a) Determine la fórmula empírica del etilenglicol. (b) Determine la fórmula molecular.

Respuestas: (a) CH_3O ; (b) $C_2H_6O_2$

► **Figura 3.12** Aparato para determinar los porcentajes de carbono e hidrógeno en un compuesto. El óxido de cobre ayuda a oxidar los restos de carbono y monóxido de carbono a dióxido de carbono, y a oxidar el hidrógeno a agua.



Análisis por combustión

La fórmula empírica de un compuesto se basa en experimentos que dan el número de moles de cada elemento en una muestra del compuesto. Es por ello que usamos el término “empírico”, que significa “basado en observaciones y experimentos”. Los químicos han ideado varias técnicas experimentales para determinar la fórmula empírica de los compuestos. Una de ellas es el análisis por combustión, que suele utilizarse con compuestos que contienen principalmente carbono e hidrógeno.

Cuando un compuesto que contiene carbono e hidrógeno se quema totalmente en un aparato como el que se muestra en la figura 3.12 ▲, todo el carbono del compuesto se convierte en CO₂ y todo el hidrógeno se convierte en H₂O. (Sección 3.2) Las cantidades de CO₂ y H₂O producidas se pueden medir determinando el aumento en la masa de los absorbentes de CO₂ y H₂O. Después, podemos usar las masas de CO₂ y H₂O para determinar las cantidades de C y H en el compuesto original, y por ende, la fórmula empírica. Si está presente un tercer elemento en el compuesto, su masa puede determinarse restando a la masa original del compuesto las masas de C y H. El EJERCICIO TIPO 3.15 ilustra la determinación de la fórmula empírica de un compuesto que contiene C, H y O.



Ejercicios con el CD-ROM
Reducción de CuO
(Reduction of CuO)

EJERCICIO TIPO 3.15

El alcohol isopropílico, una sustancia que se vende como alcohol para fricciones, se compone de C, H y O. La combustión de 0.255 g de alcohol isopropílico produce 0.561 g de CO₂ y 0.306 g de H₂O. Determine la fórmula empírica del alcohol isopropílico.

Solución

Análisis: Nos dan las cantidades de CO₂ y H₂O que se producen cuando se quema cierta cantidad de alcohol isopropílico. Debemos usar esta información para determinar la fórmula empírica del alcohol isopropílico, para lo cual es necesario calcular el número de moles de C, H y O en la muestra.

Estrategia: Podemos usar el concepto de mol para calcular el número de gramos de C presentes en el CO₂ y el número de gramos de H presentes en el H₂O. Éstas son las cantidades de C y H presentes en el alcohol isopropílico antes de la combustión. El número de gramos de O en el compuesto es igual a la masa del alcohol isopropílico menos la suma de las masas de C y de H. Una vez que tengamos el número de gramos de C, H y O en la muestra, podremos proceder como en el EJERCICIO TIPO 3.13: calcular el número de moles de cada elemento y determinar la proporción molar, que da los subíndices de la fórmula empírica.

Resolución: Para calcular el número de gramos de C, primero usamos la masa molar del CO₂, 1 mol CO₂ = 44.0 g CO₂, para convertir gramos de CO₂ a moles de CO₂. Puesto que sólo hay un átomo de C en cada molécula de CO₂, hay 1 mol de átomos de C por mol de moléculas de CO₂. Este hecho nos permite convertir los moles de CO₂ en moles de C. Por último, usamos la masa molar de C, 1 mol C = 12.0 g C, para convertir moles de C en gramos de C. Combinando los tres factores de conversión, tenemos

$$\text{Gramos de C} = (0.561 \frac{\text{g CO}_2}{\text{mol CO}_2}) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.0 \text{ g CO}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \right) \left(\frac{12.0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \right) = 0.153 \text{ g C}$$

El cálculo del número de gramos de H a partir de los gramos de H₂O es similar, aunque debemos recordar que hay 2 moles de átomos de H por cada mol de moléculas de H₂O:

$$\text{Gramos de H} = (0.306 \frac{\text{g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}}) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.0 \text{ g H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1.01 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) = 0.0343 \text{ g H}$$

La masa total de la muestra, 0.255 g, es la suma de las masas de C, H y O. Por tanto, podemos calcular la masa de O así:

$$\text{Masa de O} = \text{masa de la muestra} - (\text{masa de C} + \text{masa de H})$$

$$= 0.255 \text{ g} - (0.153 \text{ g} + 0.0343 \text{ g}) = 0.068 \text{ g O}$$

Ahora calculamos el número de moles de C, H y O en la muestra:

$$\text{Moles de C} = (0.153 \text{ g C}) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.0 \text{ g C}} \right) = 0.0128 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles de H} = (0.0343 \text{ g H}) \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1.01 \text{ g H}} \right) = 0.0340 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles de O} = (0.068 \text{ g O}) \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.0 \text{ g O}} \right) = 0.0043 \text{ mol O}$$

Para obtener la fórmula empírica, debemos comparar el número relativo de moles de cada elemento en la muestra. Este número se obtiene dividiendo cada número de moles entre el número más pequeño, 0.0043. La relación molar C:H:O así obtenida es 2.98:7.91:1. Los dos primeros números son muy cercanos a los números enteros 3 y 8, lo que da la fórmula empírica C₃H₈O.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) El ácido caproico, al que se debe el tufo de los calcetines sucios, se compone de átomos de C, H y O. La combustión de una muestra de 0.225 g de este compuesto produce 0.512 g de CO₂ y 0.209 g de H₂O. Determine la fórmula empírica del ácido caproico. (b) El ácido caproico tiene una masa molar de 116 g/mol. Determine su fórmula molecular.

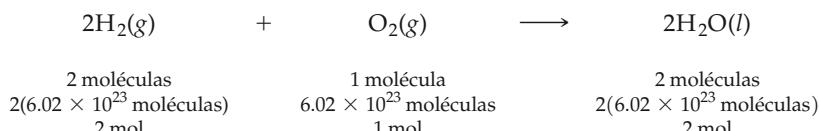
Respuestas: (a) C₃H₆O; (b) C₆H₁₂O₂

3.6 Información cuantitativa a partir de ecuaciones balanceadas

El concepto de mol nos permite aprovechar, en un nivel macroscópico práctico, la información cuantitativa contenida en una ecuación química balanceada. Consideremos la siguiente ecuación balanceada:



Los coeficientes nos dicen que dos moléculas de H₂ reaccionan con cada molécula de O₂ para formar dos moléculas de H₂O. Se sigue que los números relativos de moles son idénticos a los números relativos de moléculas:



Los coeficientes de una ecuación química balanceada se pueden interpretar como los números relativos de moléculas (o unidades formulares) que intervienen en la reacción y también como los números relativos de moles.

Las cantidades 2 mol H₂, 1 mol O₂ y 2 mol H₂O, dadas por los coeficientes de la ecuación 3.11, se denominan *cantidad estequiométricamente equivalentes*. La relación entre estas cantidades se puede representar como:

$$2 \text{ mol H}_2 \simeq 1 \text{ mol O}_2 \simeq 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

donde el símbolo \simeq significa “estequiométricamente equivalente a”. En otras palabras, la ecuación 3.11 dice que 2 mol de H₂ y 1 mol de O₂ forman 2 mol de H₂O. Estas relaciones estequiométricas pueden servir para obtener factores de conversión

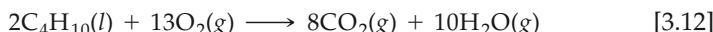
que relacionen las cantidades de reactivos y productos en una reacción química. Por ejemplo, el número de moles de H₂O que se producen a partir de 1.57 mol de O₂ se puede calcular así:

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = (1.57 \frac{\text{mol O}_2}{}) \left(\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 3.14 \text{ mol H}_2\text{O}$$



Ejercicios con el CD-ROM
Cálculo de estequiometría
(Stoichiometry Calculation)

Como ejemplo adicional, consideremos la combustión de butano, C₄H₁₀, el combustible de los encendedores desechables:



Calculemos la masa de CO₂ que se produce al quemar 1.00 g de C₄H₁₀. Los coeficientes de la ecuación 3.12 nos dan la relación que existe entre la cantidad de C₄H₁₀ consumida y la cantidad de CO₂ producida: 2 mol C₄H₁₀ ≈ 8 mol CO₂. Sin embargo, para poder utilizar esta relación debemos usar la masa molar de C₄H₁₀ para convertir gramos de C₄H₁₀ a moles de C₄H₁₀. Dado que 1 mol C₄H₁₀ = 58.0 g C₄H₁₀, tenemos

$$\begin{aligned} \text{Moles de C}_4\text{H}_{10} &= (1.00 \frac{\text{g C}_4\text{H}_{10}}{}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58.0 \frac{\text{g C}_4\text{H}_{10}}{}} \right) \\ &= 1.72 \times 10^{-2} \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \end{aligned}$$

Ahora podemos usar el factor estequiométrico de la ecuación balanceada, 2 mol C₄H₁₀ ≈ 8 mol CO₂, para calcular los moles de CO₂:

$$\begin{aligned} \text{Moles de CO}_2 &= (1.72 \times 10^{-2} \frac{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}{}) \left(\frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \frac{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}{}} \right) \\ &= 6.88 \times 10^{-2} \text{ mol CO}_2 \end{aligned}$$

Por último, podemos calcular la masa del CO₂ en gramos utilizando la masa molar del CO₂ (1 mol CO₂ = 44.0 g CO₂):

$$\begin{aligned} \text{Gramos de CO}_2 &= (6.88 \times 10^{-2} \frac{\text{mol CO}_2}{}) \left(\frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \frac{\text{mol CO}_2}{}} \right) \\ &= 3.03 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

Así pues, la secuencia de conversión es

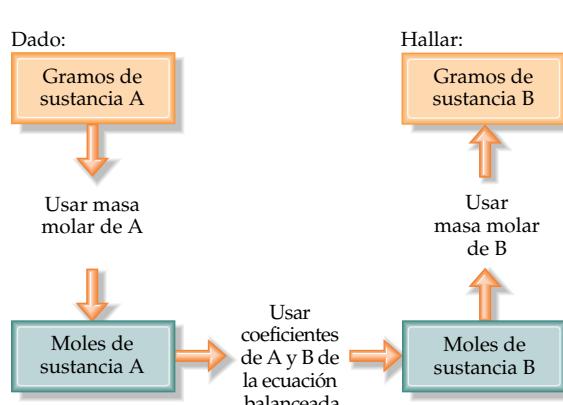


Estos pasos se pueden combinar en una sola secuencia de factores:

$$\begin{aligned} \text{Gramos de CO}_2 &= (1.00 \frac{\text{g C}_4\text{H}_{10}}{}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58.0 \frac{\text{g C}_4\text{H}_{10}}{}} \right) \left(\frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \frac{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}{}} \right) \left(\frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \frac{\text{mol CO}_2}{}} \right) \\ &= 3.03 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

De forma análoga, podemos calcular la cantidad de O₂ consumida o de H₂O producida en esta reacción. Para calcular la cantidad de O₂ consumida, nos basamos una vez más en los coeficientes de la ecuación balanceada para obtener el factor estequiométrico apropiado: 2 mol C₄H₁₀ ≈ 13 mol O₂:

$$\begin{aligned} \text{Gramos O}_2 &= (1.00 \frac{\text{g C}_4\text{H}_{10}}{}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58.0 \frac{\text{g C}_4\text{H}_{10}}{}} \right) \left(\frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \frac{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}{}} \right) \left(\frac{32.0 \text{ g O}_2}{1 \frac{\text{mol O}_2}{}} \right) \\ &= 3.59 \text{ g O}_2 \end{aligned}$$



◀ **Figura 3.13** Bosquejo del procedimiento que se sigue para calcular el número de gramos de un reactivo consumido o de un producto formado en una reacción, partiendo del número de gramos de uno de los otros reactivos o productos.

En la figura 3.13 ▲ se resume la estrategia general empleada para calcular las cantidades de sustancias consumidas o producidas en reacciones químicas. La ecuación química balanceada nos da los números relativos de moles de reactivos y productos que intervienen en la reacción.

EJERCICIO TIPO 3.16

Determine cuántos gramos de agua se producen en la oxidación de 1.00 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.



Solución

Análisis: Se nos da la masa de glucosa, un reactivo, y se nos pide determinar la masa del agua producida en la ecuación dada.

Estrategia: La estrategia general, bosquejada en la figura 3.13, implica tres pasos. Primero, la cantidad de $C_6H_{12}O_6$ se debe convertir de gramos a moles. Luego podemos usar la ecuación balanceada, que relaciona los moles de $C_6H_{12}O_6$ y los moles de H_2O : 1 mol $C_6H_{12}O_6$ ≈ 6 mol H_2O . Por último, los moles de H_2O se deben convertir a gramos.

Resolución: Primero usamos la masa molar de $C_6H_{12}O_6$ para convertir de gramos de $C_6H_{12}O_6$ a moles de $C_6H_{12}O_6$:

$$\text{Moles de } C_6H_{12}O_6 = (1.00 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right)$$

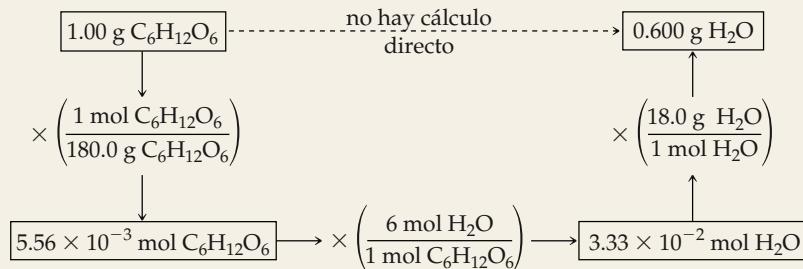
Segundo, usamos la ecuación química balanceada para convertir moles de $C_6H_{12}O_6$ a moles de H_2O :

$$\text{Moles de } H_2O = (1.00 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right)$$

Tercero, usamos la masa molar del H_2O para convertir de moles de H_2O a gramos de H_2O :

$$\begin{aligned} \text{Gramos de } H_2O &= (1.00 \text{ g } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{18.0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \right) \\ &= 0.600 \text{ g } H_2O \end{aligned}$$

Los pasos se pueden resumir en un diagrama como el de la figura 3.13:



Comprobación: Una estimación de la magnitud de la respuesta, $18/180 = 0.1$ y $0.1 \times 6 = 0.6$, concuerda con el cálculo exacto. Las unidades, gramos de H_2O , son correctas. Los datos iniciales tenían tres cifras significativas, así que las tres cifras significativas de la respuesta son correctas.

Comentario: Una persona común ingiere 2 L de agua al día y elimina 2.4 L. La diferencia entre 2 L y 2.4 L se produce en el metabolismo de los alimentos, como la oxidación de glucosa. (*Metabolismo* es un término general que se emplea para describir todos los procesos químicos vitales de un animal o de una planta.) La rata del desierto (rata canguro), en cambio, aparentemente nunca bebe agua. Sobrevida con el agua metabólica.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

La descomposición de KClO_3 se usa comúnmente en el laboratorio para preparar cantidades pequeñas de O_2 : $2\text{KClO}_3(s) \longrightarrow 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$. ¿Cuántos gramos de O_2 se pueden preparar a partir de 4.50 g de KClO_3 ?

Respuesta: 1.77 g



La química en acción El CO_2 y el efecto invernadero

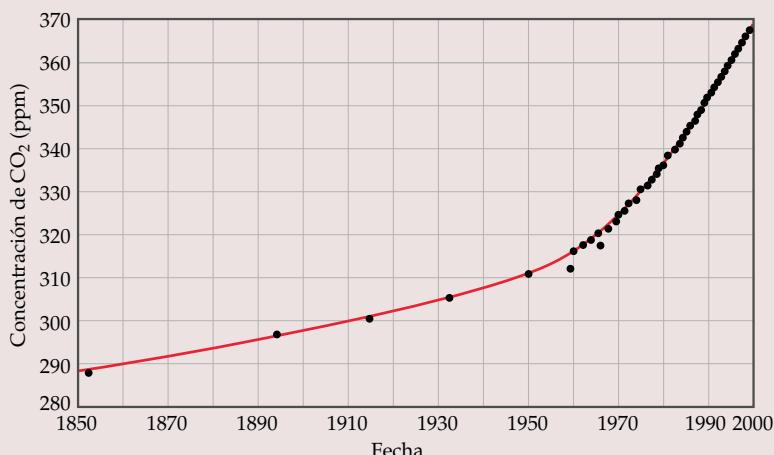
La hulla y el petróleo suministran los combustibles que usamos para generar electricidad e impulsar nuestra maquinaria industrial. Estos combustibles se componen primordialmente de hidrocarburos y otras sustancias que contienen carbono. Como hemos visto, la combustión de 1.00 g de C_4H_{10} produce 3.03 g de CO_2 . De forma similar, un galón (3.78 L) de gasolina (densidad = 0.70 g/mL y composición aproximada C_8H_{18}) produce unos 8 kg (18 lb) de CO_2 . La quema de tales combustibles libera cerca de 20,000 millones de toneladas de CO_2 a la atmósfera cada año.

Gran parte del CO_2 es absorbido por los océanos o utilizado por las plantas en la fotosíntesis. No obstante, estamos generando CO_2 con mucha mayor rapidez que aquella con la que se está absorbiendo. Los químicos han vigilado las concentraciones atmosféricas de CO_2 desde 1958. Los análisis de aire atrapado en núcleos de hielo tomados de la Antártida y Groenlandia nos permiten determinar los niveles de CO_2 atmosférico durante los últimos 160,000 años.

Estas mediciones revelan que el nivel de CO_2 se mantuvo muy constante desde la última edad de hielo, hace unos 10,000 años, hasta alrededor del inicio de la Revolución Industrial, hace unos 300 años. Desde entonces, la concentración de CO_2 ha aumentado en casi un 25% (Figura 3.14 ▶).

Aunque el CO_2 es un componente menor de la atmósfera, desempeña un papel importante porque absorbe calor radiante y actúa de forma parecida a los cristales de un invernadero. Por esta razón, solemos llamar al CO_2 y otros gases que atrapan el calor “gases de invernadero”, y llamamos al calentamiento causado por estos gases *efecto invernadero*. Algunos científicos opinan que la acumulación de CO_2 y otros gases que atrapan el calor ha comenzado a modificar el clima de nuestro planeta. Otros señalan que los factores que afectan el clima son complejos y todavía no se entienden bien.

Examinaremos el efecto invernadero con mayor detalle en el Capítulo 18.



▲ **Figura 3.14** La concentración de CO_2 atmosférico en los últimos 140 años. Los datos previos a 1958 se obtuvieron de análisis de aire atrapado en burbujas en hielo glacial. La concentración en ppm (escala vertical) es el número de moléculas de CO_2 por cada millón (10^6) moléculas de aire.

EJERCICIO TIPO 3.17

En los vehículos espaciales se utiliza hidróxido de litio sólido para eliminar el dióxido de carbono exhalado. El hidróxido de litio reacciona con el dióxido de carbono gaseoso formando carbonato de sodio sólido y agua líquida. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono puede absorber 1.00 g de hidróxido de litio?

Solución

Análisis: Se nos da una descripción verbal de una reacción y se nos pide calcular el número de gramos de dióxido de carbono que reaccionan con 1.00 g de hidróxido de litio.

Estrategia: Podemos usar la descripción verbal de la reacción para escribir una ecuación balanceada:



Se dan los gramos de LiOH y se pide calcular los gramos de CO₂. Esto puede lograrse mediante la siguiente serie de conversiones: gramos de LiOH → moles de LiOH → moles de CO₂ → gramos de CO₂. La conversión de gramos de LiOH a moles de LiOH requiere el peso molecular de esta sustancia (6.94 + 16.00 + 1.01 = 23.95). La conversión de moles de LiOH a moles de CO₂ se basa en la ecuación química balanceada: 2 mol LiOH ≈ 1 mol CO₂. Para convertir el número de moles de CO₂ a gramos deberemos usar el peso molecular del CO₂: 12.01 + 2(16.00) = 44.01.

Resolución:

$$(1.00 \text{ g LiOH}) \left(\frac{1 \text{ mol LiOH}}{23.95 \text{ g LiOH}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol LiOH}} \right) \left(\frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) = 0.919 \text{ g CO}_2$$

Comprobación: Vemos que 23.95 ≈ 24; 24 × 2 = 48 y 44/48 es un poco menor que 1. Por tanto, la magnitud de la respuesta es razonable con base en la cantidad inicial de LiOH; las cifras significativas y las unidades también son apropiadas.

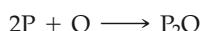
EJERCICIO DE APLICACIÓN

El propano, C₃H₈, es un combustible común que se emplea para cocinar y para calefacción casera. ¿Qué masa de O₂ se consume en la combustión de 1.00 g de propano?

Respuesta: 3.64 g

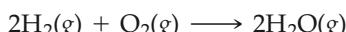
3.7 Reactivos limitantes

Supongamos que queremos preparar emparedados empleando una rebanada de queso y dos rebanadas de pan por emparedado. Si usamos P = pan y Q = queso, y P₂Q = emparedado, podremos representar como ecuación química la receta para hacer un emparedado:



Si tenemos 10 rebanadas de pan y 7 rebanadas de queso, sólo podremos preparar cinco emparedados antes de quedarnos sin pan, y nos sobrarán dos rebanadas de queso. La cantidad de pan con que se cuenta limita el número de emparedados.

Se presenta una situación análoga en las reacciones químicas cuando uno de los reactivos se agota antes que los demás. La reacción se detiene tan pronto como se consume totalmente cualquiera de los reactivos, y quedan los reactivos en exceso como sobrantes. Supongamos, por ejemplo, que tenemos una mezcla de 10 mol H₂ y 7 mol O₂, y que la hacemos reaccionar para formar agua:



Dado que 2 mol H₂ ≈ 1 mol O₂, el número de moles de O₂ que se necesitan para reaccionar con todo el H₂ es

$$\text{Moles de O}_2 = (10 \text{ mol H}_2) \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \right) = 5 \text{ mol O}_2$$

Puesto que había 7 mol O₂ al iniciarse la reacción, habrá 7 mol O₂ – 5 mol O₂ = 2 mol O₂ presentes cuando se haya consumido todo el H₂. Esta situación se muestra a nivel molecular en la figura 3.15 ►.

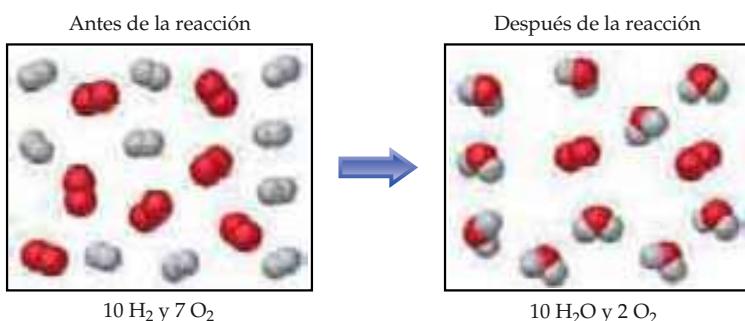


Ejercicios con el CD-ROM
Reactivo limitante
(Limiting Reactant)



Ejercicios con el CD-ROM
Reactivos limitantes
(Limiting Reagents)

► **Figura 3.15** Diagrama que muestra la consunción total de un reactivo limitante en una reacción. Puesto que todo el H₂ se consume, es el reactivo limitante en este caso. Al haber un exceso estequiométrico de O₂, queda algo al final de la reacción.



El reactivo que se consume por completo en una reacción se denomina **reactivo limitante** porque determina, o limita, la cantidad de producto que se forma. A veces llamamos *reactivos en exceso* a los demás reactivos. En nuestro ejemplo, el H₂ es el reactivo limitante, lo que implica que una vez que se haya consumido todo el H₂, la reacción se detendrá; el O₂ es el reactivo en exceso; todavía queda algo de él cuando la reacción se detiene.

No hay restricciones respecto a las cantidades iniciales de los reactivos en una reacción. De hecho, muchas reacciones se efectúan empleando un exceso de un reactivo. Sin embargo, las cantidades de reactivos consumidos y de productos formados están restringidas por la cantidad de reactivo limitante.

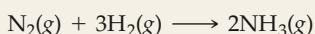
Antes de dejar el ejemplo que nos ocupa, resumamos los datos en forma tabular:

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
Cantidades iniciales:	10 mol	7 mol	0 mol
Cambio (reacción):	-10 mol	-5 mol	+10 mol
Cantidades finales:	0 mol	2 mol	10 mol

Las cantidades iniciales de los reactivos es lo que teníamos al principio (10 mol H₂ y 7 mol O₂). La segunda fila de la tabla (cambio) resume las cantidades de los reactivos consumidos y de producto formado en la reacción. Estas cantidades están restringidas por la cantidad de reactivo limitante y dependen de los coeficientes de la ecuación balanceada. La proporción molar de H₂:O₂:H₂O = 10:5:10 coincide con la proporción de los coeficientes en la ecuación balanceada, 2:1:2. Los cambios son negativos en el caso de los reactivos porque se consumen durante la reacción, y positivos para los productos porque se forman durante la reacción. Por último, las cantidades de la tercera fila de la tabla (cantidades finales) dependen de las cantidades iniciales y de sus cambios, y se obtienen sumando los números correspondientes a la cantidad inicial y el cambio en cada columna. No queda nada de reactivo limitante (H₂) al término de la reacción. Lo único que queda es 2 mol O₂ y 10 mol H₂O.

EJERCICIO TIPO 3.18

El proceso comercial más importante para convertir N₂ del aire en compuestos nitrogenados se basa en la reacción de N₂ y H₂ para formar amoniaco (NH₃):



¿Cuántos moles de NH₃ se pueden formar a partir de 3.0 mol de N₂ y 6.0 mol de H₂?

Solución

Análisis: Nos piden calcular el número de moles de producto, NH_3 , dadas las cantidades de cada reactivo, N_2 y H_2 , con que se cuenta para una reacción.

Estrategia: Nos piden la cantidad de producto formado en una reacción, dadas las cantidades de dos reactivos, así que se trata de un problema de reactivo limitante. Si suponemos que un reactivo se consume por completo, podremos calcular la cantidad del segundo reactivo que se requiere en la reacción. Si comparamos la cantidad calculada con la cantidad disponible, podremos determinar cuál reactivo es el limitante. Luego procederemos con el cálculo empleando la cantidad del reactivo limitante.

Resolución: El número de moles de H_2 requeridos para que se consuma totalmente 3.0 mol de N_2 es

Dado que sólo contamos con 6.0 mol de H_2 , nos quedaremos sin H_2 antes de que desaparezca todo el N_2 , así que H_2 es el reactivo limitante. Usamos la cantidad del reactivo limitante, H_2 , para calcular la cantidad de NH_3 producida:

Comentario: La tabla siguiente resume el ejemplo:

$$\text{Moles de H}_2 = (3.0 \text{ mol N}_2) \left(\frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol N}_2} \right) = 9.0 \text{ mol H}_2$$

$$\text{Moles de NH}_3 = (6.0 \text{ mol H}_2) \left(\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \right) = 4.0 \text{ mol NH}_3$$

$\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{NH}_3(g)$			
Cantidades iniciales:	3.0 mol	6.0 mol	0 mol
Cambio (reacción):	-2.0 mol	-6.0 mol	+4.0 mol
Cantidades finales:	1.0 mol	0 mol	4.0 mol

Cabe señalar que no sólo podemos calcular el número de moles de NH_3 formados, sino también el número de moles de cada uno de los reactivos que sobran después de la reacción. Vemos también que, si bien al principio de la reacción hay más moles de H_2 presentes, este gas es el reactivo limitante porque su coeficiente en la ecuación balanceada es mayor.

Comprobación: La tabla sinóptica muestra que la proporción molar de reactivos consumidos y producto formado coincide con los coeficientes de la ecuación balanceada, 1:3:2. También, al ser H_2 el reactivo limitante, se consume totalmente en la reacción, quedando 0 mol al final. Puesto que 2.0 mol de H_2 tiene dos cifras significativas, nuestra respuesta tiene dos cifras significativas.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Considere la reacción $2\text{Al}(s) + 3\text{Cl}_2(g) \longrightarrow 2\text{AlCl}_3(s)$. Se permite que reaccione una mezcla de 1.50 mol de Al y 3.00 mol de Cl_2 . (a) ¿Cuál es el reactivo limitante? (b) ¿Cuántos moles de AlCl_3 se forman? (c) ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan al término de la reacción?

Respuestas: (a) Al; (b) 1.5 mol; (c) 0.75 mol Cl_2

EJERCICIO TIPO 3.19

Considere la reacción siguiente:



Suponga que una disolución que contiene 3.50 g de Na_3PO_4 se mezcla con una disolución que contiene 6.40 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. ¿Cuántos gramos de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ podrán formarse?

Solución

Análisis: Nos dan una reacción química y las cantidades de dos reactivos [3.50 g de Na_3PO_4 y 6.40 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$]. Nos piden calcular el número de gramos de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ (uno de los productos).

Estrategia: Nos piden calcular la cantidad de producto dadas las cantidades de dos reactivos, así que se trata de un problema de reactivo limitante. Por tanto, primero deberemos identificar el reactivo limitante. Para hacerlo, es preciso calcular el número de moles de cada reactivo y comparar su proporción con la que requiere la ecuación balanceada. Luego usaremos la cantidad del reactivo limitante para calcular la masa de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ que se forma.

Resolución: A partir de la ecuación balanceada, tenemos las relaciones estequiométricas siguientes:

$$2 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4 \approx 3 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2 \approx 1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

Utilizando la masa molar de cada sustancia, podemos calcular el número de moles de cada reactivo:

$$\text{Moles de Na}_3\text{PO}_4 = (3.50 \text{ g Na}_3\text{PO}_4) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{164 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} \right) = 0.0213 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4$$

$$\text{Moles de Ba}(\text{NO}_3)_2 = (6.40 \text{ g Ba}(\text{NO}_3)_2) \left(\frac{1 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2}{261 \text{ g Ba}(\text{NO}_3)_2} \right) = 0.0245 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2$$

Estos cálculos muestran que el número de moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es un poco mayor que el de Na_3PO_4 . Sin embargo, los coeficientes de la ecuación balanceada indican que la reacción requiere 3 mol $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ por cada 2 mol Na_3PO_4 . [Es decir, se requieren 1.5 veces más moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ que de Na_3PO_4 .] Por tanto, no hay suficiente $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ para consumir totalmente el Na_3PO_4 . Esto implica que el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo limitante. Por tanto, usamos la cantidad de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ para calcular la cantidad de producto que se forma. Podríamos iniciar el cálculo con los gramos de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, pero podemos ahorrarnos un paso si partimos de los moles de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ que calculamos previamente en el ejercicio:

$$\text{Gramos de } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 = (0.0245 \text{ mol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{3 \text{ mol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2} \right) \left(\frac{602 \text{ g } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2} \right)$$

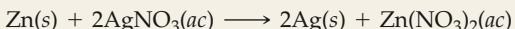
$$= 4.92 \text{ g } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

Comprobación: La magnitud de la respuesta parece razonable: partiendo de los números en los dos factores de la derecha, tenemos $600/3 = 200$; $200 \times 0.025 = 5$. Las unidades son correctas y el número de cifras significativas (3) corresponde a las que tiene la cantidad de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Comentario: También podemos usar la cantidad del reactivo limitante, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, para determinar la cantidad de NaNO_3 que se forma (4.16 g) y la cantidad de Na_3PO_4 consumida (2.67 g). El número de gramos del reactivo en exceso, Na_3PO_4 , que quedan al término de la reacción es igual a la cantidad inicial menos la cantidad consumida en la reacción, $3.50 \text{ g} - 2.67 \text{ g} = 0.82 \text{ g}$.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Una tira de zinc metálico que pesa 2.00 g se coloca en una disolución acuosa que contiene 2.50 g de nitrato de plata, lo que causa la siguiente reacción:



- (a) ¿Cuál reactivo es limitante? (b) ¿Cuántos gramos de Ag se forman? (c) ¿Cuántos gramos de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ se forman? (d) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedarán al término de la reacción?

Respuestas: (a) AgNO_3 ; (b) 1.59 g; (c) 1.39 g; (d) 1.52 g Zn

Rendimientos teóricos

La cantidad de producto que, según los cálculos, se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante se llama **rendimiento teórico**. La cantidad de producto que realmente se obtiene en una reacción se denomina *rendimiento real*. El rendimiento real casi siempre es menor (y nunca puede ser mayor) que el rendimiento teórico. Esta diferencia tiene muy diversas causas. Por ejemplo, es posible que una parte de los reactivos no reaccione, o que reaccione de una forma diferente de la deseada (reacciones secundarias). Además, no siempre es posible recuperar todo el producto de reacción de la mezcla de reacción. El **porcentaje de rendimiento** de una reacción relaciona el rendimiento real con el teórico (calculado):

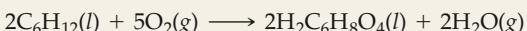
$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% \quad [3.13]$$

En el experimento descrito en el EJERCICIO TIPO 3.19, por ejemplo, calculamos que se deberían formar 4.92 g de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ cuando se mezclan 3.50 g de Na_3PO_4 con 6.40 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Éste es el rendimiento teórico de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ en la reacción. Si resultara que el rendimiento real es de 4.70 g, el porcentaje de rendimiento sería

$$\frac{4.70 \text{ g}}{4.92 \text{ g}} \times 100\% = 95.5\%$$

EJERCICIO TIPO 3.20

El ácido adípico, $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4$, es un material empleado en la producción de nylon; se fabrica comercialmente por una reacción controlada entre ciclohexano (C_6H_{12}) y O_2 :



(a) Suponga que efectúa esta reacción partiendo de 25.0 g de ciclohexano, y que éste es el reactivo limitante. Calcule el rendimiento teórico de ácido adípico.

(b) Si obtiene 33.5 g de ácido adípico en la reacción, calcule el porcentaje de rendimiento de ácido adípico.

Solución

Análisis: Nos dan una ecuación química y la cantidad de uno de los reactivos (25.0 g de C₆H₁₂). Nos piden primero calcular el rendimiento teórico de un producto (H₂C₆H₈O₄) y luego calcular su porcentaje de rendimiento si sólo se obtiene realmente 33.5 g de la sustancia.

Estrategia: (a) El rendimiento teórico es la cantidad calculada de ácido adípico que se forma en la reacción. Realizaremos las siguientes conversiones: g C₆H₁₂ → mol C₆H₁₂ → mol H₂C₆H₈O₄. (b) Una vez que hayamos calculado el rendimiento teórico, usaremos la ecuación 3.13 para calcular el porcentaje de rendimiento.

Resolución:

$$(a) \text{Gramos de H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4 = (25.0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}}{84.0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}} \right) \\ \times \left(\frac{2 \text{ mol H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4}{2 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}} \right) \left(\frac{146.0 \text{ g H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4} \right) \\ = 43.5 \text{ g H}_2\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4$$

$$(b) \left(\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \right) \times 100\% = \frac{33.5 \text{ g}}{43.5 \text{ g}} \times 100\% = 77.0\%$$

Comprobación: Nuestra respuesta en (a) tiene magnitud, unidades y cifras significativas correctas. En (b), la respuesta es menor que el 100%, como debe ser.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Imagine que está buscando formas de mejorar el proceso mediante el cual una mena de hierro que contiene Fe₂O₃ se convierte en hierro. En sus pruebas, realiza la siguiente reacción a pequeña escala:



- (a) Si se parte de 150 g de Fe₂O₃ como reactivo limitante, ¿cuál será el rendimiento teórico de Fe?
 (b) Si el rendimiento real de Fe en la prueba fue de 87.9 g, calcule el porcentaje de rendimiento.

Respuestas: (a) 105 g de Fe; (b) 83.7%

Resumen y términos clave

Introducción y Sección 3.1 El estudio de las relaciones cuantitativas entre las fórmulas químicas y las ecuaciones químicas se denomina **estequiometría**. Uno de los conceptos importantes de la estequiometría es la **ley de conservación de la masa**, que dice que la masa total de los productos de una reacción química es igual a la masa total de los reactivos. Los mismos números de átomos de cada tipo están presentes antes y después de una reacción química. Una **ecuación química** balanceada indica números iguales de átomos de cada elemento en los dos miembros de la ecuación. Las ecuaciones se balancean anteponiendo coeficientes a las fórmulas químicas de los **reactivos** y de los **productos** de una reacción, *no* cambiando los subíndices de las fórmulas químicas.

Sección 3.2 Entre los tipos de reacciones que vimos en este capítulo están (1) las **reacciones de combinación**, en las que dos reactivos se combinan para formar un producto; (2) las **reacciones de descomposición**, en las que un solo reactivo forma dos o más productos; y (3) las **reacciones de combustión** en oxígeno, en las que un hidrocarburo reacciona con O₂ para formar CO₂ y H₂O.

Sección 3.3 Se puede obtener abundante información cuantitativa de las fórmulas y ecuaciones químicas empleando pe-

sos atómicos. El **peso fórmula** de un compuesto es igual a la suma de los pesos atómicos de los átomos incluidos en su fórmula. Si la fórmula es molecular, el peso fórmula también se denomina **peso molecular**. Los pesos atómicos y formulares pueden servir para determinar la composición elemental de un compuesto.

Sección 3.4 Un **mol** de cualquier sustancia es el **número de Avogadro** (6.02×10^{23}) de unidades formulares de esa sustancia. La masa de un mol de átomos, moléculas o iones es el peso fórmula de ese material expresado en gramos (la **masa molar**). Por ejemplo, la masa de una molécula de H₂O es de 18 una; por tanto, la masa molar del H₂O es de 18 g/mol.

Sección 3.5 Podemos determinar la fórmula empírica de cualquier sustancia a partir de su composición porcentual calculando el número relativo de moles de cada átomo en 100 g de la sustancia. Si la sustancia es de naturaleza molecular, podemos determinar su fórmula molecular a partir de la fórmula empírica si conocemos el peso molecular.

Secciones 3.6 y 3.7 El concepto de mol puede servir para calcular las cantidades relativas de reactivos y productos que intervienen en las reacciones químicas. Los coeficientes de

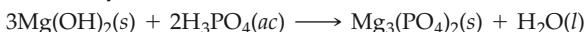
una ecuación balanceada dan los números relativos de moles de reactivos y productos. Así, para calcular el número de gramos de un producto a partir del número de gramos de un reactivo, primero se convierten gramos de reactivo a moles de reactivo. Luego se usan los coeficientes de la ecuación balanceada para convertir el número de moles de reactivo a número de moles de producto. Por último, se convierten los moles de producto a gramos de producto.

Ejercicios

Balanceo de ecuaciones químicas

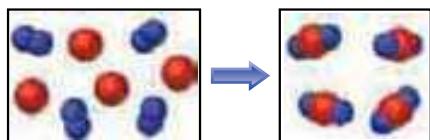
3.1 (a) ¿Qué principio o ley científica se aplica en el proceso de balancear ecuaciones químicas? (b) Al balancear ecuaciones, ¿por qué no deben modificarse los subíndices de las fórmulas químicas? (c) ¿Qué símbolos se emplean para representar gases, líquidos, sólidos y soluciones acuosas en las ecuaciones químicas?

3.2 (a) ¿Qué diferencia hay entre añadir un subíndice 2 al final de la fórmula de CO para dar CO_2 y anteponer un coeficiente a la fórmula para dar 2CO ? (b) La ecuación química siguiente, tal como está escrita, ¿es congruente con la ley de conservación de la masa?



¿Por qué sí o por qué no?

3.3 Los diagramas que siguen ilustran la reacción entre el reactivo A (esferas azules) y el reactivo B (esferas rojas):



Con base en este diagrama, ¿cuál ecuación es la que mejor describe la reacción?

- (a) $\text{A}_2 + \text{B} \longrightarrow \text{A}_2\text{B}$ (b) $\text{A}_2 + 4\text{B} \longrightarrow 2\text{AB}_2$
 (c) $2\text{A} + \text{B}_4 \longrightarrow 2\text{AB}_2$ (d) $\text{A} + \text{B}_2 \longrightarrow \text{AB}_2$

3.4 En las condiciones experimentales apropiadas, H_2 y CO reaccionan para formar CH_3OH . El dibujo representa una muestra de H_2 . Haga un dibujo correspondiente del CO necesario para reaccionar totalmente con el H_2 . ¿Cómo determinó el número de moléculas de CO que debían aparecer en su dibujo?



3.5 Balancee las ecuaciones siguientes:

- (a) $\text{SO}_2(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{SO}_3(g)$
 (b) $\text{P}_2\text{O}_5(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(ac)$

Patrones de reactividad química

3.9 (a) Cuando el elemento metálico sodio se combina con el elemento no metálico bromo, $\text{Br}_2(l)$, ¿cómo podemos determinar la fórmula química del producto? ¿Cómo sabemos si el producto es sólido, líquido o gaseoso a la

Un **reactivo limitante** se consume totalmente en una reacción; una vez que se agota, la reacción se detiene, y esto limita las cantidades de los productos formados. El **rendimiento teórico** de una reacción es la cantidad de producto que según los cálculos se formará cuando reaccione todo el reactivo limitante. El rendimiento real de una reacción siempre es menor que el teórico. El **porcentaje de rendimiento** compara los rendimientos real y teórico.

- (c) $\text{CH}_4(g) + \text{Cl}_2(g) \longrightarrow \text{CCl}_4(l) + \text{HCl}(g)$
 (d) $\text{Al}_4\text{C}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{CH}_4(g)$
 (e) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 (f) $\text{Fe}(\text{OH})_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 (g) $\text{Mg}_3\text{N}_2(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow \text{MgSO}_4(ac) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(ac)$

3.6 Balancee las ecuaciones siguientes:

- (a) $\text{Li}(s) + \text{N}_2(g) \longrightarrow \text{Li}_3\text{N}(s)$
 (b) $\text{TiCl}_4(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{TiO}_2(s) + \text{HCl}(ac)$
 (c) $\text{NH}_4\text{NO}_3(s) \longrightarrow \text{N}_2(g) + \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 (d) $\text{Ca}_3\text{P}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(ac) + \text{PH}_3(g)$
 (e) $\text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{HClO}_4(ac) \longrightarrow \text{Al}(\text{ClO}_4)_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 (f) $\text{AgNO}_3(ac) + \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4(s) + \text{NaNO}_3(ac)$
 (g) $\text{N}_2\text{H}_4(g) + \text{N}_2\text{O}_4(g) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(g) + \text{N}_2(g)$

3.7 Escriba ecuaciones químicas balanceadas que correspondan a cada una de las descripciones siguientes: (a) El carburo de calcio sólido, CaC_2 , reacciona con agua para formar una disolución acuosa de hidróxido de calcio y acetileno gaseoso, C_2H_2 . (b) Cuando se calienta clorato de potasio sólido, se descompone para formar cloruro de potasio sólido y oxígeno gaseoso. (c) El zinc metálico sólido reacciona con ácido sulfúrico para formar hidrógeno gaseoso y una disolución acuosa de sulfato de zinc. (d) Si se agrega tricloruro de fósforo líquido a agua, reacciona para formar ácido fosforoso acuoso, $\text{H}_3\text{PO}_3(ac)$ y ácido clorhídrico acuoso. (e) Cuando se hace pasar sulfuro de hidrógeno gaseoso sobre hidróxido de hierro(III) sólido caliente, la reacción resultante produce sulfuro de hierro(III) sólido y agua gaseosa.

3.8 Convierta estas descripciones en ecuaciones balanceadas:

- (a) Cuando trióxido de azufre gaseoso reacciona con agua, se forma una disolución de ácido sulfúrico. (b) Sulfuro de boro, $\text{B}_2\text{S}_3(s)$, reacciona violentamente con agua para formar ácido bórico disuelto, H_3BO_3 , y sulfuro de hidrógeno gaseoso. (c) La fosfina, $\text{PH}_3(g)$, se quema en oxígeno gaseoso para formar agua gaseosa y decaóxido de tetrafósforo sólido. (d) Si se calienta nitrato de mercurio(II) sólido, se descompone para formar óxido de mercurio(II) sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y oxígeno. (e) El cobre metálico reacciona con una disolución concentrada caliente de ácido sulfúrico para formar sulfato de cobre(II) acuoso, dióxido de azufre gaseoso y agua.

temperatura ambiente? Escriba la ecuación química balanceada para la reacción. (b) Cuando un hidrocarburo arde en aire, ¿qué reactivo además del hidrocarburo interviene en la reacción? ¿Qué productos se forman? Escriba una ecuación química balanceada para la combustión de benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(l)$, en aire.

3.10 (a) Determine la fórmula química del producto que se forma cuando el elemento metálico calcio se combina con el elemento no metálico oxígeno, O₂. Escriba la ecuación química balanceada para la reacción. (b) ¿Qué productos se forman cuando un compuesto que contiene C, H y O se quema totalmente en aire? Escriba una ecuación química balanceada para la combustión de la acetona, C₃H₆O(l), en aire.

3.11 Escriba una ecuación química balanceada para la reacción que tiene lugar cuando (a) Mg(s) reacciona con Cl₂(g); (b) hidróxido de níquel(II) se descompone para dar óxido de níquel(II) y agua al calentarse; (c) el hidrocarburo estireno, C₈H₈(l) arde en aire; (d) el aditivo para gasolina MTBE (metil terbutil éter), C₅H₁₂O(l), se quema en aire.

3.12 Escriba una ecuación química balanceada para la reacción que tiene lugar cuando (a) aluminio metálico sufre una reacción de combinación con Br₂(l); (b) carbonato de

estroncio se descompone para dar óxido de estroncio y dióxido de carbono al calentarse; (c) heptano, C₇H₁₆(l), arde en aire; (d) dimetil éter, CH₃OCH₃(g), se quema en aire.

3.13 Balancee las ecuaciones siguientes e indique si son reacciones de combinación, descomposición o combustión:

- (a) Al(s) + Cl₂(g) → AlCl₃(s)
- (b) C₂H₄(g) + O₂(g) → CO₂(g) + H₂O(g)
- (c) Li(s) + N₂(g) → Li₃N(s)
- (d) PbCO₃(s) → PbO(s) + CO₂(g)
- (e) C₇H₈O₂(l) + O₂(g) → CO₂(g) + H₂O(g)

3.14 Balancee las ecuaciones siguientes e indique si son reacciones de combinación, descomposición o combustión:

- (a) C₃H₆(g) + O₂(g) → CO₂(g) + H₂O(g)
- (b) NH₄NO₃(s) → N₂O(g) + H₂O(g)
- (c) C₅H₆O(l) + O₂(g) → CO₂(g) + H₂O(g)
- (d) N₂(g) + H₂(g) → NH₃(g)
- (e) K₂O(s) + H₂O(l) → KOH(ac)

Pesos formulares

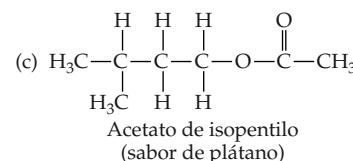
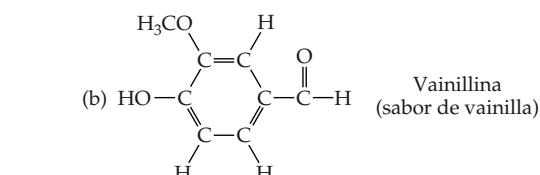
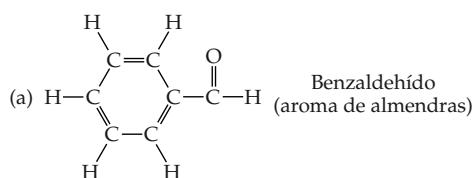
3.15 Determine los pesos formulares de cada uno de los compuestos siguientes: (a) H₂S; (b) NiCO₃; (c) Mg(C₂H₃O₂)₂; (d) (NH₄)SO₄; (e) fosfato de potasio; (f) óxido de hierro(II); (g) pentasulfuro de difósforo.

3.16 Determine el peso formular de cada uno de los compuestos siguientes: (a) óxido nitroso, N₂O, conocido como gas de la risa y empleado como anestésico en odontología; (b) ácido benzoico, HC₇H₅O₂, una sustancia empleada como conservador en alimentos; (c) Mg(OH)₂, el ingrediente activo de la leche de magnesia; (d) urea, (NH₂)₂CO, un compuesto empleado como fertilizante nitrogenado; (e) acetato de isopentilo, CH₃CO₂C₅H₁₁, que produce el olor a plátano.

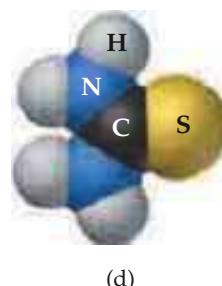
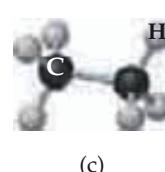
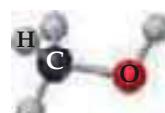
3.17 Calcule el porcentaje en masa de oxígeno en cada uno de los compuestos siguientes: (a) SO₂; (b) sulfato de sodio; (c) C₂H₅COOH; (d) Al(NO₃)₃; (e) Nitrito de amonio.

3.18 Calcule el porcentaje en masa del elemento indicado en los compuestos siguientes: (a) carbono en acetileno, C₂H₂, un gas empleado en soldadura; (b) hidrógeno en sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄, sustancia empleada como fertilizante nitrogenado; (c) oxígeno en ácido ascórbico, HC₆H₇O₆, también llamado vitamina C; (d) platino en PtCl₂(NH₃)₂, un agente quimioterapéutico llamado cisplatino; (e) carbono en la hormona sexual femenina estradiol, C₁₈H₂₄O₂; (f) carbono en capsicina, C₁₈H₂₇NO₃, el compuesto que hace que piquen los chiles.

3.19 Con base en las fórmulas estructurales siguientes, calcule el porcentaje de carbono presente en cada compuesto:



3.20 Calcule el porcentaje en masa de carbono en cada uno de los compuestos representados por los siguientes modelos:



El mol

- 3.21** (a) ¿Qué es el número de Avogadro y qué relación tiene con el mol? (b) ¿Qué relación hay entre el peso formular de una sustancia y su masa molar?
- 3.22** (a) ¿Qué masa tiene, en gramos, un mol de ^{12}C ? (b) ¿Cuántos átomos de carbono hay en un mol de ^{12}C ?
- 3.23** Sin efectuar cálculos detallados (pero usando la tabla periódica para obtener pesos atómicos), ordene las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos: 0.5 mol de H_2O ; 23 g de Na; 6.0×10^{23} moléculas de N_2 .
- 3.24** Sin efectuar cálculos detallados (pero usando la tabla periódica para obtener pesos atómicos), ordene las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos: 3.0×10^{23} moléculas de H_2O_2 ; 2.0 mol de CH_4 ; 32 g de O_2 .
- 3.25** ¿Qué masa tiene, en kilogramos, un número de Avogadro de balas para lanzamiento olímpico si cada una tiene una masa de 16 lb? Compárela con la masa de la Tierra, 5.98×10^{24} kg.
- 3.26** Si el número de Avogadro de monedas de centavo de dólar se divide equitativamente entre los 250 millones de habitantes de Estados Unidos, ¿cuántos dólares recibirá cada uno? Compare esa cifra con la deuda nacional de Estados Unidos, que era de \$5.5 billones de dólares cuando se escribió este texto.

3.27 Calcule las cantidades siguientes:

- (a) masa, en gramos, de 1.73 mol de CaH_2
 (b) moles de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ en 3.25 g de esta sustancia
 (c) número de moléculas en 0.245 mol de CH_3OH
 (d) número de átomos de H en 0.585 mol de C_4H_{10}

3.28 Calcule las cantidades siguientes:

- (a) masa, en gramos, de 2.50×10^{-2} mol de MgCl_2
 (b) moles de NH_4Cl en 76.5 g de esta sustancia
 (c) número de moléculas en 0.0772 mol de HCHO_2
 (d) número de iones NO_3^- en 4.88×10^{-3} mol de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

- 3.29** (a) ¿Qué masa tiene, en gramos, 2.50×10^{-3} mol de sulfato de aluminio?
 (b) ¿Cuántos moles de iones cloruro hay en 0.0750 g de cloruro de aluminio?
 (c) ¿Qué masa tienen, en gramos, 7.70×10^{20} moléculas de cafeína, $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$?
 (d) ¿Qué masa molar tiene el colesterol si 0.00105 mol pesa 0.406 g?

3.30 (a) ¿Qué masa tiene, en gramos, 0.0714 mol de fosfato de hierro(III)?

- (b) ¿Cuántos moles de iones amonio hay en 4.97 g de carbonato de amonio?
 (c) ¿Qué masa tienen, en gramos, 6.52×10^{21} moléculas de aspirina, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$?
 (d) ¿Qué masa molar tiene el diazepam (Valium®) si 0.05570 mol pesa 15.86 g?

3.31 La fórmula molecular de la alicina, el compuesto que produce el olor característico del ajo, es $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2$. (a) ¿Qué masa molar tiene la alicina? (b) ¿Cuántos moles de alicina están presentes en 5.00 mg de esta sustancia? (c) ¿Cuántas moléculas de alicina hay en 5.00 mg de esta sustancia? (d) ¿Cuántos átomos de S están presentes en 5.00 mg de alicina?

3.32 El aspartamo, un edulcorante artificial comercializado como NutraSweet®, tiene una fórmula molecular de $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$. (a) Calcule la masa molar del aspartamo. (b) ¿Cuántos moles de aspartamo hay en 1.00 mg de aspartamo? (c) ¿Cuántas moléculas de aspartamo hay en 1.00 mg de aspartamo? (d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 1.00 mg de aspartamo?

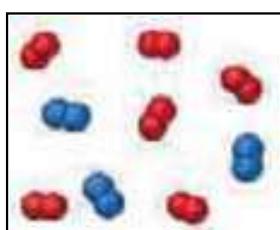
3.33 Una muestra de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, contiene 5.77×10^{20} átomos de carbono. (a) ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene? (b) ¿Cuántas moléculas de glucosa contiene? (c) ¿Cuántos moles de glucosa contiene? (d) Calcule la masa de la muestra en gramos.

3.34 Una muestra de la hormona sexual masculina testosterona, $\text{C}_{19}\text{H}_{28}\text{O}_2$, contiene 3.08×10^{21} átomos de hidrógeno. (a) ¿Cuántos átomos de carbono contiene? (b) ¿Cuántas moléculas de testosterona contiene? (c) ¿Cuántos moles de testosterona contiene? (d) Calcule la masa de la muestra en gramos.

3.35 El nivel permisible de concentración de cloruro de vinilo, $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$, en la atmósfera de una planta química es de 2.0×10^{-6} g/L. ¿Cuántos moles de cloruro de vinilo por litro representa esta concentración? ¿Y cuántas moléculas por litro?

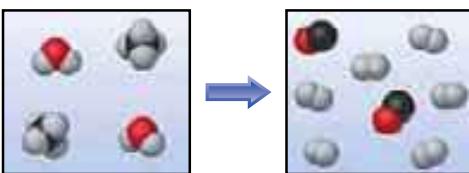
3.36 Se requiere un mínimo de 25 μg de tetrahidrocannabinol (THC), el ingrediente activo de la marihuana, para producir intoxicación. La fórmula molecular de THC es $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$. ¿Cuántos moles de THC representan esos 25 μg ? ¿Cuántas moléculas?

3.38 (a) El diagrama siguiente representa el conjunto de moléculas de CO_2 y H_2O que se formaron al quemarse totalmente un hidrocarburo. ¿Qué fórmula empírica tenía el hidrocarburo? (b) ¿Podría dibujar un diagrama que represente las moléculas de oxígeno y las de hidrocarburo que se quemaron? ¿Por qué sí o por qué no?



- 3.39** Escriba la fórmula empírica de cada uno de los compuestos siguientes, dado que una muestra contiene **(a)** 0.0130 mol de C, 0.0390 mol de H y 0.0065 mol de O; **(b)** 11.66 g de hierro y 5.01 g de oxígeno; **(c)** 40.0% de C, 6.7% de H y 53.3% de O en masa.
- 3.40** Determine la fórmula empírica de cada uno de los compuestos siguientes, dado que una muestra contiene **(a)** 0.104 mol de K, 0.052 mol de C y 0.156 mol de O; **(b)** 5.28 g de Sn y 3.37 g de F; **(c)** 87.5% en masa de N y 12.5% en masa de H.
- 3.41** Determine las fórmulas empíricas de los compuestos con las composiciones de masa siguientes:
(a) 10.4% de C, 27.8% de S y 61.7% de Cl
(b) 21.7% de C, 9.6% de O y 68.7% de F.
(c) 32.79% de Na, 13.02% de Al y 54.19% de F
- 3.42** Determine las fórmulas empíricas de los compuestos con las composiciones de masa siguientes:
(a) 55.3% de K, 14.6% de P y 30.1% de O
(b) 24.5% de Na, 14.9% de Si y 60.6% de F
(c) 62.1% de C, 5.21% de H, 12.1% de N y 20.7% de O.
- 3.43** Escriba la fórmula molecular de cada uno de los siguientes compuestos:
(a) fórmula empírica CH_2 , masa molar = 84 g/mol
(b) fórmula empírica NH_2Cl , masa molar = 51.5 g/mol
- 3.44** Escriba la fórmula molecular de cada uno de los siguientes compuestos:
(a) fórmula empírica HCO_2 , masa molar = 90.0 g/mol
(b) fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, masa molar = 88 g/mol
- 3.45** Determine las fórmulas empírica y molecular de cada una de las sustancias siguientes:
(a) cafeína, un estimulante presente en el café que contiene 49.5% en masa de C, 5.15% de H, 28.9% de N y 16.5% de O; masa molar de alrededor de 195 g/mol.
(b) glutamato monosódico (MSG), un intensificador del sabor añadido a algunos alimentos y que contiene 35.51% en masa de C, 4.77% de H, 37.85% de O, 8.29% de N y 13.60% de Na; masa molar de 169 g/mol.
- 3.46** Determine las fórmulas empírica y molecular de cada una de las sustancias siguientes:
(a) ibuprofeno, un analgésico que contiene 75.69% en masa de C, 8.80% de H y 15.51% de O; masa molar aproximada de 206 g/mol.
- (b)** epinefrina (adrenalina) una hormona secretada hacia el torrente sanguíneo en momentos de peligro o tensión: 59.0% en masa de C, 7.1% de H, 26.2% de O y 7.7% de N; PM de cerca de 180 u.
- 3.47** **(a)** Un análisis por combustión del tolueno, un disolvente orgánico común, da 5.86 mg de CO_2 y 1.37 mg de H_2O . Si el compuesto únicamente contiene carbono e hidrógeno, ¿qué fórmula empírica tiene? **(b)** El mentol, la sustancia que podemos oler en las pastillas mentoladas para la tos, se compone de C, H y O. Se quemó una muestra de 0.1005 g de mentol, y produjo 0.2829 g de CO_2 y 0.1159 g de H_2O . Determine la fórmula empírica del mentol. Si el compuesto tiene una masa molar de 156 g/mol, ¿qué fórmula molecular tiene?
- 3.48** **(a)** El olor característico de la piña se debe al butirato de etilo, un compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de 2.78 mg de butirato de etilo produce 6.32 mg de CO_2 y 2.58 mg de H_2O . Determine la fórmula empírica del compuesto. **(b)** La nicotina, un componente del tabaco, se compone de C, H y N. Se quemó una muestra de 5.250 mg de nicotina, y produjo 14.242 mg de CO_2 y 4.083 mg de H_2O . ¿Qué fórmula empírica tiene la nicotina? Si la sustancia tiene una masa molar de 160 ± 5 g/mol, ¿qué fórmula molecular tendrá?
- 3.49** La sosa para lavar, un compuesto que se emplea para acondicionar aguas duras para el lavado de ropa, es un hidrato, lo que significa que su estructura sólida incluye cierto número de moléculas de agua. Su fórmula puede escribirse como $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, donde x es el número de moles de H_2O por cada mol de Na_2CO_3 . Cuando una muestra de 2.558 g de sosa para lavar se calienta a 125°C, se pierde toda el agua de hidratación, dejando 0.948 g de Na_2CO_3 . ¿Cuánto vale x ?
- 3.50** Las sales de Epsom, un fuerte laxante empleado en medicina veterinaria, es un hidrato, lo que implica que su estructura sólida incluye cierto número de moléculas de agua. La fórmula de las sales de Epsom puede escribirse como $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, donde x indica el número de moles de H_2O por cada mol de MgSO_4 . Cuando una muestra de 5.061 g de este hidrato se calienta a 250°C, se pierde toda el agua de hidratación, dejando 2.472 g de MgSO_4 . ¿Cuánto vale x ?

Cálculos basados en ecuaciones químicas

- 3.51** ¿Por qué es indispensable usar ecuaciones químicas balanceadas al determinar la cantidad de un producto que se forma a partir de cierta cantidad de un reactivo?
- 3.52** ¿Qué partes de las ecuaciones químicas balanceadas dan información acerca de los números relativos de moles de reactivos y productos que intervienen en una reacción?
- 3.53** El diagrama que sigue representa una reacción a alta temperatura entre CH_4 y H_2O . Con base en esta reacción, ¿cuántos moles de cada producto pueden obtenerse a partir de 4.0 mol CH_4 ?
- 
- 3.54** Si se quema totalmente en oxígeno 1.5 mol de cada uno de los compuestos siguientes, ¿cuál producirá el mayor número de moles de H_2O ? ¿Cuál producirá menos? Explique. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, C_3H_8 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_3$.
- 3.55** El ácido fluorídrico, $\text{HF}(ac)$, no se puede guardar en frascos de vidrio porque ciertos compuestos del vidrio llamados silicatos son atacados por él. Por ejemplo, el silicato de sodio (Na_2SiO_3), por ejemplo, reacciona así:
- $$\text{Na}_2\text{SiO}_3(s) + 8\text{HF}(ac) \longrightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6(ac) + 2\text{NaF}(ac) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$$
- (a)** ¿Cuántos moles de HF se requieren para reaccionar con 0.300 mol de Na_2SiO_3 ?
(b) ¿Cuántos gramos de NaF se forman cuando 0.500 mol de HF reacciona con Na_2SiO_3 en exceso?
(c) ¿Cuántos gramos de Na_2SiO_3 pueden reaccionar con 0.800 g de HF?

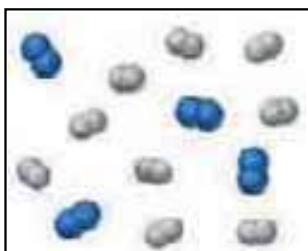
- 3.56** La fermentación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) produce alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y CO_2 :
- $$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(ac) \longrightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(ac) + 2\text{CO}_2(g)$$

- (a) ¿Cuántos moles de CO_2 se producen cuando 0.400 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ reaccionan de esta manera?
 (b) ¿Cuántos gramos de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se requieren para formar 7.50 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?
 (c) ¿Cuántos gramos de CO_2 se forman cuando se producen 7.50 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?
- 3.57** El sulfuro de aluminio reacciona con agua para formar hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno. (a) Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción. (b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio se obtienen de 10.5 g de sulfuro de aluminio?
- 3.58** El hidruro de calcio reacciona con agua para formar hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso. (a) Escriba una ecuación química balanceada para la reacción. (b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio se requieren para formar 5.0 g de hidrógeno?
- 3.59** Las bolsas de aire de los automóviles se inflan cuando azida de sodio, NaN_3 , se descompone rápidamente en sus elementos componentes.
- $$2\text{NaN}_3(s) \longrightarrow 2\text{Na}(s) + 3\text{N}_2(g)$$
- (a) ¿Cuántos moles de N_2 se producen al descomponerse 2.50 mol de NaN_3 ?
 (b) ¿Cuántos gramos de NaN_3 se requieren para formar 6.00 g de nitrógeno gaseoso?
 (c) ¿Cuántos gramos de NaN_3 se necesitan para producir 10.0 ft³ de nitrógeno gaseoso si la densidad de este gas es de 1.25 g/L?
- 3.60** La combustión completa del octano, C_8H_{18} , un componente de la gasolina, procede así:
- $$2\text{C}_8\text{H}_{18}(l) + 25\text{O}_2(g) \longrightarrow 16\text{CO}_2(g) + 18\text{H}_2\text{O}(g)$$



Reactivos limitantes; rendimientos teóricos

- 3.63** (a) Defina los términos *reactivo limitante* y *reactivo en exceso*. (b) ¿Por qué las cantidades de productos formados en una reacción están determinadas sólo por la cantidad del reactivo limitante?
- 3.64** (a) Defina los términos *rendimiento teórico*, *rendimiento real* y *porcentaje de rendimiento*. (b) ¿Por qué el rendimiento real de una reacción casi siempre es menor que el rendimiento teórico?
- 3.65** El nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2) reaccionan para formar amoníaco (NH_3). Considere la mezcla de H_2 y N_2 que se muestra en el diagrama. Las esferas azules representan N, y las blancas, H. Dibuje una representación del producto obtenido, suponiendo que la reacción es total. ¿Cómo decidió la forma de representarlo? ¿Cuál es el reactivo limitante en este caso?

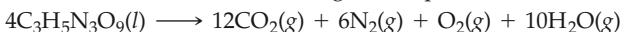


- (a) ¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para quemar 0.750 mol de C_8H_{18} ?
 (b) ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para quemar 5.00 g de C_8H_{18} ?
 (c) El octano tiene una densidad de 0.692 g/mL a 20°C. ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para quemar 1.00 gal de C_8H_{18} ?

- 3.61** Se permite que un trozo cuadrado de papel de aluminio de 1.00 cm por lado y 0.550 mm de espesor reaccione con bromo para formar bromuro de aluminio, como se muestra en la foto. (a) ¿Cuántos moles de aluminio se usaron? (La densidad del aluminio es de 2.699 g/cm³.) (b) ¿Cuántos gramos de bromuro de aluminio se forman, suponiendo que todo el aluminio reacciona?

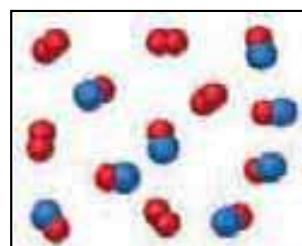


- 3.62** La detonación de la nitroglicerina procede así:



- (a) Si se detona una muestra que contiene 3.00 mL de nitroglicerina (densidad = 1.592 g/mL), ¿cuántos moles de gas se producen en total? (b) Si cada mol de gas ocupa 55 L en las condiciones de la explosión, ¿cuántos litros de gas se producen? (c) ¿Cuántos gramos de N_2 se producen en la detonación?

- 3.66** El monóxido de nitrógeno y el oxígeno reaccionan para formar dióxido de nitrógeno. Considere la mezcla de NO y O_2 que se muestra en el diagrama. Las esferas azules representan N, y las rojas, O. Dibuje una representación del producto obtenido, suponiendo que la reacción es total. ¿Cómo decidió la forma de representarlo? ¿Cuál es el reactivo limitante en este caso?



- 3.67** Un fabricante de bicicletas tiene 4250 ruedas, 2755 cuadros y 2255 manubrios. (a) ¿Cuántas bicicletas pueden fabricarse usando estos componentes? (b) ¿Cuántos componentes de cada tipo sobran? (c) ¿Cuál componente limita la producción de bicicletas?
- 3.68** Una planta embotelladora tiene 115,350 botellas con una capacidad de 355 mL, 122,500 tapas y 39,375 L de bebida. (a) ¿Cuántas botellas pueden llenarse y taparse? (b) ¿Cuánto de cada cosa queda? (c) ¿Qué componente limita la producción?

3.69 El hidróxido de sodio reacciona con dióxido de carbono así:



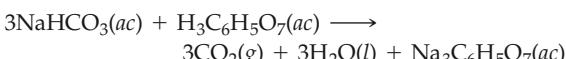
¿Cuál reactivo es el limitante cuando se permite que reaccionen 1.70 mol de NaOH y 1.00 mol de CO₂? ¿Cuántos moles de Na₂CO₃ pueden producirse? ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan al término de la reacción?

3.70 El hidróxido de aluminio reacciona con ácido sulfúrico así:



¿Cuál reactivo es el limitante cuando se permite que reaccionen 0.450 mol de Al(OH)₃ y 0.550 mol de H₂SO₄? ¿Cuántos moles de Al₂(SO₄)₃ pueden producirse en estas condiciones? ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan al término de la reacción?

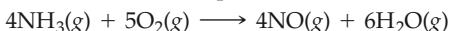
3.71 El burbujeo que produce una tableta de Alka-Seltzer® al disolverse en agua se debe a la reacción entre bicarbonato de sodio (NaHCO₃) y ácido cítrico (H₃C₆H₅O₇):



En cierto experimento, se permite que reaccionen 1.00 g de bicarbonato de sodio y 1.00 g de ácido cítrico. **(a)** ¿Cuál es el reactivo limitante? **(b)** ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen? **(c)** ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan después de consumirse totalmente el reactivo limitante?



3.72 Uno de los pasos del proceso comercial para convertir amoníaco en ácido nítrico implica la conversión de NH₃ en NO:



Ejercicios adicionales

3.79 Escriba la ecuación química balanceada para **(a)** la combustión total del ácido butírico, HC₄H₇O₂(l), un compuesto que se produce cuando la mantequilla se enrancia; **(b)** la descomposición de hidróxido de cobre(II) sólido para producir óxido de cobre (II) sólido y vapor de agua; **(c)** la reacción de combinación entre zinc metálico y cloro gaseoso.

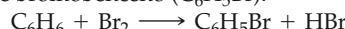
3.80 La eficacia de los fertilizantes nitrogenados depende tanto de su capacidad para suministrar nitrógeno a las plantas como de la cantidad de nitrógeno que pueden suministrar. Cuatro fertilizantes nitrogenados comunes son amoniaco, nitrato de amonio, sulfato de amonio y urea [(NH₂)₂CO]. Ordene estos fertilizantes en términos del porcentaje de nitrógeno en masa que contienen.

En cierto experimento, 2.25 g de NH₃ reacciona con 3.75 g de O₂. **(a)** ¿Cuál reactivo es el limitante? **(b)** ¿Cuántos gramos de NO se forman? **(c)** ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan una vez que se ha consumido totalmente el reactivo limitante?

3.73 Las soluciones de carbonato de sodio y nitrato de plata reaccionan para formar carbonato de plata sólido y una disolución de nitrato de sodio. Una disolución que contiene 6.50 g de carbonato de sodio se mezcla con otra que contiene 7.00 g de nitrato de plata. ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio, nitrato de plata, carbonato de plata y nitrato de sodio están presentes al término de la reacción?

3.74 Soluciones de ácido sulfúrico y acetato de plomo(II) reaccionan para formar sulfato de plomo(II) sólido y una disolución de ácido acético. Se mezclan 7.50 g de ácido sulfúrico y 7.50 g de acetato de plomo(II). Calcule el número de gramos de ácido sulfúrico, acetato de plomo(II), sulfato de plomo(II) y ácido acético que están presentes en la mezcla al término de la reacción.

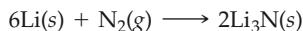
3.75 Cuando el benceno (C₆H₆) reacciona con bromo (Br₂), se obtiene bromobenceno (C₆H₅Br):



(a) Calcule el rendimiento teórico del bromobenceno en esta reacción si 30.0 g de benceno reacciona con 65.0 g de bromo. **(b)** Si el rendimiento real de bromobenceno fue de 56.7 g, calcule el porcentaje de rendimiento.

3.76 Cuando el etano (C₂H₆) reacciona con cloro (Cl₂), el producto principal es C₂H₅Cl, pero también se obtienen pequeñas cantidades de otros productos clorados, como C₂H₄Cl₂. La formación de esos otros productos reduce el rendimiento de C₂H₅Cl. **(a)** Suponiendo que C₂H₆ y Cl₂ reaccionan para formar únicamente C₂H₅Cl y HCl, calcule el rendimiento teórico de C₂H₅Cl. **(b)** Calcule el porcentaje de rendimiento de C₂H₅Cl si la reacción de 125 g de C₂H₆ con 255 g de Cl₂ produce 206 g de C₂H₅Cl.

3.77 El litio y el nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio:



Si se hacen reaccionar 5.00 g de cada reactivo y el rendimiento es del 80.5%, ¿cuántos gramos de Li₃N se obtienen en la reacción?

3.78 Cuando se burbujea sulfuro de hidrógeno gaseoso en una disolución de hidróxido de sodio, la reacción forma sulfuro de sodio y agua. ¿Cuántos gramos de sulfuro de sodio se forman si 2.00 g de sulfuro de hidrógeno se burbujea en una disolución que contiene 2.00 g de hidróxido de sodio, suponiendo que el rendimiento de sulfuro de sodio es del 92.0%?

tas como de la cantidad de nitrógeno que pueden suministrar. Cuatro fertilizantes nitrogenados comunes son amoniaco, nitrato de amonio, sulfato de amonio y urea [(NH₂)₂CO]. Ordene estos fertilizantes en términos del porcentaje de nitrógeno en masa que contienen.

3.81 **(a)** El diamante es una forma natural de carbono puro. ¿Cuántos moles de carbono hay en un diamante de 1.25 quilates (1 quilate = 0.200 g)? ¿Cuántos átomos hay en este diamante? **(b)** La fórmula molecular del ácido acetilsalicílico (aspirina), uno de los analgésicos más comunes,

es $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$. ¿Cuántos moles de $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ hay en una tableta de 0.500 g de aspirina? ¿Cuántas moléculas de $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ hay en esa tableta?

- 3.82** (a) Una molécula del antibiótico llamado penicilina G tiene una masa de 5.342×10^{-21} g. Calcule la masa molar de la penicilina G. (b) La hemoglobina, la proteína portadora de oxígeno de los glóbulos rojos de la sangre, tiene cuatro átomos de hierro por molécula y contiene 0.340% en masa de hierro. Calcule la masa molar de la hemoglobina.

- 3.83** Se están investigando cristales muy pequeños, constituidos por entre 1000 y 100,000 átomos y llamados puntos cuánticos, para usarse en dispositivos electrónicos.

(a) Calcule la masa en gramos de un punto cuántico que consta de 10,000 átomos de silicio.
 (b) Si el silicio del punto tiene una densidad de 2.3 g/cm^3 , ¿qué volumen tiene el punto?
 (c) Suponga que el punto es cúbico. Calcule la longitud de una arista del cubo.

- 3.84** La serotonina es un compuesto que conduce impulsos nerviosos en el cerebro. Contiene 68.2% en masa de C, 6.86% de H, 15.9% de N y 9.08% de O. Su masa molar es de 176 g/mol. Determine su fórmula molecular.

- 3.85** El koala se alimenta exclusivamente de hojas de eucalipto. Su sistema digestivo destoxifica el aceite esencial de eucalipto, que es venenoso para otros animales. El principal constituyente del aceite esencial de eucalipto es una sustancia llamada eucaliptol, que contiene 77.87% de C, 11.76% de H y el resto O. (a) Determine la fórmula empírica de esta sustancia. (b) Un espectro de masas del eucaliptol muestra un pico alrededor de 154 u. Determine la fórmula molecular de la sustancia.

- 3.86** La vainillina, el saborizante que domina en la vainilla, contiene C, H y O. Cuando se quema totalmente 1.05 g de esta sustancia, se producen 2.43 g de CO_2 y 0.50 g de H_2O . Determine la fórmula empírica de la vainillina.

- [3.87]** Se determinó que un compuesto orgánico contiene sólo C, H y Cl. Cuando se quemó por completo en aire una muestra de 1.50 g del compuesto, se formó 3.52 g de CO_2 . En un experimento aparte, el cloro de una muestra de 1.00 g del compuesto se convirtió en 1.27 g de AgCl . Determine la fórmula empírica del compuesto.

- [3.88]** Se analizó un compuesto oxibromato, KBrO_x , donde se desconoce x , y se vio que contenía 52.92% de Br. ¿Cuánto vale x ?

- [3.89]** Un elemento X forma un yoduro (XI_3) y un cloruro (XCl_3). El yoduro se convierte cuantitativamente en el cloruro cuando se calienta en una corriente de cloro:



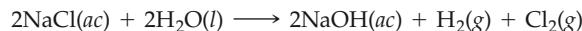
Si se trata 0.5000 g de XI_3 , se obtiene 0.2360 g de XCl_3 . (a) Calcule el peso atómico del elemento X. (b) Identifique el elemento X.

- 3.90** Un método utilizado por la Agencia de Protección Ambiental (EPA) de Estados Unidos para determinar la concentración de ozono en el aire consiste en hacer pasar la muestra de aire por un “burbujeador” que contiene yoduro de sodio, el cual captura el ozono según esta ecuación:



(a) ¿Cuántos moles de yoduro de sodio se requieren para eliminar 3.8×10^{-5} mol de O_3 ? (b) ¿Cuántos gramos de yoduro de sodio se necesitan para capturar 0.550 mg de O_3 ?

- 3.91** Una planta química utiliza energía eléctrica para descomponer soluciones acuosas de NaCl y obtener Cl_2 , H_2 y NaOH :



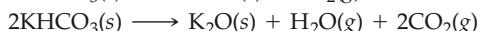
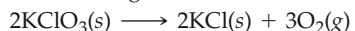
La planta produce 1.5×10^6 kg (1500 toneladas métricas) de Cl_2 diariamente. Estime las cantidades de H_2 y NaOH producidas.

- 3.92** La grasa almacenada en la joroba de un camello es fuente tanto de energía como de agua. Calcule la masa de H_2O que se produce al metabolizarse 1.0 kg de grasa, suponiendo que la grasa consiste exclusivamente en triestearina ($\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$), una grasa animal típica, y que durante el metabolismo la triestearina reacciona con O_2 para formar solamente CO_2 y H_2O .

- [3.93]** Si se queman hidrocarburos en una cantidad limitada de aire, se forma CO además de CO_2 . Cuando se quemó 0.450 g de cierto hidrocarburo en aire, se formaron 0.467 g de CO, 0.733 g de CO_2 y 0.450 g de H_2O . (a) Determine la fórmula empírica del compuesto. (b) ¿Cuántos gramos de O_2 se consumieron en la reacción? (c) ¿Cuántos gramos se requerirían para una combustión completa?

- 3.94** Una mezcla de $\text{N}_2(g)$ y $\text{H}_2(g)$ reacciona en un recipiente cerrado para formar amoníaco, $\text{NH}_3(g)$. La reacción se para antes de que alguno de los reactivos se haya consumido totalmente. En ese momento, están presentes 2.0 mol de N_2 , 2.0 mol de H_2 y 2.0 mol de NH_3 . ¿Cuántos moles de N_2 y H_2 estaban presentes originalmente?

- [3.95]** Una mezcla que contiene KClO_3 , K_2CO_3 , KHCO_3 y KCl se calentó y produjo CO_2 , O_2 y H_2O gaseosos según las ecuaciones siguientes:



El KCl no reacciona en las condiciones de la reacción. Si 100.0 g de la mezcla produce 1.80 g de H_2O , 13.20 g de CO_2 y 4.00 g de O_2 , ¿qué composición tenía la mezcla original? (Suponga que la mezcla se descompone por completo.)

- 3.96** Si se enciende una mezcla de 10.0 g de acetileno, C_2H_2 , y 10.0 g de oxígeno, O_2 , la reacción de combustión resultante produce CO_2 y H_2O . (a) Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción. (b) ¿Qué reactivo es el limitante en esta reacción? (c) ¿Cuántos gramos de C_2H_2 , O_2 , CO_2 y H_2O están presentes al término de la reacción?

- 3.97** La aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) se produce a partir de ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) y anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$):



- (a) ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 1.5×10^2 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina? (b) ¿Cuánto ácido salicílico se requeriría si sólo el 80% del ácido se convirtiera en aspirina? (c) Calcule el rendimiento teórico de aspirina si 185 kg de ácido salicílico se hace reaccionar con 125 kg de anhídrido acético. (d) Si la situación descrita en la parte (c) produce 182 kg de aspirina, calcule el porcentaje de rendimiento.

Ejercicios integradores

(Estos ejercicios requieren habilidades de capítulos anteriores además de habilidades del presente capítulo.)

- 3.98** Considere una muestra de carbonato de calcio en forma de cubo que mide 1.25 pulg por lado. Si la muestra tiene una densidad de 2.71 g/cm^3 , ¿cuántos átomos de oxígeno contiene?
- 3.99** (a) Le dan un cubo de plata metálica que mide 1.000 cm por lado. La densidad de la plata es de 10.49 g/cm^3 . ¿Cuántos átomos hay en ese cubo? (b) Dado que los átomos son esféricos, no pueden ocupar todo el espacio del cubo. Los átomos de plata se empacan en el sólido de forma tal que ocupan el 74% del volumen del sólido. Calcule el volumen de un solo átomo de plata. (c) Utilizando el volumen de un átomo de plata y la fórmula del volumen de una esfera, calcule el radio en angstroms de un átomo de plata.
- 3.100** Si un automóvil viaja 125 mi con un rendimiento de 19.5 mi/gal de gasolina, ¿cuántos kilogramos de CO_2 se producen? Suponga que la gasolina se compone de octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}(l)$, y que tiene una densidad de 0.69 g/mL.
- [3.101]** En 1865, un químico informó que había hecho reaccionar una cantidad previamente pesada de plata pura con ácido nítrico y que había recuperado toda la plata como nitrato de plata puro. Se calculó que la relación de masa entre la plata y el nitrato de plata era 0.634985. Empleando sólo esta relación y los valores aceptados actualmente para los pesos atómicos de la plata y el oxígeno, calcule

el peso atómico del nitrógeno. Compare este peso atómico calculado con el valor aceptado actualmente.

- [3.102]** Cierta hulla contiene 2.5% en masa de azufre. Cuando se quema esta hulla, el azufre se convierte en dióxido de azufre gaseoso. Se hace reaccionar el dióxido de azufre con óxido de calcio para formar sulfito de calcio sólido. (a) Escriba la ecuación química balanceada para la reacción. (b) Si la hulla se quema en una planta de energía que gasta 2000 toneladas de hulla al día, calcule la producción diaria de sulfito de calcio.

- [3.103]** El cianuro de hidrógeno, HCN, es un gas venenoso. La dosis letal es de aproximadamente 300 mg de HCN por kilogramo de aire inhalado. (a) Calcule la cantidad de HCN que produce la dosis letal en un laboratorio pequeño que mide $12 \times 15 \times 8.0 \text{ ft}$. La densidad del aire a 26°C es de 0.00118 g/cm^3 . (b) Si el HCN se forma por la reacción de NaCN con un ácido como H_2SO_4 , ¿qué masa de NaCN produce la dosis letal en el laboratorio?



- (c) Se forma HCN cuando arden fibras sintéticas que contienen Orlón® o Acrilán®. El Acrilán® tiene la fórmula empírica CH_2CHCN , así que el HCN es el 50.9% en masa de la fórmula. Si una alfombra que mide $12 \times 15 \text{ ft}$ y contiene 30 oz de fibras de Acrilán® por yarda cuadrada se quema, se generará una dosis letal de HCN en el laboratorio? Suponga que el rendimiento de HCN de las fibras es del 20% y que se consume el 50% de la alfombra.



Ejercicios con el CD-ROM

- 3.104** (a) Balancee las tres ecuaciones de la actividad **Balancear ecuaciones** (*Balancing Equations, eCapítulo 3.1*). (b) Si, en el caso de la reducción de Fe_2O_3 , multiplicáramos cada coeficiente de la ecuación balanceada por el mismo número, seguiría estando balanceada la reacción? (c) Seguiría estando balanceada si eleváramos al cuadrado cada coeficiente? (d) ¿Qué coeficientes tendría la ecuación balanceada si la reacción de reducción produjera monóxido de carbono en vez de dióxido de carbono?
- 3.105** Calcule la composición porcentual de cada uno de los compuestos del ejercicio 3.16. Use la actividad **Peso molecular y porcentaje en peso** (*Molecular Weight and Weight Percent, eCapítulo 3.3*) para verificar sus respuestas.
- 3.106** Considere la reacción de zinc metálico con ácido clorídrico que se muestra en el video **Reactivos limitantes** (*Limiting Reagents, eCapítulo 3.7*). (a) ¿Cuál habría sido el reactivo limitante si 100 g de Zn se hubiera combinado con $2.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de HCl? (b) ¿Qué volumen de hidrógeno gaseoso habría producido la reacción? (c) Para los fines del experimento de reactivo limitante que se muestra en el video, ¿por qué es importante que el hidrógeno

gaseoso sea poco soluble en agua? ¿Cómo cambiaría el rendimiento aparente de una reacción si el gas desprendido fuera muy soluble en agua (o reaccionara fácilmente con ella)?

- 3.107** Escriba la ecuación balanceada y prediga las masas de los productos y el reactivo remanente para cada una de las combinaciones siguientes. Use la simulación **Reactivos limitantes (estequiometría)** (*Limiting Reagents [Stoichiometry], eCapítulo 3.7*) para verificar sus respuestas. (a) 50 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y 55 g de K_2CrO_4 para formar PbCrO_4 y KNO_3 ; (b) 150 g de FeCl_2 y 125 g de Na_2S para formar FeS y NaCl ; (c) 96 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y 62 g de Na_2CO_3 para formar CaCO_3 y NaNO_3 .

- 3.108** (a) En la reacción entre FeCl_3 y NaOH para producir $\text{Fe}(\text{OH})_3$ y NaCl , ¿qué masa de hidróxido de sodio se requeriría para consumir totalmente 50 g de cloruro de hierro(III)? (b) Use la simulación **Reactivos limitantes (estequiometría)** (*Limiting Reagents [Stoichiometry], eCapítulo 3.7*) para combinar 50 g de FeCl_3 con lo más que pueda acercarse a la cantidad estequiométrica de hidróxido de sodio, cuidando de añadir lo suficiente para consumir totalmente el FeCl_3 ; ¿cuánto hidróxido de sodio sobra?

Capítulo 4

Reacciones acuosas y estequiometría de disoluciones

Se forman burbujas de CO₂ gaseoso cuando una tableta de Alka-Seltzer se disuelve en agua. El CO₂ se produce por la reacción del ácido cítrico, H₃C₆H₅O₇, con el bicarbonato de sodio, NaHCO₃, en la tableta.



- 4.1** Propiedades generales de las disoluciones acuosas
- 4.2** Reacciones de precipitación
- 4.3** Reacciones ácido-base
- 4.4** Introducción a las reacciones de oxidación-reducción
- 4.5** Concentraciones de disoluciones
- 4.6** Estequiométría de disoluciones y análisis químico

CASI DOS TERCERAS partes del planeta están cubiertas por agua y es la sustancia más abundante de nuestro organismo. Por ser tan común, tendemos a dar por sentadas sus excepcionales propiedades químicas y físicas. Sin embargo, como veremos una y otra vez a lo largo de este texto, el agua posee muchas propiedades inusitadas que son indispensables para la existencia de la vida en la Tierra.

Una de las propiedades más importantes del agua es su capacidad para disolver una amplia variedad de sustancias. Por ello, en la naturaleza, sea el agua potable más pura de la llave o de un arroyo cristalino proveniente de las montañas, siempre contiene diversas sustancias disueltas. Las soluciones en las que el agua es el medio de disolución se denominan **disoluciones acuosas**.

En muchas de las reacciones químicas que ocurren a diario en nuestro alrededor intervienen sustancias disueltas en agua. Los nutrientes disueltos en la sangre son transportados a las células, donde participan en reacciones que nos mantienen vivos. Los componentes de los automóviles se llenan de herrumbre cuando entran en contacto frecuente con disoluciones acuosas que contienen diversas sustancias disueltas. Las espectaculares cavernas de piedra caliza (Figura 4.1 ►) se forman por la acción disolvente del agua subterránea que contiene dióxido de carbono, $\text{CO}_2(ac)$:



Ya vimos en el capítulo 3 algunos tipos de reacciones químicas sencillas y cómo se describen. En este capítulo, continuaremos el estudio de las reacciones químicas concentrándonos en las soluciones acuosas. Mucha química importante tiene

lugar en las soluciones acuosas, y necesitamos aprender el vocabulario y los conceptos que se usan para describir y entender esta química. Además, ampliaremos los conceptos de estequiometría que aprendimos en el capítulo 3 considerando cómo se puede expresar y usar la concentración de las disoluciones.

► Lo que veremos ◀

- Comenzaremos por examinar la naturaleza de las sustancias disueltas en agua, sea que existan en ésta como iones, moléculas o una mezcla de las dos. Esta información es necesaria para entender la naturaleza de los reactivos en disoluciones acuosas.
- Se dan tres tipos principales de procesos químicos en disolución acuosa: reacciones de precipitación, reacciones ácido-base y reacciones de oxidación-reducción.
- Las *reacciones de precipitación* son aquellas en las que reactivos solubles dan origen a un producto insoluble.
- Las *reacciones ácido-base* son aquellas en las que se transfieren iones H^+ entre los reactivos.
- Las *reacciones de oxidación-reducción* son aquellas en las que se transfieren electrones entre los reactivos.
- Las reacciones entre iones se pueden representar con *ecuaciones iónicas* que muestran, por ejemplo, cómo pueden combinarse iones para formar precipitados, o cómo se extraen de la disolución o se transforman de alguna otra manera.
- Después de examinar todos los tipos comunes de reacciones químicas y cómo se reconocen y describen, consideraremos la forma de expresar la *concentración* de las disoluciones.
- Concluiremos el capítulo examinando la forma en que podemos usar los conceptos de estequiometría y concentración, para determinar las cantidades o concentraciones de diversas sustancias.



▲ **Figura 4.1** Cuando CO_2 se disuelve en agua, la disolución resultante es ligeramente ácida. Las cavernas de piedra caliza se forman por la acción disolvente de esta disolución ácida sobre el CaCO_3 de la piedra caliza.



Ejercicios con el CD-ROM
Cloruro de sodio, sacarosa
(Sodium Chloride, Sucrose)



Ejercicios con el CD-ROM
Electrólitos y no electrólitos
(Electrolytes and Nonelectrolytes)

4.1 Propiedades generales de las disoluciones acuosas

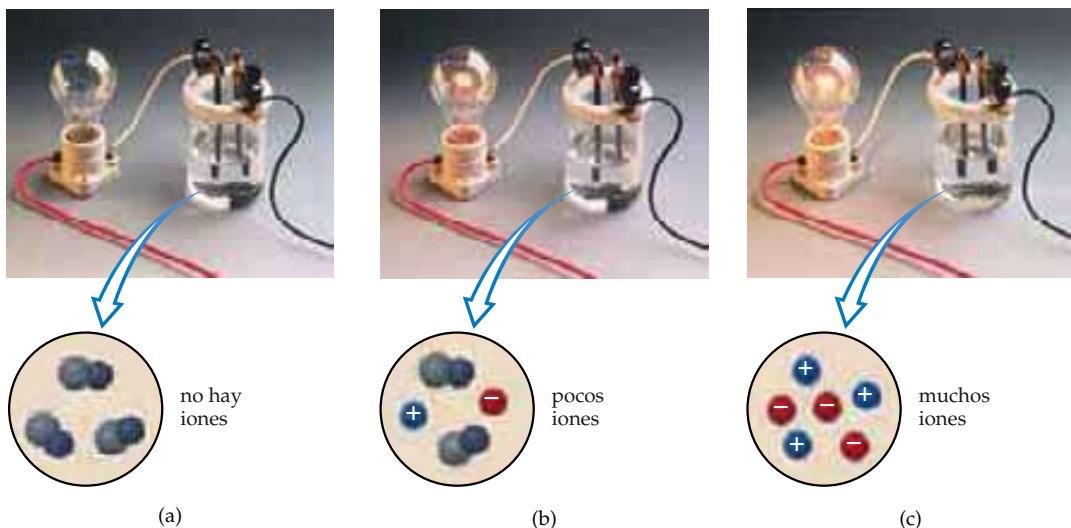
Una *disolución* es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. (Sección 1.2) La sustancia que está presente en mayor cantidad se llama **disolvente**. Las demás sustancias de la disolución se denominan **solutos**; y decimos que están disueltas en el disolvente. Por ejemplo, cuando disolvemos una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl) en una gran cantidad de agua, decimos que el agua es el disolvente y el cloruro de sodio es el soluto.

Propiedades electrolíticas

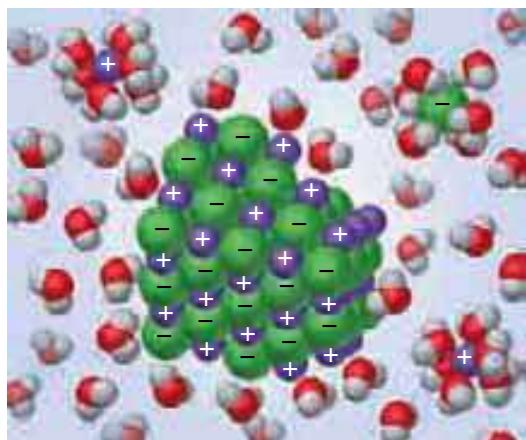
Imagine que prepara dos disoluciones acuosas, una disolviendo una cucharadita de sal de mesa (cloruro de sodio) en un vaso de agua, y la otra disolviendo una cucharadita de azúcar (sacarosa) en un vaso de agua. Ambas disoluciones son transparentes e incoloras. ¿En qué difieren? Una diferencia, que tal vez no sea inmediatamente obvia, está en su conductividad eléctrica: la disolución de sal es un buen conductor de la electricidad, pero la disolución de azúcar no lo es.

El que una disolución conduzca o no la electricidad puede determinarse empleando un dispositivo como el que se muestra en la figura 4.2 ▼. Para encender la bombilla, debe fluir una corriente eléctrica entre los dos electrodos que están sumergidos en la disolución. Aunque el agua en sí es mal conductor de la electricidad, la presencia de iones hace que las disoluciones acuosas se conviertan en buenos conductores. Los iones transportan carga eléctrica de un electrodo a otro, cerrando el circuito eléctrico. Así, la conductividad de las disoluciones de NaCl se puede atribuir a la presencia de iones en la disolución, y la falta de conductividad de las disoluciones de sacarosa indica la ausencia de iones. Cuando el NaCl se disuelve en agua, la disolución contiene iones Na^+ y Cl^- , ambos rodeados por moléculas de agua. Cuando la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) se disuelve en agua, la disolución sólo contiene moléculas neutras de sacarosa rodeadas por moléculas de agua.

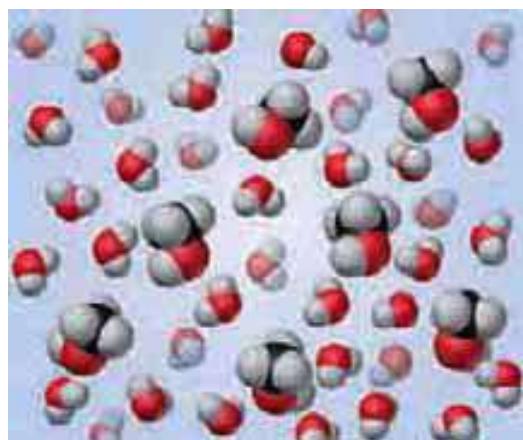
Una sustancia (como el NaCl) cuyas disoluciones acuosas contienen iones, y por tanto conducen la electricidad, se denomina **electrólito**. Una sustancia (como



▲ **Figura 4.2** Dispositivo para detectar iones en disolución. La capacidad de una disolución para conducir la electricidad depende del número de iones que contiene. (a) Una disolución de un no electrólito no contiene iones, y la bombilla no se enciende. (b y c) Una disolución de un electrólito contiene iones que actúan como portadores de carga y hacen que la bombilla se encienda. Si la disolución contiene pocos iones, la bombilla tendrá un brillo tenue, como en (b). Si la disolución contiene gran cantidad de iones, la bombilla brillará intensamente, como en (c).



(a)



(b)

▲ **Figura 4.3** (a) Disolución de un compuesto iónico. Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua, las moléculas de H_2O separan, rodean y dispersan los iones en el líquido. (b) El metanol, CH_3OH , un compuesto molecular, se disuelve sin formar iones. Podemos hallar las moléculas de metanol buscando las esferas negras, que representan átomos de carbono. Tanto en la parte (a) como en la (b), se han separado las moléculas de agua para poder ver más claramente las partículas de soluto.

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) que no forma iones en disolución se denomina **no electrólito**. La diferencia entre NaCl y $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ se debe en gran medida al hecho de que NaCl es un compuesto iónico, en tanto que $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ es molecular.

Compuestos iónicos en agua

Recuerde (Sección 2.7 y en especial la figura 2.23) que el NaCl sólido consiste en iones Na^+ y Cl^- en una disposición ordenada. Cuando el NaCl se disuelve en agua, cada ion se separa de la estructura sólida y se dispersa por la disolución, como se muestra en la figura 4.3(a) ▲. Se dice que el sólido iónico se *disocia* en sus iones componentes al disolverse.

El agua es muy buen disolvente de los compuestos iónicos. Aunque es una molécula eléctricamente neutra, un extremo de la molécula (el átomo de O) es rico en electrones y por tanto tiene una carga negativa parcial. El otro extremo (los átomos de H) tiene una carga positiva parcial. Los iones positivos (cationes) son atraídos por el extremo negativo del H_2O , y los iones negativos (aniones) son atraídos por el extremo positivo. Al disolverse un compuesto iónico, los iones quedan rodeados por moléculas de H_2O como se muestra en la figura 4.3(a). Este proceso ayuda a estabilizar los iones en disolución y evita que los cationes y aniones se recombinen. Además, dado que los iones y sus “conchas” de moléculas de agua están libres para desplazarse, los iones se dispersan uniformemente en la disolución.

Casi siempre podemos predecir la naturaleza de los iones presentes en una disolución de un compuesto iónico a partir del nombre químico de la sustancia. Por ejemplo, el sulfato de sodio (Na_2SO_4) se disocia en iones sodio (Na^+) y iones sulfato (SO_4^{2-}). Es importante recordar las fórmulas y las cargas de los iones comunes (Tablas 2.4 y 2.5) para entender las formas en que los compuestos iónicos existen en disolución acuosa.

Compuestos moleculares en agua

Cuando un compuesto molecular se disuelve en agua, la disolución por lo regular consiste en moléculas individuales dispersas en la disolución. Por ello, casi todos los compuestos moleculares son no electrólitos. Por ejemplo, una disolución de metanol (CH_3OH) en agua consiste exclusivamente en moléculas de CH_3OH dispersas en el agua [Figura 4.3(b)].



Ejercicios con el CD-ROM
Disolución de NaCl en agua
(Dissolution of NaCl in Water)



Ejercicios con el CD-ROM
Etanol
(Ethanol)



Ejercicios con el CD-ROM
Electrólitos fuertes y débiles
(Strong and Weak Electrolytes)



Ejercicios con el CD-ROM
HCl, ácido acético
(HCl, Acetic Acid)

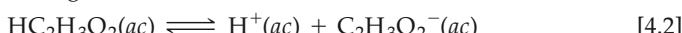
No obstante, hay unas cuantas sustancias moleculares cuyas disoluciones acuosas contienen iones. Las más importantes de éstas son los ácidos. Por ejemplo, cuando el $\text{HCl}(g)$ se disuelve en agua para formar ácido clorhídrico, $\text{HCl}(ac)$, se ioniza o disgrega formando iones $\text{H}^+(ac)$ y $\text{Cl}^-(ac)$.

Electrólitos fuertes y débiles

Hay dos categorías de electrólitos, electrólitos fuertes y electrólitos débiles, que difieren en el grado en que conducen la electricidad. Los **electrólitos fuertes** son aquellos solutos que existen en disolución exclusivamente (o casi exclusivamente) como iones. Prácticamente todos los compuestos iónicos solubles (como NaCl) y unos cuantos compuestos moleculares (como HCl) son electrólitos fuertes. Los **electrólitos débiles** son aquellos solutos que existen en disolución principalmente en forma de moléculas, aunque hay una pequeña fracción que está en forma de iones. Por ejemplo, en una disolución de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) la mayor parte del soluto está presente como moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$; sólo una pequeña fracción (cerca del 1%) del $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ está presente como iones $\text{H}^+(ac)$ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(ac)$.

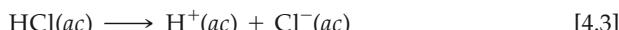
Debemos tener cuidado de no confundir el grado en el que un electrólito se disuelve con su calidad de fuerte o débil. Por ejemplo, el $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ es extremadamente soluble en agua pero es un electrólito débil. En contraste, el Ba(OH)_2 no es muy soluble, pero la cantidad de la sustancia que sí se disuelve se disocia casi totalmente, así que el Ba(OH)_2 es un electrólito fuerte.

Cuando un electrólito débil, como el ácido acético, se ioniza en disolución, escribimos la reacción de la siguiente manera:



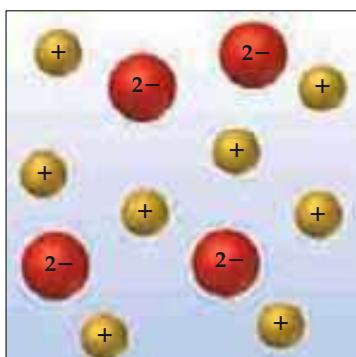
La doble flecha implica que la reacción es significativa en ambas direcciones. En cualquier momento dado algunas moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ se están ionizando para formar H^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$. Al mismo tiempo iones H^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ se están recombinando para formar $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. El equilibrio entre estos procesos opuestos determina las concentraciones relativas de iones y moléculas neutras. Este balance produce un estado de **equilibrio químico** que varía para los diferentes electrólitos débiles. Los equilibrios químicos son extremadamente importantes, y dedicaremos los capítulos 15 a 17 a examinarlos a fondo.

Los químicos emplean una flecha doble para representar la ionización de los electrólitos débiles y una flecha sencilla para representar la ionización de los electrólitos fuertes. Dado que el HCl es un electrólito fuerte, escribimos la ecuación para la ionización del HCl como sigue:



La flecha sencilla indica que los iones H^+ y Cl^- no muestran tendencia a recombinarse en agua para formar moléculas de HCl .

En las secciones que siguen comenzaremos a examinar más de cerca la forma en que podemos utilizar la composición de un compuesto para predecir si se trata de un electrólito fuerte, un electrólito débil o un no electrólito. Por el momento, lo importante es recordar que *los compuestos iónicos solubles son electrólitos fuertes*. Identificaremos los compuestos iónicos porque constan de metales y no metales [como NaCl , FeSO_4 y $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$] o contienen el ion amonio, NH_4^+ [como NH_4Br y $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$].



EJERCICIO TIPO 4.1

El diagrama de la izquierda representa una disolución acuosa de uno de los compuestos siguientes: MgCl_2 , KCl o K_2SO_4 . ¿Cuál disolución es la que mejor representa?

Solución El diagrama muestra el doble de cationes que de aniones, lo cual es congruente con la fórmula del K_2SO_4 .

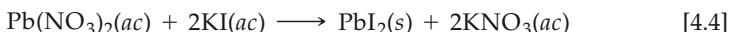
EJERCICIO DE APLICACIÓN

Si tuviera que dibujar diagramas (como el de la izquierda) para representar disoluciones acuosas de cada uno de los compuestos iónicos siguientes, ¿cuántos aniones dibujaría si el diagrama incluyera seis cationes? (a) NiSO_4 ; (b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; (c) Na_3PO_4 ; (d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Respuestas: (a) 6; (b) 12; (c) 2; (d) 9

4.2 Reacciones de precipitación

En la figura 4.4 ▼ vemos cómo se mezclan dos disoluciones, una que contiene nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) y otra que contiene yoduro de potasio (KI). La reacción entre estos dos solutos da origen a un producto amarillo insoluble. Las reacciones que dan por resultado la formación de un producto insoluble se denominan **reacciones de precipitación**. Un **precipitado** es un sólido insoluble que se forma por una reacción en disolución. En la figura 4.4, el precipitado es yoduro de plomo (PbI_2), un compuesto que tiene una solubilidad muy baja en agua:

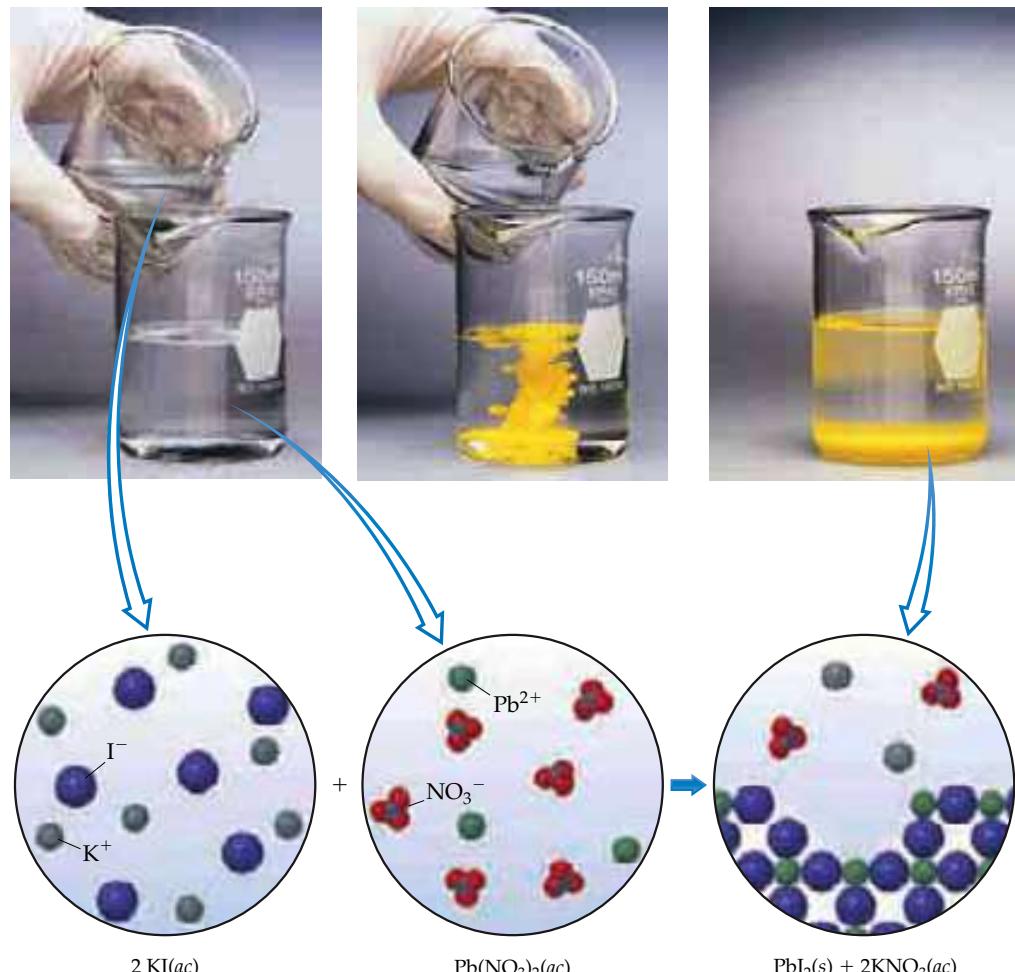


El otro producto de esta reacción, nitrato de potasio, permanece en disolución.

Se dan reacciones de precipitación cuando *ciertos pares de iones con carga opuesta se atraen con tanta fuerza que forman un sólido iónico insoluble*. Para predecir si ciertas combinaciones de iones forman o no compuestos insolubles, necesitamos considerar algunas reglas o lineamientos que atañen a la solubilidad de los compuestos iónicos comunes.



Ejercicios con el CD-ROM
Reacciones de precipitación
(Precipitation Reactions)



▲ **Figura 4.4** La adición de una disolución incolora de yoduro de potasio (KI) a una disolución incolora de nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) produce un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI_2) que lentamente se asienta al fondo del vaso.

Reglas de solubilidad para compuestos iónicos

La **solubilidad** de una sustancia es la cantidad de esa sustancia que se puede disolver en una cantidad dada de disolvente. Sólo 1.2×10^{-3} mol de PbI_2 se disuelve en un litro de agua a 25°C . En nuestras explicaciones, nos referiremos a cualquier sustancia con una solubilidad menor que 0.01 mol/L como *insoluble*. En tales casos la atracción entre los iones con carga opuesta en el sólido es demasiado grande y las moléculas de agua no pueden disgregarlos significativamente, así que la sustancia permanece en su mayor parte sin disolverse.

Desafortunadamente, no existen reglas basadas en propiedades físicas sencillas, como la carga iónica, para orientarnos si queremos predecir si un compuesto iónico dado es soluble o no. Sin embargo, observaciones experimentales han dado pie a reglas empíricas para predecir la solubilidad de los compuestos iónicos. Por ejemplo, los experimentos han revelado que todos los compuestos iónicos comunes que contienen el anión nitrato, NO_3^- , son solubles en agua. En la tabla 4.1 ▼ se presenta un resumen de las reglas de solubilidad para los compuestos iónicos comunes. La tabla está organizada con base en el anión del compuesto, pero revela muchas cosas importantes acerca de los cationes. Observe que *todos los compuestos iónicos comunes de los iones de metales alcalinos (grupo 1A de la tabla periódica) y del ion amonio (NH_4^+) son solubles en agua*.

TABLA 4.1 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes

Compuestos iónicos solubles	Excepciones importantes
Compuestos que contienen NO_3^-	Ninguna
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Ninguna
Cl^-	Compuestos de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Br^-	Compuestos de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
I^-	Compuestos de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
SO_4^{2-}	Compuestos de Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos iónicos insolubles	Excepciones importantes
Compuestos que contienen S^{2-}	Compuestos de NH_4^+ , los cationes de metales alcalinos, y Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+}
CO_3^{2-}	Compuestos de NH_4^+ y los cationes de metales alcalinos
PO_4^{3-}	Compuestos de NH_4^+ y los cationes de metales alcalinos
OH^-	Compuestos de los cationes de metales alcalinos, y Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+}

EJERCICIO TIPO 4.2

Clasifique los compuestos iónicos siguientes como solubles o insolubles en agua: (a) carbonato de sodio (Na_2CO_3); (b) sulfato de plomo (PbSO_4).

Solución

Análisis: Nos dan los nombres y fórmulas de dos compuestos iónicos y nos piden predecir si serán solubles o insolubles en agua.

Estrategia: Podemos usar la tabla 4.1 para contestar la pregunta. Debemos concentrarnos en el anión de cada compuesto porque la tabla está organizada por aniones.

Resolución: (a) Segundo la tabla 4.1, casi todos los carbonatos son insolubles, pero los carbonatos de los cationes de metales alcalinos (como el ion sodio) son una excepción de la regla y son solubles. Por tanto, Na_2CO_3 es soluble en agua.

(b) La tabla indica que, si bien casi todos los sulfatos son solubles en agua, el de Pb^{2+} es una excepción. Por tanto, PbSO_4 es insoluble en agua.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua: (a) hidróxido de cobalto(II); (b) nitrato de bario; (c) fosfato de amonio.

Respuestas: (a) insoluble; (b) soluble; (c) soluble

Para predecir si se formará o no un precipitado cuando se mezclen soluciones acuosas de dos electrolitos fuertes, debemos (1) tomar nota de los iones presentes en los reactivos, (2) considerar las posibles combinaciones de los cationes y aniones, y (3) usar la tabla 4.1 para determinar si cualquiera de esas combinaciones es insoluble. Por ejemplo, ¿se formará un precipitado al mezclar soluciones de $Mg(NO_3)_2$ y de $NaOH$? Dado que tanto el $Mg(NO_3)_2$ como el $NaOH$ son compuestos iónicos solubles, ambos son electrolitos fuertes. La mezcla de $Mg(NO_3)_2(ac)$ y $NaOH(ac)$ produce inicialmente una disolución que contiene iones Mg^{2+} , NO_3^- , Na^+ y OH^- . ¿Cualesquiera de los cationes interactuará con cualquiera de los aniones para formar un compuesto insoluble? Además de los reactivos, las otras posibles interacciones son Mg^{2+} con OH^- y Na^+ con NO_3^- . La tabla 4.1 nos dice que el $Mg(OH)_2$ es insoluble y por tanto formará un precipitado. El $NaNO_3$, en cambio, es soluble, así que los iones Na^+ y NO_3^- permanecerán en disolución. La ecuación química balanceada para la reacción de precipitación es



Reacciones de intercambio (metátesis)

En la ecuación 4.5 vemos que los cationes de los dos reactivos intercambian aniones: el Mg^{2+} se queda con el OH^- y el Na^+ se queda con el NO_3^- . Las fórmulas químicas de los productos se basan en las cargas de los iones: se requieren dos iones OH^- para producir un compuesto neutro con Mg^{2+} , y se necesita un ion NO_3^- para dar un compuesto neutro con Na^+ .  (Sección 2.7) Para poder balancear la ecuación, es preciso determinar las fórmulas químicas de los productos.

Las reacciones en las que los iones positivos y los iones negativos parecen cambiar de compañero se ajustan a la siguiente ecuación general:



Ejemplo: $AgNO_3(ac) + KCl(ac) \longrightarrow AgCl(s) + KNO_3(ac)$

Tales reacciones se denominan **reacciones de intercambio** o **reacciones de metátesis** (que en griego significa “trasponer”). Las reacciones de precipitación se ajustan a este patrón lo mismo que muchas reacciones ácido-base, como veremos en la Sección 4.3.

EJERCICIO TIPO 4.3

- (a) Prediga la identidad del precipitado que se forma cuando se mezclan soluciones de $BaCl_2$ y K_2SO_4 . (b) Escriba la ecuación química balanceada para la reacción.

Solución

Análisis: Nos dan dos reactivos iónicos y nos piden predecir el producto insoluble que forman.

Estrategia: Necesitamos escribir los iones presentes en los reactivos e intercambiar los aniones de los dos cationes. Una vez que hayamos escrito las fórmulas químicas de esos productos, podremos usar la tabla 4.1 para determinar cuál es insoluble en agua. Al conocer los productos, podremos escribir la ecuación de la reacción.

Resolución: (a) Los reactivos contienen iones Ba^{2+} , Cl^- , K^+ y SO_4^{2-} . Si intercambiamos los aniones, tendremos $BaSO_4$ y KCl . Según la tabla 4.1, casi todos los compuestos de SO_4^{2-} son solubles, pero los de Ba^{2+} son una excepción. Por tanto, el $BaSO_4$ es insoluble y se precipitará de la disolución. El KCl , en cambio, es soluble.

(b) Por la parte (a), sabemos que las fórmulas químicas de los productos son $BaSO_4$ y KCl . La ecuación balanceada, indicando las fases, es



EJERCICIO DE APLICACIÓN

- (a) ¿Qué compuesto se precipita cuando se mezclan disoluciones de $Fe_2(SO_4)_3$ y $LiOH$? (b) Escriba la ecuación balanceada de la reacción. (c) ¿Se formará un precipitado al mezclar soluciones de $Ba(NO_3)_2$ y KOH ?

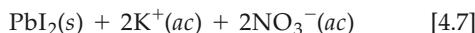
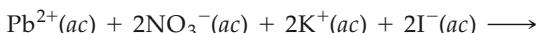
Respuestas: (a) $Fe(OH)_3$; (b) $Fe_2(SO_4)_3(ac) + 6 LiOH(ac) \rightarrow 2Fe(OH)_3(s) + 3Li_2SO_4(ac)$; (c) No (ambos posibles productos son solubles en agua)

Ecuaciones iónicas

Al escribir ecuaciones químicas para reacciones en disolución acuosa, suele ser útil indicar explícitamente si las sustancias disueltas están presentes de forma predominante como iones o como moléculas. Volvamos a considerar la reacción de precipitación entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y 2KI , que mostramos en la figura 4.4:

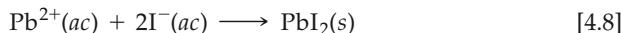


Una ecuación escrita de este modo, mostrando las fórmulas químicas completas de los reactivos y productos, se denomina **ecuación molecular** porque muestra las fórmulas químicas de los reactivos y productos sin indicar su carácter iónico. Puesto que tanto $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ como KI y KNO_3 son compuestos iónicos solubles y por tanto electrolitos fuertes, podríamos escribir la ecuación química a modo de indicar explícitamente los iones que están en la disolución:



Una ecuación escrita en esta forma con todos los electrolitos fuertes solubles como iones se denomina **ecuación iónica completa**.

Adviértase que $\text{K}^+(\text{ac})$ y $\text{NO}_3^-(\text{ac})$ aparecen en ambos miembros de la ecuación 4.7. Los iones que aparecen en formas idénticas tanto entre los reactivos como entre los productos de una ecuación iónica completa se llaman **iones espectadores**; están presentes, pero no desempeñan un papel directo en la reacción. Si se omiten los iones espectadores de la ecuación (se cancelan como cantidades algebraicas), nos queda la **ecuación iónica neta**:



Las ecuaciones iónicas netas incluyen sólo los iones y moléculas que intervienen directamente en la reacción. La carga se conserva en las reacciones, así que la suma de las cargas de los iones debe ser la misma en ambos miembros de una ecuación iónica neta balanceada. En este caso, la carga 2+ del catión y las dos cargas 1- de los aniones suman cero, la carga del producto eléctricamente neutro. *Si todos los iones de una ecuación iónica completa son espectadores, no hay reacción.*

Las ecuaciones iónicas netas se usan ampliamente para ilustrar las similitudes entre un gran número de reacciones en las que intervienen electrolitos. Por ejemplo, la ecuación 4.8 expresa la característica esencial de la reacción de precipitación entre cualquier electrolito fuerte que contiene Pb^{2+} y cualquier electrolito fuerte que contiene I^- : los iones $\text{Pb}^{2+}(\text{ac})$ e $\text{I}^-(\text{ac})$ se combinan para formar un precipitado de PbI_2 . Así, una ecuación iónica neta pone de manifiesto que más de un conjunto de reactivos puede dar lugar a la misma reacción neta. La ecuación completa, en cambio, identifica los reactivos reales que participan en una reacción.

Las ecuaciones iónicas netas también ponen de manifiesto que el comportamiento químico de una disolución de electrolitos fuertes puede atribuirse a los diversos tipos de iones que contiene. Las disoluciones acuosas de KI y las de MgI_2 , por ejemplo, tienen muchas similitudes químicas porque ambas contienen iones I^- . Cada clase de ion tiene sus propias características químicas, que son muy diferentes de las de su átomo progenitor.

Los pasos que siguen resumen el procedimiento para escribir ecuaciones iónicas netas:

1. Escribir una ecuación molecular balanceada para la reacción.
2. Replantear la ecuación mostrando los iones que se forman en disolución cuando cada electrolito fuerte soluble se disocia en sus iones componentes (se ioniza). *Sólo los electrolitos fuertes disueltos en disolución acuosa se escriben en forma iónica.*
3. Identificar y cancelar los iones espectadores.



Ejercicios con el CD-ROM

Escribir una ecuación iónica neta (Writing a Net Ionic Equation)

EJERCICIO TIPO 4.4

Escriba la ecuación iónica neta para la reacción de precipitación que se da cuando se mezclan disoluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.

Solución

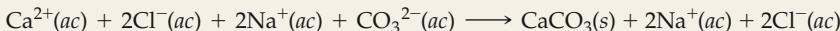
Análisis: Nuestra tarea consiste en escribir una ecuación iónica neta para una reacción de precipitación, dados los nombres de los reactivos presentes en disolución.

Estrategia: Primero necesitamos escribir las fórmulas químicas de los reactivos y productos y determinar cuál producto es insoluble. Luego escribimos y balanceamos la ecuación molecular. A continuación, escribimos los electrolitos fuertes solubles en forma de iones separados, para obtener la ecuación iónica completa. Por último, eliminamos los iones espectadores para obtener la ecuación iónica neta.

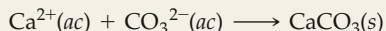
Resolución: El cloruro de calcio se compone de iones calcio, Ca^{2+} , e iones cloruro, Cl^- ; por tanto, una disolución acuosa de la sustancia es $\text{CaCl}_2(ac)$. El carbonato de sodio se compone de iones Na^+ y iones CO_3^{2-} ; por tanto, una disolución acuosa de este compuesto es $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac)$. En las ecuaciones moleculares de reacciones de precipitación, los aniones y cationes cambian de compañero. Por tanto, juntamos Ca^{2+} y CO_3^{2-} para dar CaCO_3 y juntamos Na^+ y Cl^- para dar NaCl . Según las reglas de solubilidad de la tabla 4.1, CaCO_3 es insoluble y NaCl es soluble. La ecuación molecular balanceada es



En una ecuación iónica completa, sólo los electrolitos sólidos disueltos (como los compuestos iónicos solubles) se escriben como iones separados. Como nos recuerdan las designaciones (*ac*), el CaCl_2 , Na_2CO_3 y NaCl están disueltos en la disolución. Además, todos son electrolitos fuertes. El CaCO_3 es un compuesto iónico, pero no es soluble; por ello, no escribimos su fórmula como iones separados. Así, la ecuación iónica completa es



Cl^- y Na^+ son iones espectadores. Si los cancelamos, obtendremos la ecuación iónica neta siguiente:



Comprobación: Podemos verificar nuestro resultado confirmando que tanto los elementos como la carga eléctrica estén balanceados. Cada miembro tiene 1 Ca, 1 C y 3 O, y la carga neta en cada miembro es igual a 0.

Comentario: Si ninguno de los iones de una ecuación iónica sale de la disolución o se transforma de alguna manera, entonces todos son iones espectadores y no hay reacción.

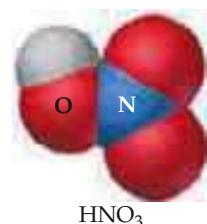
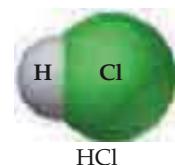
EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escriba la ecuación iónica neta de la reacción de precipitación que se da cuando se mezclan disoluciones acuosas de nitrato de plata y fosfato de potasio.

Respuesta: $3\text{Ag}^+(ac) + \text{PO}_4^{3-}(ac) \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4(s)$



▲ **Figura 4.5** Algunos ácidos (izquierda) y bases (derecha) comunes que se usan en el hogar.



4.3 Reacciones ácido-base

Muchos ácidos y bases son sustancias industriales y caseras (Figura 4.5 ▶), y algunos son componentes importantes de los fluidos biológicos. Por ejemplo, el ácido clorhídrico no sólo es un compuesto industrial importante, sino también el principal constituyente del jugo gástrico del estómago. Además, los ácidos y bases son electrolitos comunes.

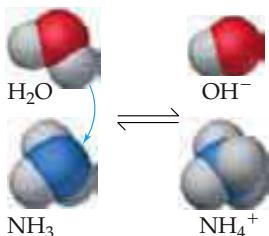
Ácidos

Los **ácidos** son sustancias que se ionizan en disolución acuosa para formar iones hidrógeno y así aumentar la concentración de iones $\text{H}^+(ac)$. Dado que un átomo de hidrógeno consiste en un protón y un electrón, H^+ no es más que un protón. Por ello, es común llamar a los ácidos donadores de protones. Al margen se muestran modelos moleculares de tres ácidos comunes, HCl, HNO₃ y HC₂H₃O₂.

Las moléculas de diferentes ácidos pueden ionizarse para formar diferentes números de iones H^+ . Tanto el HCl como el HNO₃ son ácidos *monopróticos*, que producen un H^+ por molécula de ácido. El ácido sulfúrico, H₂SO₄, es un ejemplo de ácido

**Ejercicios con el CD-ROM**

Introducción a ácidos acuosos,
Introducción a bases acuosas
(*Introduction to Aqueous Acids*,
Introduction to Aqueous Bases)



▲ **Figura 4.6** Una molécula de H_2O actúa como donador de protones (ácido) y el NH_3 actúa como acceptor de protones (base). Sólo una fracción del NH_3 reacciona con H_2O ; el NH_3 es un electrólito débil.

diprótico, que produce dos iones H^+ por molécula de ácido. La ionización del H_2SO_4 y otros ácidos dipróticos se da en dos pasos:

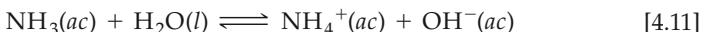


Aunque el H_2SO_4 es un electrólito fuerte, sólo la primera ionización es total. Así, las disoluciones acuosas de ácido sulfúrico contienen una mezcla de $\text{H}^+(ac)$, $\text{HSO}_4^-(ac)$ y $\text{SO}_4^{2-}(ac)$.

Bases

Las **bases** son sustancias que aceptan (reaccionan con) iones H^+ . Las bases producen iones hidróxido (OH^-) cuando se disuelven en agua. Los hidróxidos iónicos como NaOH , KOH y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se cuentan entre las bases más comunes. Cuando éstas se disuelven en agua, se disocian en sus iones componentes, introduciendo iones OH^- en la disolución.

También pueden ser bases los compuestos que no contienen iones OH^- . El amoniaco (NH_3), por ejemplo, es una base común; cuando se agrega al agua, acepta un ion H^+ de la molécula de agua y así produce un ion OH^- (Figura 4.6 ▶):



Dado que sólo una pequeña fracción del NH_3 (cerca de 1%) forma iones NH_4^+ y OH^- , el amoniaco es un electrólito débil.

Ácidos y bases fuertes y débiles

Los ácidos y bases que son electrólitos fuertes (que se ionizan totalmente en disolución) se denominan **ácidos fuertes y bases fuertes**. Los que son electrólitos débiles (parcialmente ionizados) se denominan **ácidos débiles y bases débiles**. Los ácidos fuertes son más reactivos que los débiles cuando la reactividad depende únicamente de la concentración de $\text{H}^+(ac)$. Sin embargo, la reactividad de un ácido puede depender del anión, además de $\text{H}^+(ac)$. Por ejemplo, el ácido fluorhídrico (HF) es un ácido débil (sólo está ionizado parcialmente en disolución acuosa), pero es muy reactivo y ataca vigorosamente muchas sustancias, incluido el vidrio. Esta reactividad se debe a la acción combinada de $\text{H}^+(ac)$ y $\text{F}^-(ac)$.

En la tabla 4.2 ▼ se presentan los ácidos y bases fuertes comunes. Recomendamos memorizar estos compuestos. Al examinar la tabla, tome nota en primer lugar de que algunos de los ácidos más comunes, como HCl , HNO_3 y H_2SO_4 , son fuertes. Segundo, tres de los ácidos fuertes son resultado de la combinación de un átomo de hidrógeno y uno de halógeno. Sin embargo, el HF es un ácido débil. Tercero, la lista de ácidos fuertes es muy corta; la mayor parte de los ácidos son débiles. Cuarto, las únicas bases fuertes comunes son los hidróxidos de Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ y Cs^+ (los metales alcalinos, grupo 1A) y los hidróxidos de Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+} (los metales alcalinotérreos, grupo 2A).

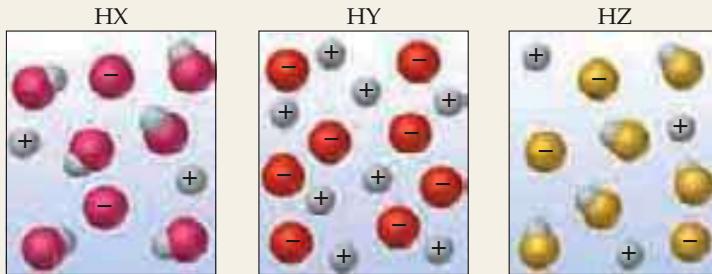
TABLA 4.2 Ácidos y bases fuertes comunes

Ácidos fuertes	Bases fuertes
Clorhídrico, HCl	Hidróxidos de metales del grupo 1A (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH)
Bromhídrico, HBr	Hidróxidos de metales pesados del grupo 2A [$\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$]
Yodhídrico, HI	
Clórico, HClO_3	
Perclórico, HClO_4	
Nítrico, HNO_3	
Sulfúrico, H_2SO_4	

notérreos pesados, grupo 2A). Éstos son los hidróxidos metálicos solubles comunes. Casi todos los demás hidróxidos metálicos son insolubles en agua. La base débil más común es NH_3 , que reacciona con agua para formar iones OH^- (Ecuación 4.11).

EJERCICIO TIPO 4.5

Los diagramas siguientes representan soluciones acuosas de tres ácidos (HX , HY y HZ), habiéndose omitido las moléculas de agua para mayor claridad. Ordénelos del más fuerte al más débil.



Solución El ácido más fuerte es el que más iones H^+ y menos moléculas de ácido no disociado tiene en disolución; por tanto, el orden es $\text{HY} > \text{HZ} > \text{HX}$. HY es un ácido fuerte porque está totalmente ionizado (no hay moléculas de HY en disolución), mientras que tanto HX como HZ son ácidos débiles, cuyas disoluciones consisten en una mezcla de moléculas y iones.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Imagine un diagrama que muestra 10 iones Na^+ y 10 iones OH^- . Si esta disolución se mezcla con la de HY (representada arriba), ¿qué aspecto tendría el diagrama que representa la disolución después de haberse efectuado cualquier reacción posible? (Los iones H^+ reaccionan con iones OH^- para formar H_2O .)

Respuestas: El diagrama final mostraría 10 iones Na^+ , 2 iones OH^- , 8 iones Y^- y 8 moléculas de H_2O .

Cómo identificar electrolitos fuertes y débiles

Si recordamos los ácidos y bases fuertes comunes (Tabla 4.2) y también que el NH_3 es una base débil, podremos hacer predicciones razonables acerca del comportamiento electrolítico de un gran número de sustancias solubles en agua. La tabla 4.3 ▼ resume nuestras observaciones acerca de los electrolitos. Para clasificar una sustancia soluble como electrolito fuerte, electrolito débil o no electrolito, simplemente recorremos la tabla de arriba hacia abajo y de izquierda a derecha. Primero nos preguntamos si la sustancia es iónica o molecular. Si es iónica, es un electrolito fuerte. Si es molecular, nos preguntamos si es un ácido (¿la primera letra de su fórmula química es H?). Si es un ácido, nos apoyamos en la lista memorizada de la tabla 4.2 para determinar si es un electrolito fuerte o débil. Si un ácido no aparece en la tabla 4.2, probablemente es un electrolito débil. Por ejemplo, H_3PO_4 , H_2SO_3 y $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ no aparecen en la tabla 4.2 y son ácidos débiles. NH_3 es la única base débil que consideraremos en este capítulo. (Hay compuestos llamados aminas que están relacionados con NH_3 y también son bases moleculares, pero aplazaremos su estudio hasta el capítulo 16.) Por último, cualquier sustancia molecular que veamos en este capítulo y que no sea un ácido ni NH_3 probablemente es un no electrolito.



Ejercicios con el CD-ROM
Ácidos fuertes
(Strong Acids)

TABLA 4.3 Resumen del comportamiento electrolítico de los compuestos comunes solubles iónicos y moleculares

	Electrólito fuerte	Electrólito débil	No electrólito
Iónico	Todos	Ninguno	Ninguno
Molecular	Ácidos fuertes (véase la tabla 4.2)	Ácidos débiles ($\text{H}...$) Bases débiles (NH_3)	Todos los demás compuestos

EJERCICIO TIPO 4.6

Clasifique cada una de las siguientes sustancias como electrólito fuerte, electrólito débil o no electrólito: CaCl_2 , HNO_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol), HCHO_2 (ácido fórmico), KOH .

Solución

Análisis: Nos dan varias fórmulas químicas y se nos pide clasificar cada sustancia como electrólito fuerte, electrólito débil o no electrólito.

Estrategia: La estrategia que seguimos se bosqueja en la tabla 4.3. Podemos predecir si una sustancia es iónica o molecular con base en su composición. Como vimos en la Sección 2.7, la mayor parte de los compuestos iónicos que veremos en este texto se componen de un metal y un no metal, en tanto que los compuestos moleculares generalmente se componen exclusivamente de no metales.

Resolución: Dos compuestos se ajustan al criterio de compuestos iónicos: CaCl_2 y KOH . Ambos son electrólitos fuertes. Los demás compuestos son moleculares. Dos de ellos, HNO_3 y HCHO_2 , son ácidos. El ácido nítrico, HNO_3 , es un ácido fuerte común (un electrólito fuerte), como se indica en la tabla 4.2. Puesto que la mayor parte de los ácidos son débiles, lo más seguro es que HCHO_2 sea un ácido débil (electrólito débil). Esto es correcto. El compuesto molecular restante, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, no es ácido ni base, así que es un no electrólito.

Comprobación: Aunque el $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ tiene un grupo OH, no es un hidróxido metálico, así que no es una base. Más bien, es un miembro de una clase de compuestos orgánicos que tienen enlaces C—OH y que se denominan alcoholes.  (Sección 2.9)

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Consideré soluciones en las que 0.1 mol de cada uno de los compuestos siguientes se ha disuelto en 1 L de agua: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (nitrato de calcio), $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa), $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (acetato de sodio), $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (ácido acético). Ordene las disoluciones de menor a mayor conductividad eléctrica, con base en el hecho de que, cuantos más iones haya en disolución, mayor será la conductividad.

Respuesta: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (no electrólito) < $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (electrólito débil, existe principalmente en forma de moléculas, con pocos iones) < $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (electrólito fuerte que produce dos iones, Na^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) < $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (electrólito fuerte que produce tres iones, Ca^{2+} y 2NO_3^-)

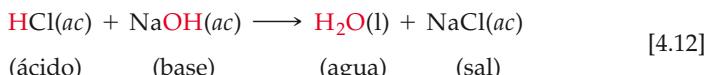


▲ **Figura 4.7** El indicador ácido-base azul de bromotimol es azul en disolución básica y amarillo en disolución ácida. El matraz de la izquierda muestra el indicador en presencia de una base, amoniaco acuoso (aquí rotulado como hidróxido de amonio). El matraz de la derecha muestra el indicador en presencia de ácido clorhídrico, HCl.

Reacciones de neutralización y sales

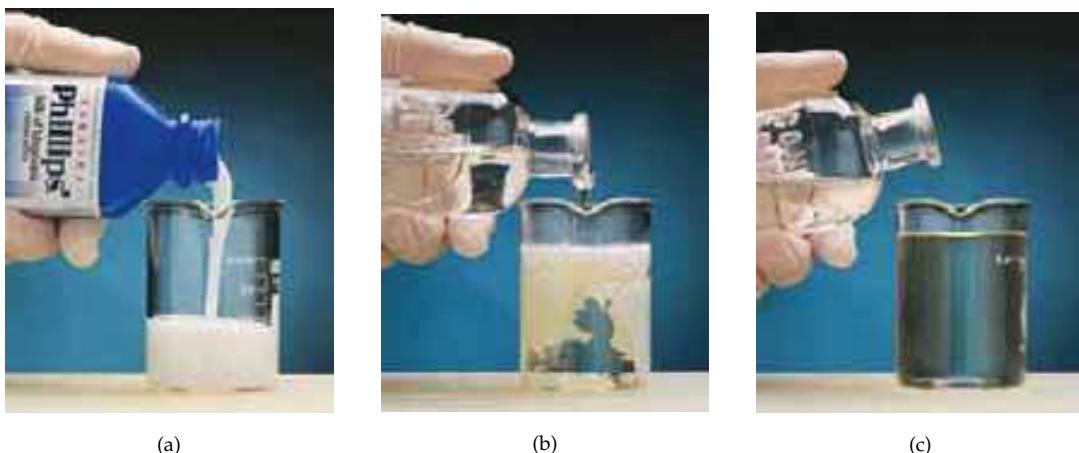
Las disoluciones de ácidos y bases tienen propiedades muy distintas. Los ácidos tienen sabor agrio, en tanto que las bases son amargas.* Los ácidos pueden alterar el color de ciertos tintes de forma distinta al efecto que tiene una base (Figura 4.7 ▶). Por ejemplo, el tinte llamado tornasol cambia de azul a rojo con un ácido, y de rojo a azul con una base. Además, las disoluciones ácidas y básicas difieren de varias formas importantes en sus propiedades químicas, lo cual exploraremos en este capítulo y en capítulos posteriores.

Si mezclamos una disolución de un ácido y una de una base, se da una **reacción de neutralización**. Los productos de la reacción no tienen ninguna de las propiedades características de la disolución de ácido ni de la de base. Por ejemplo, cuando se mezcla ácido clorhídrico con una disolución de hidróxido de sodio, ocurre la siguiente reacción:



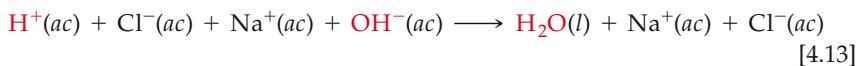
Agua y sal de mesa, NaCl , son los productos de la reacción. Por analogía con esta reacción, el término **sal** se usa ahora para referirse a cualquier compuesto iónico cuyo catión proviene de una base (por ejemplo, Na^+ de NaOH) y cuyo anión proviene de un ácido (por ejemplo, Cl^- de HCl). En general, una *reacción de neutralización entre un ácido y un hidróxido metálico produce agua y una sal*.

* Degustar disoluciones químicas no es una práctica aconsejable. No obstante, todos hemos tenido en la boca ácidos como el ácido ascórbico (vitamina C), el ácido acetil salicílico (aspirina) y el ácido cítrico (en cítricos), y ya conocemos su sabor agrio característico. Los jabones, que son básicos, tienen el sabor amargo característico de las bases.



▲ **Figura 4.8** (a) La leche de magnesia es una suspensión de hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2(s)$, en agua. (b) El hidróxido de magnesio se disuelve al agregarse ácido clorhídrico, $\text{HCl}(ac)$. (c) La disolución transparente final contiene $\text{MgCl}_2(ac)$ soluble, como indica la ecuación 4.15.

Puesto que HCl , NaOH y NaCl son electrólitos fuertes solubles, la ecuación iónica completa correspondiente a la ecuación 4.12 es

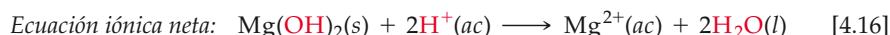


Por tanto, la ecuación iónica neta es



La ecuación 4.14 resume la característica fundamental de la reacción de neutralización entre cualquier ácido fuerte y cualquier base fuerte. Iones $\text{H}^+(ac)$ y $\text{OH}^-(ac)$ se combinan para formar H_2O .

La figura 4.8 ▲ muestra la reacción entre ácido clorhídrico y otra base, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, que es insoluble en agua. Vemos cómo una suspensión blanca lechosa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, llamada leche de magnesia, se disuelve durante la reacción de neutralización:



Cabe señalar que los iones OH^- (que en esta ocasión están en un reactivo sólido) y los iones H^+ se combinan para formar H_2O . Dado que los iones intercambian compañeros, las reacciones de neutralización entre ácidos e hidróxidos metálicos también son reacciones de metátesis.

EJERCICIO TIPO 4.7

- (a) Escriba una ecuación química completa balanceada para la reacción entre disoluciones acuosas de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) e hidróxido de bario [$\text{Ba}(\text{OH})_2$]. (b) Escriba la ecuación iónica neta para esta reacción.

Solución

Análisis: Nos dan las fórmulas químicas de un ácido y una base y nos piden escribir una ecuación química balanceada y luego una ecuación iónica neta para su reacción de neutralización.

Estrategia: Como indica la ecuación 4.12 y la frase en cursivas que le sigue, las reacciones de neutralización forman dos productos, H_2O y una sal. Examinaremos el catión de la base y el anión del ácido para determinar la composición de la sal.

Resolución: (a) La sal contendrá el catión de la base (Ba^{2+}) y el anión del ácido ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$). Por tanto, la fórmula de la sal es $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$. Según las reglas de solubilidad de la tabla 4.1, este compuesto es soluble. La ecuación no balanceada de la reacción de neutralización es



Para balancear la ecuación, debemos tener dos moléculas de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ que proporcionen los dos iones $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ y los dos iones H^+ que se requieren para combinarse con los dos iones OH^- de la base. La ecuación balanceada es



(b) Para escribir la ecuación iónica, es preciso determinar si cada uno de los compuestos en disolución acuosa es o no un electrólito fuerte. $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ es un electrólito débil (ácido débil), Ba(OH)_2 es un electrólito fuerte y $\text{Ba}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ también es un electrólito fuerte. Por tanto, la ecuación iónica completa es



La eliminación de los iones espectadores da



La simplificación de los coeficientes da la ecuación iónica neta.



Comprobación: Podemos determinar si la ecuación molecular está balanceada correctamente contando el número de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha. (Hay 10 H, 6 O, 4 C y 1 Ba en cada miembro.) No obstante, suele ser más fácil verificar las ecuaciones contando grupos: hay 2 grupos de $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ además de 1 Ba y 4 átomos adicionales de H y 2 de O en cada miembro de la ecuación. La ecuación iónica neta es correcta porque los números de cada tipo de elemento y la carga neta son los mismos en ambos miembros de la ecuación.

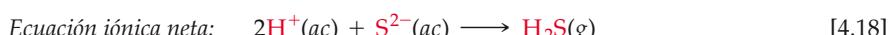
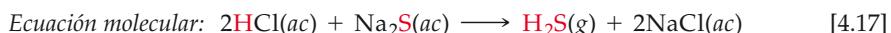
EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) Escriba una ecuación balanceada para la reacción de ácido carbónico (H_2CO_3) e hidróxido de potasio (KOH). (b) Escriba la ecuación iónica neta para esta reacción.

Respuestas: (a) $\text{H}_2\text{CO}_3(ac) + 2\text{KOH}(ac) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{K}_2\text{CO}_3(ac)$; (b) $\text{H}_2\text{CO}_3(ac) + 2\text{OH}^-(ac) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{CO}_3^{2-}(ac)$; (el H_2CO_3 es un electrólito débil, mientras que KOH y K_2CO_3 son electrólitos fuertes.)

Reacciones ácido-base con formación de gas

Hay muchas bases además de OH^- que reaccionan con H^+ para formar compuestos moleculares. Dos que podríamos usar en el laboratorio son el ion sulfuro y el ion carbonato. Ambos aniones reaccionan con ácidos para formar gases que son poco solubles en agua. El sulfuro de hidrógeno (H_2S) la sustancia que confiere a los huevos podridos su repugnante olor, se forma cuando un ácido fuerte como $\text{HCl}(ac)$ reacciona con un sulfuro metálico como Na_2S :



Los carbonatos y bicarbonatos reaccionan con ácidos para formar CO_2 gaseoso. La reacción de CO_3^{2-} o HCO_3^- con un ácido produce primero ácido carbónico (H_2CO_3). Por ejemplo, cuando se añade ácido clorhídrico al bicarbonato de sodio, ocurre la reacción siguiente:

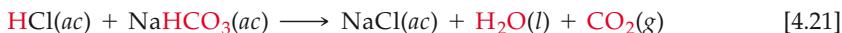


El ácido carbónico es inestable; si está presente en disolución en suficiente concentración, se descompone para formar CO_2 , que escapa de la disolución como gas.



La descomposición de H_2CO_3 produce burbujas de CO_2 gaseoso, como se muestra en la figura 4.9 ▶. La reacción total se resume en las ecuaciones siguientes:

Ecuación molecular:



Ecuación iónica neta:



Tanto NaHCO_3 como Na_2CO_3 se usan como neutralizadores de ácido en derrames de ácidos. La sal bicarbonato o carbonato se agrega hasta que cesa la efervescencia causada por la formación de $\text{CO}_2(g)$. A veces se utiliza bicarbonato de sodio como antiácido para calmar el malestar estomacal. En este caso, el HCO_3^- reacciona con el ácido estomacal para formar $\text{CO}_2(g)$. La efervescencia que se produce cuando se ponen en agua tabletas Alka-Seltzer® se debe a la reacción de bicarbonato de sodio con ácido cítrico.



▲ **Figura 4.9** Los carbonatos reaccionan con ácidos para formar dióxido de carbono gaseoso. Aquí NaHCO_3 (sólido blanco) reacciona con ácido clorhídrico; las burbujas contienen CO_2 .



La química en acción Antiácidos

El estómago secreta ácidos para ayudar a digerir los alimentos. Estos ácidos, que incluyen ácido clorhídrico, contienen aproximadamente 0.1 mol de H^+ por litro de disolución. El estómago y el tracto digestivo normalmente están protegidos de los efectos corrosivos del ácido estomacal por un recubrimiento de mucosa. Sin embargo, pueden aparecer agujeros en este recubrimiento que permiten al ácido atacar a los tejidos subyacentes y causar un daño doloroso. Estos agujeros, llamados úlceras, pueden tener su origen en una secreción excesiva de ácidos o en una debilidad del recubrimiento digestivo. Por otro lado, descubrimientos recientes indican que muchas úlceras

son causadas por infecciones bacterianas. Entre 10 y 20% de los estadounidenses padecen úlceras en algún momento de su vida, y muchos otros experimentan indigestión o acidez estomacal (pirosis) cuando los ácidos digestivos entran en el esófago.

Podemos atacar el problema de un exceso de ácido estomacal de dos maneras sencillas: (1) eliminando el ácido en exceso o (2) reduciendo la producción de ácido. Las sustancias que eliminan el exceso de ácido se llaman *antiácidos*, mientras que las que reducen la producción de ácido se denominan *inhibidores de ácido*. En la figura 4.10 ▲ se muestran varios medicamentos comunes de ambos tipos que se venden sin receta médica.

Los antiácidos son bases simples que neutralizan los ácidos digestivos. Su capacidad para neutralizar los ácidos se debe a los iones hidróxido, carbonato o bicarbonato que contienen. En la tabla 4.4 ▼ se dan los ingredientes activos de algunos antiácidos.

La generación más reciente de medicamentos contra las úlceras, como Tagamet® y Zantac®, son inhibidores de ácido. Actúan sobre las células productoras de ácido en el recubrimiento del estómago. Ya se venden sin receta formulaciones que controlan el ácido de esta forma.

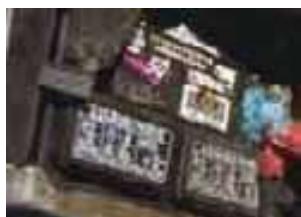


▲ **Figura 4.10** Los antiácidos y los inhibidores de ácido son medicamentos comunes que se venden sin receta. Tagamet HB® y Pepcid AC® son inhibidores de ácido; los demás productos son antiácidos.

TABLA 4.4 Algunos antiácidos comunes

Nombre comercial	Agentes neutralizadores de ácido
Alka-Seltzer®	NaHCO_3
Amphojel®	Al(OH)_3
Di-Gel®	Mg(OH)_2 y CaCO_3
Leche de magnesia	Mg(OH)_2
Maalox®	Mg(OH)_2 y Al(OH)_3
Mylanta®	Mg(OH)_2 y Al(OH)_3
Rolaids®	$\text{NaAl(OH)}_2\text{CO}_3$
Tums®	CaCO_3

4.4 Introducción a las reacciones de oxidación-reducción

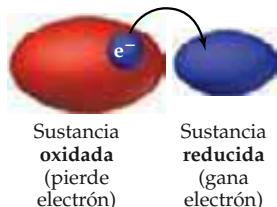


▲ **Figura 4.11** Corrosión en las terminales de una batería ocasionada por la acción del ácido sulfúrico de la batería sobre el metal.



Ejercicios con el CD-ROM

Reacciones de oxidación-reducción: parte I, Reacciones de oxidación-reducción: parte II
(Oxidation-Reduction Reactions: Part I, Oxidation-Reduction Reactions: Part II)



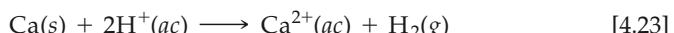
▲ **Figura 4.12** La oxidación es la pérdida de electrones por parte de una sustancia; la reducción es la ganancia de electrones por parte de una sustancia. La oxidación de una sustancia siempre va acompañada por la reducción de otra.

En las reacciones de precipitación, los cationes y aniones se juntan para formar un compuesto iónico insoluble. En las reacciones de neutralización, iones H^+ y OH^- se juntan para formar moléculas de H_2O . Ahora veremos un tercer tipo importante de reacciones en las que se transfieren electrones entre los reactivos. Tales reacciones se llaman **reacciones de oxidación-reducción**, o *redox*.

Oxidación y reducción

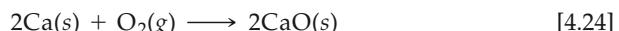
La corrosión del hierro y otros metales, como la corrosión en las terminales de una batería de automóvil, es un proceso que todos conocemos. Lo que llamamos *corrosión* es la conversión de un metal en un compuesto metálico por una reacción entre el metal y alguna sustancia de su entorno. La producción de herrumbre implica la reacción de oxígeno con hierro en presencia de agua. La corrosión que se muestra en la figura 4.11 ▲ es el resultado de la reacción entre el ácido de la batería (H_2SO_4) y la abrazadera metálica.

Cuando un metal se corroee, pierde electrones y forma cationes. Por ejemplo, los ácidos atacan vigorosamente al calcio para formar iones calcio, (Ca^{2+}):



Cuando un átomo, ion o molécula adquiere una carga más positiva (es decir, cuando pierde electrones), decimos que se *oxida*. *La pérdida de electrones por parte de una sustancia se denomina oxidación*. Así, el calcio, que no tiene carga neta, se *oxida* (sufre oxidación) en la ecuación 4.23 y forma Ca^{2+} .

Empleamos el término *oxidación* porque las primeras reacciones de este tipo que se estudiaron exhaustivamente fueron reacciones con oxígeno. Muchos metales reaccionan directamente con oxígeno en aire para formar óxidos metálicos. En estas reacciones, el metal pierde electrones que el oxígeno capta, y se forma un compuesto iónico del ion metálico y el ion óxido. Por ejemplo, cuando el calcio metálico se expone al aire, la superficie metálica brillante del metal se opaca al formarse CaO :



Al oxidarse el calcio en la ecuación 4.24, el oxígeno se transforma, de O_2 neutro a dos iones O^{2-} . Cuando un átomo, ion o molécula adquiere una carga más negativa (gana electrones), decimos que se *reduce*. *La ganancia de electrones por parte de una sustancia se denomina reducción*. Si un reactivo pierde electrones, otro debe ganarlos; la oxidación de una sustancia siempre va acompañada por la reducción de otra al transferirse electrones de una a la otra, como se muestra en la figura 4.12 ▲.

Números de oxidación

Para poder identificar correctamente una reacción de oxidación-reducción, necesitamos alguna forma de seguir la pista a los electrones ganados por la sustancia que se reduce y los perdidos por la sustancia que se oxida. El concepto de números de oxidación (también llamados *estados de oxidación*) se ideó precisamente para seguir la pista a los electrones en las reacciones. El **número de oxidación** de un átomo en una sustancia es la carga real del átomo cuando se trata de un ion monoatómico; en los demás casos, es la carga hipotética que se asigna al átomo con base en una serie de reglas. Hay oxidación cuando el número de oxidación aumenta; hay reducción cuando el número de oxidación disminuye.

Las reglas para asignar números de oxidación son:

1. *El número de oxidación de un átomo en su forma elemental siempre es cero.* Así, cada uno de los átomos de H en una molécula de H_2 tiene número de oxidación de 0, y cada átomo de P en una molécula de P_4 tiene un número de oxidación de 0.

2. El número de oxidación de cualquier **ión monoatómico** es igual a su carga. Así, K^+ tiene un número de oxidación de +1, S^{2-} tiene un estado de oxidación de -2, etc. Los iones de metales alcalinos (grupo 1A) siempre tienen carga +1; por tanto, los metales alcalinos siempre tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. De forma análoga, los metales alcalinotérreos (grupo 2A) siempre son +2 en sus compuestos, y el aluminio (grupo 3A) siempre es +3. (Al escribir números de oxidación, pondremos el signo a la izquierda del número, para distinguirlos de las cargas electrónicas reales, que escribiremos con el signo a la derecha.)
3. Los **no metales** por lo regular tienen números de oxidación negativos, aunque en ocasiones pueden tener números positivos:
 - (a) El número de oxidación del **oxígeno** normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares. La principal excepción son los compuestos llamados peróxidos, que contienen el ion O_2^{2-} , donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1.
 - (b) El número de oxidación del **hidrógeno** es +1 cuando está unido a no metales y -1 cuando está unido a metales.
 - (c) El número de oxidación del **flúor** es de -1 en todos sus compuestos. Los demás **halógenos** tienen un número de oxidación de -1 en la mayor parte de sus compuestos binarios, pero cuando se combinan con oxígeno, como en los oxiániones, tienen estados de oxidación positivos.
4. La **suma de los números de oxidación** de todos los átomos de un compuesto neutro es cero. La suma de los números de oxidación en un **ión poliatómico** es igual a la **carga del ion**. Por ejemplo, en el ion hidronio, H_3O^+ , el número de oxidación de cada hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2. Así, la suma de los números de oxidación es $3(+1) + (-2) = +1$, que es igual a la carga neta del ion. Esta regla es muy útil para obtener el número de oxidación de un átomo en un compuesto o ion si se conocen los números de oxidación de los demás átomos. Esto se ilustra en el EJERCICIO TIPO 4.8.

EJERCICIO TIPO 4.8

Determine el estado de oxidación del azufre en cada una de las siguientes entidades químicas:
 (a) H_2S ; (b) S_8 ; (c) SCl_2 ; (d) Na_2SO_3 ; (e) SO_4^{2-} .

Solución (a) Cuando está unido a un no metal, el hidrógeno tiene un número de oxidación de +1 (regla 3b). Dado que la molécula de H_2S es neutra, la suma de los números de oxidación debe ser cero (regla 4). Sea x el número de oxidación de S: tenemos $2(+1) + x = 0$. Por tanto, el S tiene un número de oxidación de -2.

(b) Puesto que se trata de una forma elemental del azufre, el estado de oxidación del S es de 0 (regla 1).

(c) Dado que se trata de un compuesto binario, cabe esperar que el Cl tenga un número de oxidación de -1 (regla 3c). La suma de los números de oxidación debe ser cero (regla 4). Si designamos con x el número de oxidación del azufre, tenemos $x + 2(-1) = 0$. Por consiguiente, el estado de oxidación del S debe ser +2.

(d) El sodio, un metal alcalino, siempre tiene el número de oxidación +1 en sus compuestos. El oxígeno suele tener un estado de oxidación de -2 (regla 3a). Si designamos con x el número de oxidación del S, tenemos $2(+1) + x + 3(-2) = 0$. Por tanto, el número de oxidación del S en este compuesto es de +4.

(e) El estado de oxidación del O es -2 (regla 3a). La suma de los números de oxidación es igual a -2, la carga neta del ion SO_4^{2-} (regla 4). Por tanto, tenemos $x + 4(-2) = -2$. De esta relación concluimos que el número de oxidación del S en este ion es +6.

Estos ejemplos ilustran el hecho de que el estado de oxidación de un elemento dado depende del compuesto en el que aparece. Como vimos en este ejemplo, los números de oxidación del azufre varían entre -2 y +6.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Indique el estado de oxidación del elemento en negritas en cada uno de los siguientes: (a) P_2O_5 ; (b) NaH ; (c) $Cr_2O_7^{2-}$; (d) $SnBr_4$; (e) BaO_2 .

Respuestas: (a) +5; (b) -1; (c) +6; (d) +4; (e) -1



Ejercicios con el CD-ROM
Números de oxidación
(Oxidation Numbers)



▲ **Figura 4.13** Muchos metales, como el magnesio que se muestra aquí, reaccionan con ácidos para formar hidrógeno gaseoso. Las burbujas son hidrógeno gaseoso.

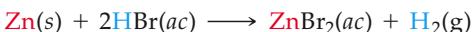
Oxidación de metales con ácidos y sales

Hay muchos tipos de reacciones redox. Por ejemplo, las reacciones de combustión son reacciones redox porque el oxígeno elemental se convierte en compuestos de oxígeno. (Sección 3.2) En este capítulo examinaremos las reacciones redox entre metales y ácidos y entre metales y sales. En el capítulo 20 estudiaremos tipos más complejos de reacciones redox.

La reacción entre un metal y un ácido o una sal metálica se ajusta al patrón general siguiente:

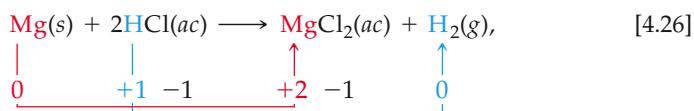


Ejemplos:

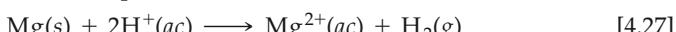


Estas reacciones se llaman **reacciones de desplazamiento** porque el ion en disolución es desplazado o sustituido por un elemento que se oxida.

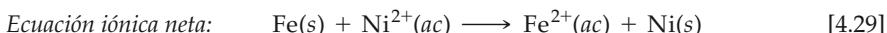
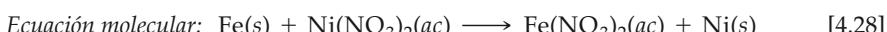
Muchos metales sufren reacciones de desplazamiento con ácidos para formar sales e hidrógeno gaseoso. Por ejemplo, el magnesio metálico reacciona con ácido clorhídrico para formar cloruro de magnesio e hidrógeno gaseoso (Figura 4.13 ▲). Para demostrar que ha habido oxidación y reducción, mostramos el número de oxidación de cada átomo en la ecuación química para la reacción:



Observe que el número de oxidación del Mg cambia de 0 a +2. El aumento en el número de oxidación indica que el átomo ha perdido electrones y por tanto se ha oxidado. El número de oxidación del ion H^+ del ácido baja de +1 a 0, lo que indica que este ion ganó electrones y por tanto se redujo. El número de oxidación del ion Cl^- sigue siendo -1, y es un ion espectador en la reacción. La ecuación iónica neta es:



Los metales también pueden oxidarse con disoluciones acuosas de diversas sales. El hierro metálico, por ejemplo, se oxida a Fe^{2+} con soluciones acuosas de Ni^{2+} , como $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(ac)$:



La oxidación de Fe a Fe^{2+} en esta reacción va acompañada de la reducción de Ni^{2+} a Ni. Recuerde: *siempre que alguna sustancia se oxida, alguna otra sustancia debe reducirse*.

EJERCICIO TIPO 4.9

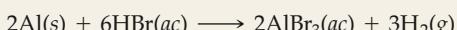
Escriba las ecuaciones molecular e iónica neta balanceadas para la reacción de aluminio con ácido bromhídrico.

Solución

Análisis: Debemos escribir la ecuación de la reacción redox entre un metal y un ácido.

Estrategia: Los metales reaccionan con ácidos para formar sales y H_2 gaseoso. Para escribir la ecuación balanceada, deberemos escribir las fórmulas químicas de los dos reactivos y después determinar la fórmula de la sal. La sal se compone del catión formado por el metal, y el anión del ácido.

Resolución: Las fórmulas de los reactivos dados son Al y HBr. El catión formado por Al es Al^{3+} , y el anión del ácido bromhídrico es Br^- . Por tanto, la sal que se forma en la reacción es AlBr_3 . Si escribimos los reactivos y productos y balanceamos la ecuación obtenemos



Tanto HBr como AlBr₃ son electrolitos fuertes solubles. Por tanto, la ecuación iónica completa es



Dado que Br⁻ es un ion espectador, la ecuación iónica neta es



Comentario: La sustancia oxidada es el aluminio metálico porque su estado de oxidación cambia de 0 a +3 en el catión, con lo que aumenta su número de oxidación. El H⁺ se reduce porque su estado de oxidación cambia de +1 a 0 en H₂.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) Escriba las ecuaciones molecular e iónica neta balanceadas para la reacción entre magnesio y sulfato de cobalto(II). (b) ¿Qué se oxida y qué se reduce en la reacción?

Respuestas: (a) Mg(s) + CoSO₄(ac) → MgSO₄(ac) + Co(s); Mg(s) + Co²⁺(ac) → Mg²⁺(ac) + Co(s); (b) Mg se oxida y Co²⁺ se reduce.

La serie de actividad

¿Podemos predecir si un metal dado se oxidará o no en presencia de un ácido o de una sal dada? Esta pregunta tiene importancia práctica además de interés químico. Por ejemplo, la ecuación 4.28 nos dice que no sería prudente almacenar una disolución de nitrato de níquel en un recipiente de hierro, pues la disolución disolvería el recipiente. Cuando un metal se oxida, parece carcomerse al reaccionar para formar diversos compuestos. Una oxidación extensa puede dar pie a la falla de piezas metálicas de maquinaria o el deterioro de estructuras metálicas.

Los diferentes metales varían en cuanto a la facilidad con que se oxidan. Por ejemplo, el Zn se oxida con soluciones acuosas de Cu²⁺, pero la Ag no. Concluimos que el Zn pierde electrones con más facilidad que la Ag; es decir, el Zn es más fácil de oxidar que la Ag.

Una lista de metales ordenados de mayor a menor facilidad de oxidación recibe el nombre de **serie de actividad**. En la tabla 4.5 ▶ se presenta la serie de actividad en disolución acuosa de muchos de los metales más comunes. También se ha incluido al hidrógeno en la tabla. Los metales de la parte superior de la tabla, como los metales alcalinos y alcalinotérreos, son los que más fácilmente se oxidan; es decir, reaccionan con mayor facilidad para formar compuestos. Se les denomina *metales*

TABLA 4.5 Serie de actividad de los metales en disolución acuosa

Metal	Reacción de oxidación
Litio	Li(s) → Li ⁺ (ac) + e ⁻
Potasio	K(s) → K ⁺ (ac) + e ⁻
Bario	Ba(s) → Ba ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Calcio	Ca(s) → Ca ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Sodio	Na(s) → Na ⁺ (ac) + e ⁻
Magnesio	Mg(s) → Mg ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Aluminio	Al(s) → Al ³⁺ (ac) + 3e ⁻
Manganeso	Mn(s) → Mn ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Zinc	Zn(s) → Zn ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Cromo	Cr(s) → Cr ³⁺ (ac) + 3e ⁻
Hierro	Fe(s) → Fe ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Cobalto	Co(s) → Co ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Níquel	Ni(s) → Ni ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Estaño	Sn(s) → Sn ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Plomo	Pb(s) → Pb ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Hidrógeno	H ₂ (g) → 2H ⁺ (ac) + 2e ⁻
Cobre	Cu(s) → Cu ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Plata	Ag(s) → Ag ⁺ (ac) + e ⁻
Mercurio	Hg(l) → Hg ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Platino	Pt(s) → Pt ²⁺ (ac) + 2e ⁻
Oro	Au(s) → Au ³⁺ (ac) + 3e ⁻

↑ Aumenta facilidad de oxidación



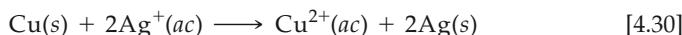
Ejercicios con el CD-ROM
Química de oxidación-reducción
del estaño y el zinc
(Oxidation-Reduction Chemistry
of Tin and Zinc)



Ejercicios con el CD-ROM
Reacciones de precipitación, redox
y neutralización
(Precipitation, Redox, and
Neutralization Reactions)

activos. Los metales de la parte inferior de la serie de actividad, como los elementos de transición de los grupos 8B y 1B, son muy estables y forman compuestos con menos facilidad. Estos metales, que se emplean en la fabricación de monedas y alhajas, se llaman *metales nobles* en virtud de su baja reactividad.

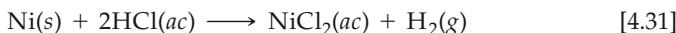
Podemos usar la serie de actividad para predecir el resultado de reacciones entre metales y ya sea sales metálicas o ácidos. *Cualquier metal de la lista puede ser oxidado por los iones de los elementos que están debajo de él.* Por ejemplo, el cobre está arriba de la plata en la serie. Por tanto, el cobre metálico será oxidado por iones de plata, como se muestra en la figura 4.14 ▼:



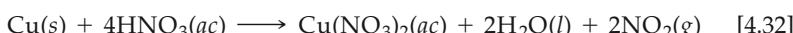
Ejercicios con el CD-ROM
Formación de cristales de plata
(Formation of Silver Crystals)

La oxidación del cobre a iones cobre va acompañada de la reducción de iones plata a plata metálica. La plata metálica puede verse en la superficie de los alambres de cobre en la figura 4.14(b) y (c). El nitrato de cobre(II) produce un color azul en la disolución, lo que se nota más en la parte (c).

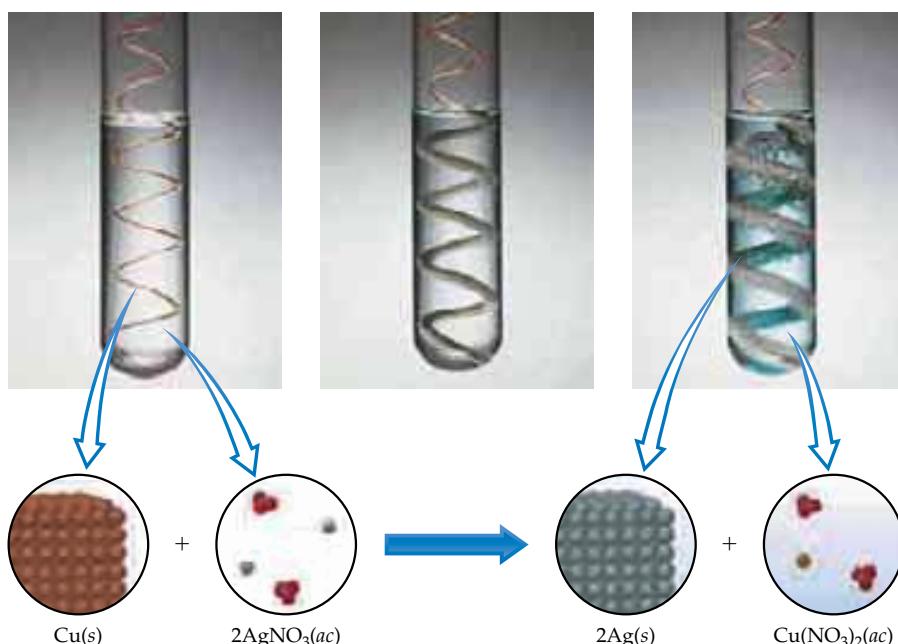
Sólo aquellos metales que están arriba del hidrógeno en la serie de actividad pueden reaccionar con ácidos para formar H₂. Por ejemplo, Ni reacciona con HCl(ac) para formar H₂:



Dado que los elementos que están abajo del hidrógeno en la serie de actividad no son oxidados por H⁺, el Cu no reacciona con HCl(ac). Resulta interesante que el cobre *sí* reacciona con ácido nítrico, como se vio antes en la figura 1.11. Sin embargo, esta reacción no es una simple oxidación del cobre por los iones H⁺ del ácido. Más bien, el metal es oxidado a Cu²⁺ por el ion nitrato del ácido, con formación de dióxido de nitrógeno, NO₂(g), de color pardo:



¿Qué sustancia se reduce al oxidarse el cobre en la ecuación 4.32? En este caso, el NO₂ proviene de la reducción de NO₃⁻. Examinaremos las reacciones de este tipo con mayor detalle en el capítulo 20.



▲ **Figura 4.14** Si colocamos cobre metálico en una disolución de nitrato de plata (a), ocurre una reacción redox en la que se forma plata metálica y una disolución azul de nitrato de cobre(II) (b y c).

EJERCICIO TIPO 4.10

¿Una disolución acuosa de cloruro de hierro(II) oxidará el magnesio metálico? De ser así, escribe las ecuaciones molecular e iónica neta balanceadas para la reacción.

Solución

Análisis: Nos dan dos sustancias una sal acuosa, FeCl_2 , y un metal, Mg y se nos pregunta si reaccionan entre sí.

Estrategia: Habrá reacción si Mg está arriba de Fe^{2+} en la serie de actividad (Tabla 4.5). Si ocurre la reacción, el ion Fe^{2+} de FeCl_2 se reducirá a Fe y el Mg elemental se oxidará a Mg^{2+} .

Resolución: Dado que Mg está arriba de Fe en la tabla, habrá reacción. Para escribir la fórmula de la sal que se produce en la reacción, debemos recordar las cargas que tienen los iones comunes. El magnesio siempre está presente en compuestos como Mg^{2+} ; el ion cloruro es Cl^- . La sal de magnesio que se forma en la reacción es MgCl_2 :



Tanto FeCl_2 como MgCl_2 son electrolitos fuertes solubles y pueden escribirse en forma iónica. El ion Cl^- , por tanto, es espectador en la reacción. La ecuación iónica neta es



La ecuación iónica neta muestra que Mg se oxida y Fe^{2+} se reduce en esta reacción.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuáles de los siguientes metales serán oxidados por $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$: Zn, Cu, Fe?

Respuesta: Zn y Fe

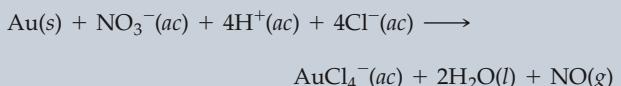


Una perspectiva más detallada El aura del oro

El oro se ha conocido desde los tiempos más antiguos que registra la historia de la humanidad. Desde que se tiene memoria, la gente ha valorado el oro, ha combatido por él y ha muerto por él.

Las propiedades físicas y químicas del oro lo han convertido en un metal especial. En primer lugar, su belleza y escasez intrínsecas lo han hecho precioso. Segundo, el oro es blando y se puede moldear fácilmente para crear objetos artísticos, alhajas y monedas (Figura 4.15 ▶). Tercero, el oro es uno de los metales menos activos (Tabla 4.5); no se oxida en aire y no reacciona con agua. El oro muestra baja reactividad ante soluciones básicas y ante casi todas las soluciones ácidas. En consecuencia, este metal puede encontrarse en la naturaleza como elemento puro, en lugar de estar combinado con oxígeno u otros elementos; esto explica su descubrimiento tan temprano.

Muchos de los primeros estudios de las reacciones del oro surgieron de la práctica de la alquimia, mediante la cual se buscaba convertir metales baratos, como el plomo, en oro. Los alquimistas descubrieron que el oro puede disolverse en una mezcla 3:1 de ácidos clorhídrico y nítrico concentrados, conocida como *agua regia*. La acción del ácido nítrico sobre el oro es similar a la que tiene sobre el cobre (Ecación 4.32) en cuanto a que es el ion nitrato, no H^+ , el que oxida el metal a Au^{3+} . Los iones Cl^- interactúan con Au^{3+} para formar iones AuCl_4^- , muy estables. La ecuación iónica neta para la reacción del oro con agua regia es



Todo el oro que se ha extraído de la tierra cabría fácilmente en un cubo de 19 m por lado y pesaría aproximadamente 1.1×10^8 kg (110,000 toneladas métricas). Más del 90% de esa cantidad se extrajo a partir del inicio de la fiebre del oro en California en 1848. La pro-

ducción mundial anual de oro asciende a cerca de 1.8×10^6 kg (2000 toneladas). En contraste, cada año se producen más de 1.5×10^{10} kg (16 millones de toneladas) de aluminio. El oro se usa principalmente en joyería (73%), monedas (10%) y electrónica (9%). Su uso en electrónica se debe a su excelente conductividad y su resistencia a la corrosión. Por ejemplo, se usa oro para chapear los contactos de interruptores eléctricos, relevadores y conexiones. Un teléfono Touch-Tone® ordinario contiene 33 contactos chapeados de oro. El oro también se usa en computadoras y otros dispositivos de microelectrónica cuyos componentes se conectan con delgados alambres de oro.

Además de su valor en joyería, acuñación y electrónica, el oro es importante en medicina. En virtud de su resistencia a la corrosión por ácidos y otras sustancias presentes en la saliva, el oro es un metal ideal para las obturaciones y coronas dentales, lo que representa cerca del 3% del consumo anual del elemento. El metal puro es demasiado blando para este uso, así que se combina con otros metales para formar aleaciones.



◀ Figura 4.15 Máscara del faraón Tutankamón (1346-1337 a.C.) hecha de oro y piedras preciosas. Se tomó del sarcófago interior de la tumba de Tutankamón.



Estrategias en química Análisis de reacciones químicas

En este capítulo el lector ha conocido un gran número de reacciones químicas. Un obstáculo importante que los estudiantes enfrentan al tratar de dominar material de este tipo es desarrollar una “intuición” respecto a lo que sucede cuando se permite reaccionar a las sustancias químicas. De hecho, es probable que se maraville ante la facilidad con la que su profesor puede deducir los resultados de una reacción química. Uno de los objetivos del presente texto es ayudar al estudiante a adquirir la aptitud para predecir los resultados de las reacciones. La clave para desarrollar esta “intuición química” es entender las distintas categorías de reacciones.

En química hay tantas reacciones individuales que tratar de memorizarlas es una tarea inútil. Resulta mucho más provechoso utilizar el reconocimiento de patrones para determinar la categoría general de una reacción, como metátesis u oxidación-reducción. Así pues, cuando enfrente el reto de predecir el resultado de una reacción química, hágase una serie de preguntas pertinentes:

- ¿Cuáles son los reactivos en la reacción?
- ¿Son electrólitos o no electrólitos?
- ¿Son ácidos y bases?

- Si los reactivos son electrólitos, ¿la metátesis producirá un precipitado? ¿Agua? ¿Un gas?
- Si no puede haber metátesis, ¿los reactivos podrían participar en una reacción de oxidación-reducción? Esto requiere un reactivo capaz de oxidarse y uno capaz de reducirse.

Al hacerse preguntas como éstas, el lector deberá poder llegar a una conclusión razonable respecto a lo que podría suceder durante la reacción. Es posible que su conclusión no siempre sea la correcta, pero si se mantiene alerta no estará muy lejos de la verdad. Conforme adquiera experiencia, comenzará a buscar reactivos que tal vez no sean obvios a primera vista, como agua de la disolución u oxígeno de la atmósfera.

Una de las mejores herramientas con que contamos en química es la experimentación. Si realizamos un experimento en el que se mezclan dos disoluciones, podremos hacer observaciones que nos ayudarán a entender lo que está sucediendo. Por ejemplo, usar la información de la tabla 4.1 para predecir si se formará o no un precipitado no es tan emocionante como ver el precipitado formarse realmente, como en la figura 4.4. Las observaciones en el laboratorio harán más fácil el dominio del material de las clases.

4.5 Concentraciones de disoluciones

En muchos casos, el comportamiento de una disolución depende no sólo de la naturaleza de los solutos, sino también de sus concentraciones. Los científicos usan el término **concentración** para designar la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente o disolución. El concepto de concentración es intuitivo: cuanto más soluto esté disuelto en cierta cantidad de disolvente, más concentrada será la disolución. En química es común tener que expresar cuantitativamente la concentración de las disoluciones.

Molaridad

La **molaridad** (símbolo M) expresa la concentración de una disolución como el número de moles de *sólido* que hay en un litro de disolución (disoln):

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disoln en litros}} \quad [4.33]$$



Ejercicios con el CD-ROM

Formación de una disolución a partir de un sólido

(**Solution Formation from a Solid**)

Una disolución 1.00 molar (se escribe $1.00 M$) contiene 1.00 mol de soluto en cada litro de disolución. En la figura 4.16 ► se muestra la preparación de 250 mL de una disolución 1.00 M de CuSO_4 empleando un matraz volumétrico que está calibrado para contener exactamente 250 mL. Primero, se pesa 0.250 mol de CuSO_4 (39.9 g) y se coloca en el matraz. Se agrega agua para disolver la sal, y la disolución así obtenida se diluye a un volumen total de 250 mL. La molaridad de la disolución es $(0.250 \text{ mol CuSO}_4) / (0.250 \text{ L disoln}) = 1.00 M$.

EJERCICIO TIPO 4.11

Calcule la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 23.4 g de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , en suficiente agua para formar 125 mL de disolución.

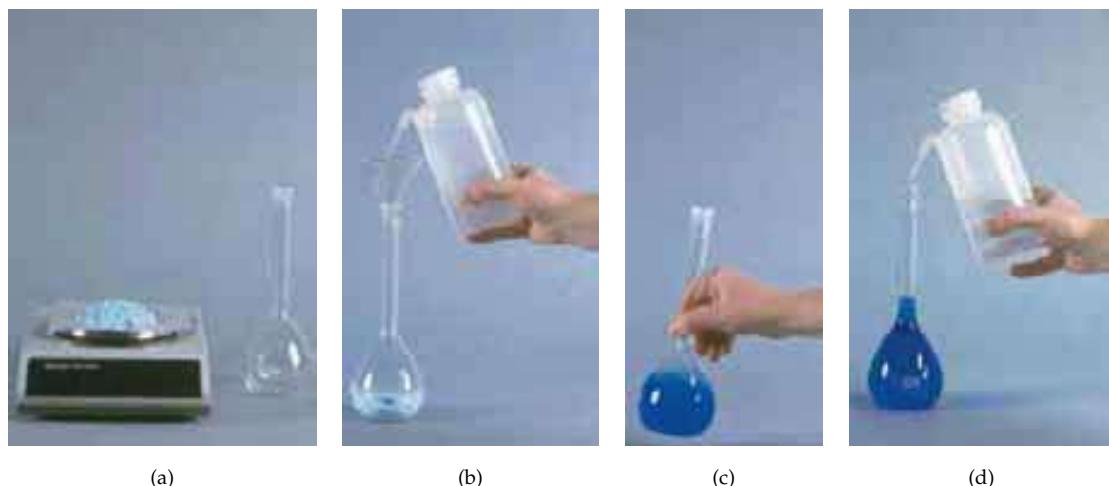


Figura 4.16 Procedimiento de preparación de 0.250 L de una disolución 1.00 M de CuSO_4 .
 (a) Pesar 0.250 mol (39.9 g) de CuSO_4 (peso formular = 159.6 uma). (b) Colocar el CuSO_4 (soluto) en un matraz volumétrico de 250 mL y agregar una pequeña cantidad de agua. (c) Disolver el soluto meneando el frasco. (d) Agregar más agua hasta que la disolución llegue apenas a la marca de calibración grabada en el cuello del frasco. Agitar el frasco tapado para asegurar un mezclado perfecto.

Solución

Análisis: Nos dan el número de gramos de soluto (23.4 g), su fórmula química (Na_2SO_4) y el volumen de la disolución (125 mL), y nos piden calcular la molaridad de la disolución.

Estrategia: Podemos calcular la molaridad empleando la ecuación 4.33. Para ello, deberemos convertir el número de gramos de soluto en moles y el volumen de la disolución (disoln) de mililitros a litros.

Resolución: El número de moles de Na_2SO_4 se obtiene de su masa molar.

$$\text{Moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = (23.4 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \right) = 0.165 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Convertimos el volumen de la disolución a litros:

$$\text{Litros disoln} = (125 \text{ mL}) \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) = 0.125 \text{ L}$$

Por tanto, la molaridad es

$$\text{Molaridad} = \frac{0.165 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{0.125 \text{ L disoln}} = 1.32 \frac{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}{\text{L disoln}} = 1.32 \text{ M}$$

Comprobación: Dado que el numerador no es mucho mayor que el denominador, es razonable que la respuesta sea un poco mayor que 1 M. Las unidades (mol/L) son apropiadas para la molaridad, y es correcto que la respuesta tenga tres cifras significativas porque todos los datos iniciales tenían tres cifras significativas.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcule la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 5.00 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en suficiente agua para formar exactamente 100 mL de disolución.

Respuesta: 0.278 M.



Ejercicios con el CD-ROM
 Disolución de KMnO_4
 (Dissolution of KMnO_4)

Cómo expresar la concentración de un electrólito

Cuando se disuelve un compuesto iónico, las concentraciones relativas de los iones que entran en la disolución dependen de la fórmula química del compuesto. Por ejemplo, una disolución 1.0 M de NaCl es 1.0 M en iones Na^+ y 1.0 M en iones Cl^- .

De manera análoga, una disolución 1.0 M de Na_2SO_4 es 2.0 M en iones Na^+ y 1.0 M en iones SO_4^{2-} . Por tanto, la concentración de una disolución de un electrólito se puede especificar en términos del compuesto empleado para preparar la disolución (Na_2SO_4 1.0 M) o bien en términos de los iones contenidos en la disolución (Na^+ 2.0 M y SO_4^{2-} 1.0 M).

EJERCICIO TIPO 4.12

¿Qué concentración molar tiene cada uno de los iones presentes en una disolución acuosa 0.025 M de nitrato de calcio?

Solución

Análisis: Nos dan la concentración del compuesto iónico empleado para preparar la disolución y nos piden determinar las concentraciones de los iones en la disolución.

Estrategia: Podemos usar los subíndices de la fórmula química del compuesto para determinar las concentraciones relativas de los iones.

Resolución: El nitrato de calcio se compone de iones calcio (Ca^{2+}) y iones nitrato (NO_3^-), así que su fórmula química es $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Dado que hay dos iones NO_3^- por cada ion Ca^{2+} en el compuesto, cada mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que se disuelva se disociará en 1 mol de Ca^{2+} y 2 mol de NO_3^- . Por tanto, una disolución 0.025 M en $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ será 0.025 M en Ca^{2+} y $2 \times 0.025 \text{ M} = 0.050 \text{ M}$ en NO_3^- .

Comprobación: La concentración de iones NO_3^- es el doble de la concentración de iones Ca^{2+} ; el subíndice 2 del anión NO_3^- en la fórmula química indica que así debe ser.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Qué concentración molar tienen los iones K^+ en una disolución 0.015 M de carbonato de potasio?

Respuesta: 0.030 M

Interconversión de molaridad, moles y volumen

La definición de molaridad (Ecuación 4.33) incluye tres cantidades: molaridad, moles de soluto y litros de disolución. Si conocemos dos de estas cantidades, podremos calcular la tercera. Por ejemplo, si conocemos la molaridad de una disolución, podremos calcular el número de moles de soluto que hay en un volumen dado. Así pues, la molaridad es un factor de conversión entre volumen de disolución y moles de soluto. El cálculo del número de moles de HNO_3 en 2.0 L de HNO_3 0.200 M ilustra la conversión de volumen a moles:

$$\text{Moles de HNO}_3 = (2.0 \text{ L disoln}) \left(\frac{0.200 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disoln}} \right)$$

$$= 0.40 \text{ mol HNO}_3$$

Se puede utilizar el análisis dimensional en esta conversión si expresamos la molaridad como moles/litro disoln. Por tanto, para obtener moles, multiplicamos litros por molaridad: moles = litros molaridad.

A fin de ilustrar la conversión de moles a volumen, consideraremos el cálculo del volumen de disolución de HNO_3 0.30 M requerido para suministrar 2.0 mol de HNO_3 :

$$\text{Litros disoln} = (2.0 \text{ mol HNO}_3) \left(\frac{1 \text{ L disoln}}{0.30 \text{ mol HNO}_3} \right) = 6.7 \text{ L disoln}$$

En este caso, debemos usar el recíproco de la molaridad en la conversión: litros = moles \times 1/M.

EJERCICIO TIPO 4.13

¿Cuántos gramos de Na₂SO₄ se requieren para preparar 0.350 L de Na₂SO₄ 0.500 M?

Solución

Análisis: Nos dan el volumen de la disolución (0.350 L), su concentración (0.500 M) y la identidad del soluto (Na₂SO₄), y nos piden calcular el número de gramos de soluto que hay en la disolución.

Estrategia: Podemos usar la definición de molaridad (Ecuación 4.33) para determinar el número de moles de soluto, para después convertir moles a gramos empleando la masa molar del soluto:

Resolución: Calculamos los moles de Na₂SO₄ empleando la molaridad y el volumen de la disolución:

Puesto que cada mol de Na₂SO₄ pesa 142 g, el número requerido de gramos de Na₂SO₄ es

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{\text{moles de Na}_2\text{SO}_4}{\text{litros disoln}}$$

$$\text{Moles de Na}_2\text{SO}_4 = \text{litros disoln} \times M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}$$

$$= (0.350 \text{ L disoln}) \left(\frac{0.500 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disoln}} \right)$$

$$= 0.175 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Gramos de Na}_2\text{SO}_4 = (0.175 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4) \left(\frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \right) = 24.9 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Comprobación: La magnitud de la respuesta, las unidades y el número de cifras significativas son apropiados.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) ¿Cuántos gramos de Na₂SO₄ hay en 15 mL de Na₂SO₄ 0.50 M? (b) ¿Cuántos mililitros de disolución de Na₂SO₄ 0.50 M se requieren para suministrar 0.038 mol de esta sal?

Respuestas: (a) 1.1 g; (b) 76 mL



Ejercicios con el CD-ROM
Formación de una disolución por dilución
(Solution Formation by Dilution)

Dilución

Las disoluciones que se emplean ordinariamente en el laboratorio suelen comprarse o prepararse en forma concentrada (llamadas *disoluciones stock*). Por ejemplo, el ácido clorhídrico se adquiere como disolución 12 M (ácido clorhídrico concentrado). Luego, podemos obtener disoluciones de más baja concentración agregando agua en un proceso llamado **dilución**.*

Para ilustrar la preparación de una disolución diluida (disoln dil) a partir de una concentrada, supongamos que queremos preparar 250 mL (o sea, 0.250 L) de una disolución 0.100 M de CuSO₄ diluyendo una disolución stock de CuSO₄ 1.00 M. Cuando agregamos disolvente para diluir una disolución, el número de moles de soluto no cambia.

$$\text{Moles de soluto antes de diluir} = \text{moles de soluto después de diluir} \quad [4.34]$$

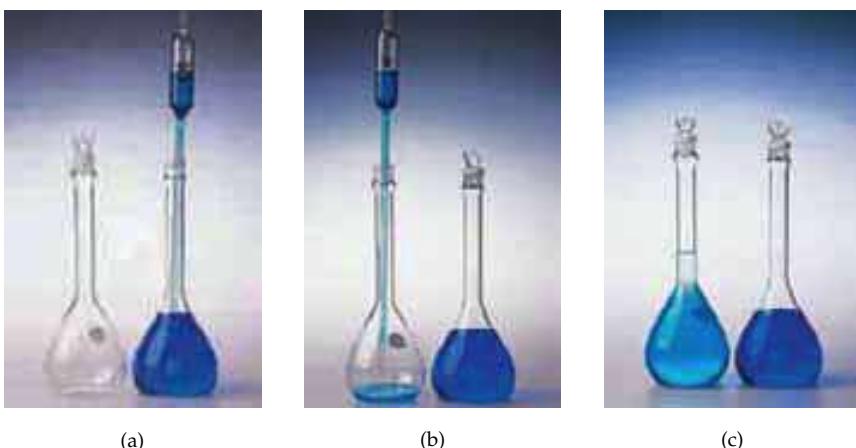
Puesto que conocemos tanto el volumen como la concentración de la disolución diluida, podemos calcular el número de moles de CuSO₄ que contiene.

$$\text{Mol CuSO}_4 \text{ en disoln dil} = (0.250 \text{ L disoln}) \left(0.100 \frac{\text{mol CuSO}_4}{\text{L disoln}} \right) = 0.0250 \text{ mol de CuSO}_4$$

Ahora podemos calcular el volumen de la disolución concentrada que contiene 0.0250 mol de CuSO₄:

$$\text{L de disoln conc} = (0.0250 \text{ mol CuSO}_4) \left(\frac{1 \text{ L disoln}}{1.00 \text{ mol CuSO}_4} \right) = 0.0250 \text{ L}$$

* Al diluir un ácido o base concentrado, el ácido o base debe agregarse al agua y luego diluirse más, si es necesario agregando más agua. La adición directa de agua a un ácido o base concentrado puede causar salpicaduras por el intenso calor que se genera.



▲ **Figura 4.17** Procedimiento para preparar 250 mL de CuSO_4 0.100 M por dilución de CuSO_4 1.00 M . (a) Extraer 25.0 mL de la disolución 1.00 M con una pipeta. (b) Agregar esto a un matraz volumétrico de 250 mL. (c) Agregar agua para diluir la disolución a un volumen total de 250 mL.

Así, la dilución se logra extrayendo 0.0250 L (es decir, 25.0 mL) de la disolución 1.00 M con una pipeta, agregándolo a un matraz volumétrico de 250 mL, y diluyéndolo a un volumen final de 250 mL, como se muestra en la figura 4.17 ▲. Observe que la disolución diluida tiene un color menos intenso que la concentrada.

En situaciones de laboratorio, los cálculos de este tipo suelen efectuarse con gran rapidez empleando una sencilla ecuación que puede deducirse recordando que el número de moles de soluto es el mismo en ambas disoluciones, concentrada y diluida, y que moles = molaridad \times litros:

$$\text{Moles de soluto en disoln conc} = \text{moles de soluto en disoln dil}$$

$$M_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}} \quad [4.35]$$

La molaridad de la disolución stock concentrada (M_{conc}) siempre es mayor que la molaridad de la disolución diluida (M_{dil}). Dado que el volumen de la disolución aumenta al diluirse, V_{dil} siempre es mayor que V_{conc} . Aunque la ecuación 4.35 se deduce en términos de litros, se puede usar cualquier unidad de volumen en tanto se use la misma unidad en ambos miembros de la ecuación. Por ejemplo, en el cálculo que hicimos para la disolución de CuSO_4 , tenemos

$$(1.00 \text{ } M)(V_{\text{conc}}) = (0.100 \text{ } M)(250 \text{ mL})$$

Si despejamos V_{conc} , obtendremos $V_{\text{conc}} = 25.0 \text{ mL}$, igual que antes.

EJERCICIO TIPO 4.14

¿Cuántos mililitros de H_2SO_4 3.0 M se requiere para preparar 450 mL de H_2SO_4 0.10 M ?

Solución

Análisis: Necesitamos diluir una disolución concentrada. Nos dan la molaridad de una disolución más concentrada (3.0 M) y el volumen y la molaridad de una disolución más diluida que contiene el mismo soluto (450 mL de disolución 0.10 M). Debemos calcular el volumen de la disolución concentrada que se necesita para preparar la disolución diluida.

Estrategia: Podemos calcular el número de moles de soluto, H_2SO_4 , en la disolución diluida y luego calcular el volumen de la disolución concentrada que se requiere para tener esa cantidad de soluto. O bien, podemos aplicar directamente la ecuación 4.35. Comparemos los dos métodos.

Resolución: Calculamos los moles de H_2SO_4 en la disolución diluida:

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en disoln diluida}$$

$$= (0.450 \text{ L disoln}) \left(\frac{0.10 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disoln}} \right) = 0.045 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos el volumen de disolución concentrada que contiene 0.045 mol H₂SO₄:

$$L \text{ disoln conc} = (0.045 \text{ mol H}_2\text{SO}_4) \left(\frac{1 \text{ L disoln}}{3.0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 0.015 \text{ L disoln}$$

Si convertimos litros en mililitros obtenemos 15 mL.

Si aplicamos la ecuación 4.35, obtenemos el mismo resultado:

$$(3.0 \text{ M})(V_{\text{conc}}) = (0.10 \text{ M})(450 \text{ mL})$$

$$V_{\text{conc}} = \frac{(0.10 \text{ M})(450 \text{ mL})}{3.0 \text{ M}} = 15 \text{ mL}$$

En ambos casos, vemos que si partimos de 15 mL de H₂SO₄ 3.0 M y los diluimos a un volumen total de 450 mL, obtenemos la disolución 0.10 M deseada.

Comprobación: El volumen calculado parece razonable porque se emplea un volumen pequeño de disolución concentrada para preparar un volumen grande de disolución diluida.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

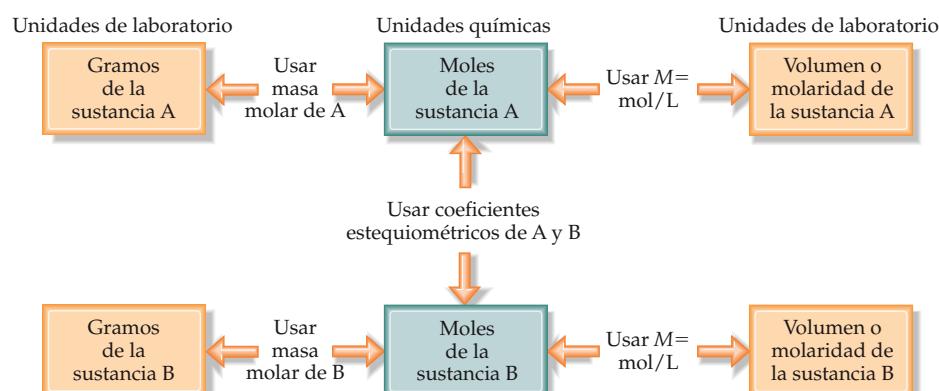
- (a) ¿Qué volumen de disolución de nitrato de plata 2.50 M contiene 0.0500 mol de Pb²⁺?
- (b) ¿Cuántos mililitros de disolución 5.0 M de K₂Cr₂O₇ deben diluirse para preparar 250 mL de disolución 0.10 M?
- (c) Si 10.0 mL de una disolución stock 10.0 M de NaOH se diluyen a 250 mL, ¿qué concentración tendrá la disolución así obtenida?

Respuestas: (a) 0.0200 L = 20 mL; (b) 5.0 mL; (c) 0.40 M

4.6 Estequiometría de disoluciones y análisis químico

Imaginemos que es preciso determinar las concentraciones de varios iones en una muestra de agua de un lago. Si bien se han desarrollado muchos métodos instrumentales para tales análisis, se siguen usando reacciones químicas como las que hemos estudiado en este capítulo. En el capítulo 3 vimos que, si conocemos la ecuación química y la cantidad de un reactivo consumida en la reacción, podemos calcular las cantidades de otros reactivos y productos. En esta sección, exploraremos brevemente estos tipos de análisis de disoluciones.

Recordemos que los coeficientes de una ecuación balanceada indican los números relativos de moles de reactivos y productos. (Sección 3.6) Para aprovechar esta información, debemos convertir las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción, en moles. Cuando manejamos gramos de sustancias, como hicimos en el capítulo 3, usamos la masa molar para efectuar dicha conversión; pero cuando estamos trabajando con disoluciones de molaridad conocida, usamos la molaridad y el volumen para determinar el número de moles (moles de soluto = M × L). En la figura 4.18 ▼ se resume esta forma de usar la estequiometría.



▲ **Figura 4.18** Bosquejo del procedimiento empleado para resolver problemas de estequiometría en los que intervienen unidades medidas (de laboratorio) de masa, concentración de disoluciones (molaridad) o volumen.

EJERCICIO TIPO 4.15

¿Cuántos gramos de Ca(OH)₂ se necesitan para neutralizar 25.0 mL de HNO₃ 0.100 M?

Solución

Ánalisis: Los reactivos son un ácido, HNO₃, y una base, Ca(OH)₂. Nos dan el volumen y la molaridad del HNO₃ y nos piden el número de gramos de Ca(OH)₂ que se necesitan para neutralizar esa cantidad de HNO₃.

Estrategia: Podemos usar la molaridad y el volumen de la disolución de HNO₃ para calcular el número de moles de HNO₃. Luego usaremos la ecuación balanceada para relacionar los moles de HNO₃ con los moles de Ca(OH)₂. Por último, convertiremos moles de Ca(OH)₂ en gramos. Los pasos pueden resumirse así:

Resolución: El producto de la concentración molar de una disolución y su volumen en litros da el número de moles de soluto:

Puesto que se trata de una reacción de neutralización ácido-base, HNO₃ y Ca(OH)₂ reaccionan para formar H₂O y la sal que contiene Ca²⁺ y NO₃⁻:

Por tanto, 2 mol HNO₃ ≈ 1 mol Ca(OH)₂. Entonces,

$$L_{\text{HNO}_3} \times M_{\text{HNO}_3} \Rightarrow \text{mol HNO}_3 \Rightarrow \text{mol Ca(OH)}_2 \Rightarrow g \text{ Ca(OH)}_2$$

$$\begin{aligned} \text{Moles HNO}_3 &= L_{\text{HNO}_3} \times M_{\text{HNO}_3} = (0.0250 \cancel{L}) \left(0.100 \frac{\text{mol HNO}_3}{\cancel{L}} \right) \\ &= 2.50 \times 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{Gramos de Ca(OH)}_2 &= (2.50 \times 10^{-3} \cancel{\text{mol HNO}_3}) \left(\frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \cancel{\text{mol HNO}_3}} \right) \left(\frac{74.1 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \right) \\ &= 0.0926 \text{ g Ca(OH)}_2 \end{aligned}$$

Comprobación: La magnitud de la respuesta es razonable. Se necesita una cantidad pequeña de base para neutralizar un volumen pequeño de ácido diluido.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

(a) ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para neutralizar 20.0 mL de una disolución 0.150 M de H₂SO₄? (b) ¿Cuántos litros de HCl(ac) 0.500 M se requieren para una reacción completa con 0.100 mol de Pb(NO₃)₂(ac) con formación de un precipitado de PbCl₂(s)?

Respuestas: (a) 0.240 g; (b) 0.400 L

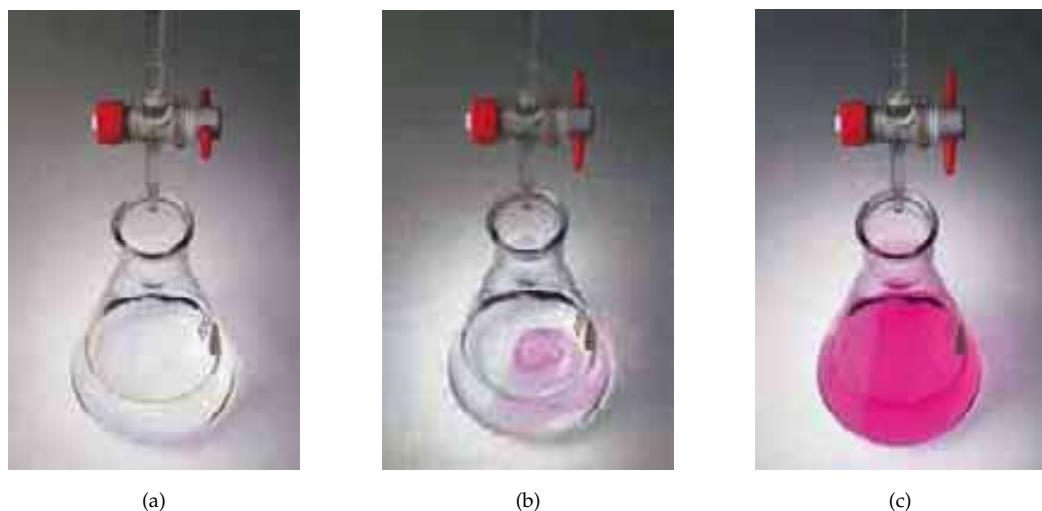


Ejercicios con el CD-ROM
Titulación ácido-base
(Acid-Base Titration)

Titulaciones

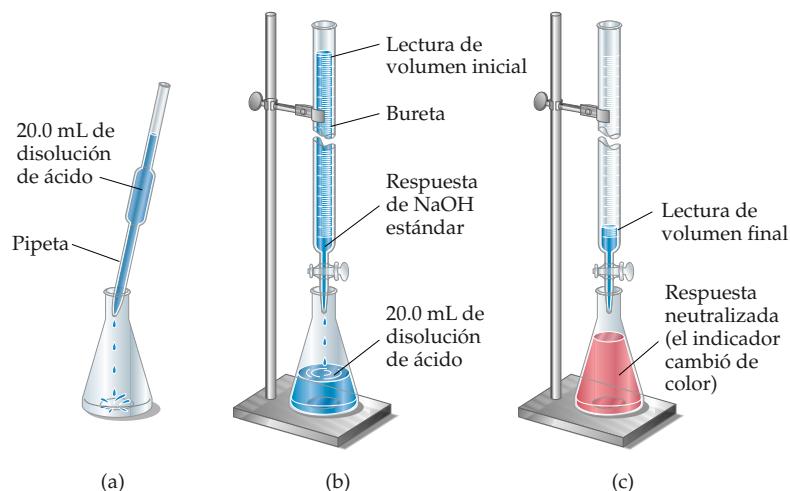
Cuando un químico quiere conocer la concentración de un soluto dado en una disolución, suele efectuar una **titulación**, lo que implica combinar una muestra de la disolución con una disolución de reactivo de concentración conocida, llamada **disolución estándar**. Las titulaciones pueden efectuarse utilizando reacciones ácido-base, de precipitación o de oxidación-reducción. Supongamos que tenemos una disolución de HCl de concentración desconocida y una disolución de NaOH que se sabe es 0.100 M. Para determinar la concentración de la disolución de HCl, tomamos un volumen específico de esa disolución, digamos 20.00 mL. Luego, agregamos lentamente la disolución de NaOH estándar hasta que la reacción de neutralización entre el HCl y el NaOH es total. El punto en que se reúnen cantidades estequiométricamente equivalentes se denomina **punto de equivalencia** de la titulación.

Para poder titular una disolución desconocida con una estándar, debe haber alguna forma de determinar cuándo se ha llegado al punto de equivalencia de la titulación. En las titulaciones ácido-base, se emplean colorantes llamados **indicadores** ácido-base para este propósito. Por ejemplo, el colorante conocido como fenolftaleína es incoloro en disolución ácida pero rosado en disolución básica. Si agregamos fenolftaleína a una disolución desconocida de ácido, la disolución será incolora, como en la figura 4.19(a) ▶. Luego podemos agregar base estándar con una bureta hasta que la disolución apenas pase de incolora a rosada, como se observa en la figura 4.19(b). Este cambio de color indica que el ácido se ha neutralizado y que la gota de



▲ **Figura 4.19** Cambio de apariencia de una disolución que contiene el indicador fenolftaleína, conforme se añade base. Antes del punto final, la disolución es incolora (a). Al aproximarse el punto final, se forma un color rosado pálido en el punto donde se agrega la base (b). En el punto final, el color rosado pálido se extiende a toda la disolución después del mezclado. Si se añade más base aún, la intensidad del color rosado aumenta (c).

base que hizo que la disolución adquiriera color no encontró ácido con el cual reaccionar. Por tanto, la disolución se vuelve básica y el colorante se pone rosado. El cambio de color marca el *punto final* de la titulación, que por lo regular coincide con mucha exactitud con el punto de equivalencia. Se debe tener cuidado de escoger indicadores cuyo punto final corresponda al punto de equivalencia de la titulación. Consideraremos esta cuestión en el capítulo 17. El procedimiento de titulación se resume en la figura 4.20 ▼.

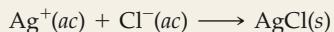


Ejercicios con el CD-ROM
Titulación ácido-base
(Acid-Base Titration)

▲ **Figura 4.20** Procedimiento para titular un ácido con una disolución estandarizada de NaOH. (a) Se agrega una cantidad conocida de ácido a un matraz. (b) Se agrega un indicador ácido-base, y se añade NaOH estandarizado con una bureta. (c) El punto de equivalencia se detecta por el cambio de color del indicador.

EJERCICIO TIPO 4.16

La cantidad de Cl^- en un suministro de agua se determina titulando la muestra con Ag^+ :



- (a) ¿Cuántos gramos de ion cloruro hay en una muestra del agua si se requieren 20.2 mL de $\text{Ag}^+ 0.100\text{ M}$ para reaccionar con todo el cloruro de la muestra? (b) Si la masa de la muestra es de 10.0 g, ¿qué porcentaje de Cl^- contiene?

Solución

Análisis: Nos dan el volumen (20.2 mL) y la molaridad (0.100 M) de una disolución de Ag^+ , y la ecuación química para la reacción de este ion con Cl^- . Nos piden primero calcular el número de gramos de Cl^- que hay en la muestra, y luego calcular el porcentaje en masa de Cl^- en la muestra.

(a) **Estrategia:** Comenzamos por utilizar el volumen y la molaridad de Ag^+ para calcular el número de moles de Ag^+ que se usaron en la titulación. Luego podemos usar la ecuación balanceada para determinar los moles de Cl^- y, con base en eso, los gramos de Cl^- .

Resolución:

$$\begin{aligned}\text{Mol Ag}^+ &= (20.2 \text{ mL disoln}) \left(\frac{1 \text{ L disoln}}{1000 \text{ mL disoln}} \right) \left(0.100 \frac{\text{mol Ag}^+}{\text{L disoln}} \right) \\ &= 2.02 \times 10^{-3} \text{ mol Ag}^+\end{aligned}$$

A partir de la ecuación balanceada vemos que 1 mol $\text{Ag}^+ \approx 1$ mol Cl^- . Utilizamos esta información y la masa molar de Cl para obtener

$$\begin{aligned}\text{Gramos de Cl}^- &= (2.02 \times 10^{-3}) \frac{\text{mol Ag}^+}{\text{mol Ag}^+} \left(\frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol Ag}^+} \right) \left(\frac{35.5 \text{ g Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} \right) \\ &= 7.17 \times 10^{-2} \text{ g Cl}^-\end{aligned}$$

(b) **Estrategia:** Para calcular el porcentaje de Cl^- en la muestra, comparamos el número de gramos de Cl^- en la muestra, 7.17×10^{-2} g, con la masa original de la muestra, 10.0 g.

Resolución:

$$\% \text{Cl}^- = \frac{7.17 \times 10^{-3} \text{ g}}{10.0 \text{ g}} \times 100\% = 0.717\% \text{ Cl}^-$$

Comentario: El ion cloruro es uno de los iones más comunes en el agua potable y residual. El agua de mar contiene 1.92% de Cl^- . Si el agua que contiene Cl^- tiene o no un sabor salado depende de los otros iones presentes. Si los únicos iones acompañantes son Na^+ , podría detectarse un sabor salado con una concentración de Cl^- tan bajo como 0.03%.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Una muestra de mena de hierro se disuelve en ácido, con lo que el hierro se convierte en Fe^{2+} . Luego, la muestra se titula con 47.20 mL de disolución de $\text{MnO}_4^- 0.02240\text{ M}$. La reacción de oxidación-reducción que tiene lugar durante la titulación es la siguiente: $\text{MnO}_4^-(ac) + 5\text{Fe}^{2+}(ac) + 8\text{H}^+(ac) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 5\text{Fe}^{3+}(ac) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$ (a) ¿Cuántos moles de MnO_4^- se añadieron a la disolución? (b) ¿Cuántos moles de Fe^{2+} había en la muestra? (c) Cuántos gramos de hierro había en la muestra? (d) Si la masa de la muestra era de 0.8890 g, ¿qué porcentaje de hierro tiene?

Respuestas: (a) 1.057×10^{-3} mol MnO_4^- ; (b) 5.286×10^{-3} mol Fe^{2+} ; (c) 0.2952 g; (d) 33.21%

EJERCICIO TIPO 4.17

Un método comercial empleado para pelar patatas es remojarlas en una disolución de NaOH durante un tiempo corto, sacarlas y aplicarles un roció a presión para eliminar la cáscara. La concentración de NaOH normalmente está en el intervalo de 3 a 6 M. El NaOH se analiza periódicamente. En uno de esos análisis se requirieron 45.7 mL de $\text{H}_2\text{SO}_4 0.500\text{ M}$ para neutralizar una muestra de 20.0 mL de disolución de NaOH . Calcule la concentración de la disolución de NaOH .

Solución

Análisis: Nos dan el volumen (45.7 mL) y la molaridad (0.500 M) de una disolución de H_2SO_4 que reacciona totalmente con una muestra de 20 mL de NaOH . Nos piden calcular la molaridad de la disolución de NaOH .

Estrategia: Podemos usar el volumen y la molaridad del H_2SO_4 para calcular el número de moles de esta sustancia. Luego, podemos utilizar esta cantidad, junto con la ecuación balanceada de la reacción, para calcular el número de moles de NaOH . Por último, usaremos los moles de NaOH y el volumen de esta disolución para calcular la molaridad.

Resolución: El número de moles de H_2SO_4 está dado por el producto del volumen y la molaridad de esta disolución:

Los ácidos reaccionan con hidróxidos metálicos para formar agua y una sal. Por tanto, la ecuación balanceada para la reacción de neutralización es

Según la ecuación balanceada, 1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 \approx 2$ mol NaOH. Por tanto,

Conocer el número de moles de NaOH presentes en 20.0 mL de disolución nos permite calcular la concentración de esta disolución:

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Calcule la molaridad de una disolución de NaOH si se requieren 48.0 mL para neutralizar 35.0 mL de H_2SO_4 0.144 M.

Respuesta: 0.210 M

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 = (45.7 \frac{\text{mL disoln}}{1000 \frac{\text{mL disoln}}{\text{L disoln}}}) \left(0.500 \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L disoln}} \right) \\ = 2.28 \times 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$



$$\text{Moles de NaOH} = (2.28 \times 10^{-2} \frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{\text{L disoln}}) \left(\frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) \\ = 4.56 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}$$

$$\text{Molaridad de NaOH} = \frac{\text{mol NaOH}}{\text{L disoln}} = \left(\frac{4.56 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}}{20.0 \frac{\text{mL disoln}}{\text{L disoln}}} \right) \left(\frac{1000 \frac{\text{mL disoln}}{\text{L disoln}}}{1 \text{ L disoln}} \right) \\ = 2.28 \frac{\text{mol NaOH}}{\text{L disoln}} = 2.28 \text{ M}$$

EJERCICIO INTEGRADOR RESUELTO 4: Conjuntar conceptos

Nota: Los ejercicios integradores requieren conocimientos de capítulos anteriores, no sólo del capítulo actual.

Se añade una muestra de 70.5 mg de fosfato de potasio a 15.0 mL de nitrato de plata 0.050 M, con formación de un precipitado. (a) Escriba la ecuación molecular de la reacción. (b) ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción? (c) Calcule el rendimiento teórico, en gramos, del precipitado que se forma.

Solución (a) Tanto el fosfato de potasio como el nitrato de plata son compuestos iónicos. El fosfato de potasio contiene iones K^+ y PO_4^{3-} , así que su fórmula química es K_3PO_4 . El nitrato de plata contiene iones Ag^+ y NO_3^- , así que su fórmula química es AgNO_3 . Dado que ambos reactivos son electrolitos fuertes, la disolución contiene iones K^+ , PO_4^{3-} , Ag^+ y NO_3^- antes de producirse la reacción. Según las reglas de solubilidad de la tabla 4.1, Ag^+ y PO_4^{3-} forman un compuesto insoluble, así que se precipitará Ag_3PO_4 de la disolución. En cambio, K^+ y NO_3^- permanecerán en la disolución porque KNO_3 es soluble en agua. Por tanto, la ecuación molecular balanceada de la reacción es



(b) Para determinar el reactivo limitante, debemos examinar el número de moles de cada reactivo. (Sección 3.7) El número de moles de K_3PO_4 se calcula con base en la masa de la muestra, empleando la masa molar como factor de conversión. (Sección 3.4) La masa molar del K_3PO_4 es $3(39.1) + 31.0 + 4(16.0) = 212.3 \text{ g/mol}$. Convertimos miligramos a gramos y luego a moles para obtener

$$(70.5 \frac{\text{mg K}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mg K}_3\text{PO}_4}) \left(\frac{10^{-3} \text{ g K}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mg K}_3\text{PO}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol K}_3\text{PO}_4}{212.3 \text{ g K}_3\text{PO}_4} \right) = 3.32 \times 10^{-4} \text{ mol K}_3\text{PO}_4$$

Determinamos el número de moles de AgNO_3 a partir del volumen y la molaridad de la disolución. (Sección 4.5) Convertimos mililitros a litros y luego a moles para obtener

$$(15.0 \frac{\text{mL}}{1 \text{ mL}}) \left(\frac{10^{-3} \text{ L}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{0.050 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L}} \right) = 7.5 \times 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3$$

Al comparar las cantidades de los dos reactivos, vemos que hay $(7.5 \times 10^{-4}) / (3.32 \times 10^{-4}) = 2.3$ veces más moles de AgNO_3 que moles de K_3PO_4 . Sin embargo, según la ecuación balanceada, 1 mol de K_3PO_4 requiere 3 mol de AgNO_3 . Por tanto, no hay suficiente AgNO_3 para consumir el K_3PO_4 , y AgNO_3 es el reactivo limitante.

(c) El precipitado es Ag_3PO_4 , que tiene una masa molar de $3(107.9) + 31.0 + 4(16.0) = 418.7 \text{ g/mol}$. Para calcular el número de gramos de Ag_3PO_4 que podrían producirse en esta reacción (el rendimiento teórico), usamos el número de moles del reactivo limitante, convirtiendo mol $\text{AgNO}_3 \Rightarrow$ mol $\text{Ag}_3\text{PO}_4 \Rightarrow$ g Ag_3PO_4 . Usamos los coeficientes de la ecuación balanceada para convertir moles de AgNO_3 en moles de Ag_3PO_4 , y usamos la masa molar de Ag_3PO_4 para convertir en gramos el número de moles de esta sustancia.

$$(7.5 \times 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3) \left(\frac{1 \text{ mol Ag}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol AgNO}_3} \right) \left(\frac{418.7 \text{ g Ag}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol Ag}_3\text{PO}_4} \right) = 0.10 \text{ g Ag}_3\text{PO}_4$$

La respuesta sólo tiene dos cifras significativas porque la cantidad de AgNO_3 se da con sólo dos cifras significativas.

Resumen y términos clave

Introducción y Sección 4.1 Las disoluciones en las que el agua es el medio de disolución se llaman **disoluciones acuosas**. El componente de la disolución que está en mayor cantidad es el **disolvente**; los demás componentes se llaman **solutos**.

Cualquier sustancia cuya disolución acuosa contiene iones se denomina **electrólito**. Cualquier sustancia que forma una disolución que no contiene iones es un **no electrólito**. Los electrólitos que están presentes en disolución totalmente como iones son **electrólitos fuertes**, mientras que los que están presentes parcialmente como iones y parcialmente como moléculas son **electrólitos débiles**. Los compuestos iónicos se disocian en iones cuando se disuelven, y son electrólitos fuertes. La mayor parte de los compuestos moleculares son no electrólitos, aunque algunos son electrólitos débiles, y unos cuantos, electrólitos fuertes. Al representar la ionización de un electrólito débil en disolución, se usa una flecha doble para indicar que las reacciones hacia adelante y hacia atrás pueden lograr un balance llamado **equilibrio químico**.

Sección 4.2 Las **reacciones de precipitación** son aquellas en las que se forma un producto insoluble, llamado **precipitado**. Las reglas de solubilidad ayudan a determinar si un compuesto iónico es o no soluble en agua. (La **solubilidad** de una sustancia es la cantidad que se disuelve en una cantidad dada de disolvente.) Las reacciones como las de precipitación, en las que los cationes y aniones parecen intercambiar compañeros, se llaman **reacciones de intercambio** o **reacciones de metátesis**.

Podemos escribir ecuaciones químicas para indicar si las sustancias disueltas están presentes en disolución de forma predominante como iones o como moléculas. Si escribimos las fórmulas químicas completas de todos los reactivos y productos, la ecuación es una **ecuación molecular**. En una **ecuación iónica completa** muestra todos los electrólitos fuertes disueltos en forma de sus iones componentes. En una **ecuación iónica neta**, los electrólitos fuertes se escriben en sus formas iónicas y se omiten los iones que no cambian durante la reacción (**iones espectadores**).

Sección 4.3 Los ácidos y bases son electrólitos importantes. Los **ácidos** son donadores de protones; aumentan la concentración de $\text{H}^+(ac)$ en las soluciones acuosas a las que se agregan. Las **bases** aceptan protones; aumentan la concentración de $\text{OH}^-(ac)$ en las soluciones acuosas. Los ácidos y bases que son electrólitos fuertes se llaman **ácidos fuertes** y

bases fuertes, respectivamente; los que son electrólitos débiles se llaman **ácidos débiles** y **bases débiles**. Si mezclamos disoluciones de ácidos y bases, hay una **reacción de neutralización**. La reacción de neutralización entre un ácido y un hidróxido metálico produce agua y una **sal**. También pueden formarse gases como resultado de reacciones ácido-base. La reacción de un sulfuro con un ácido forma $\text{H}_2\text{S}(g)$; la reacción entre un carbonato y un ácido forma $\text{CO}_2(g)$.

Sección 4.4 La **oxidación** es la pérdida de electrones por parte de una sustancia, en tanto que la **reducción** es la ganancia de electrones por una sustancia. Los **números de oxidación** ayudan a seguir la pista a los electrones durante las reacciones químicas, y se asignan a los átomos empleando reglas específicas. La oxidación de un elemento hace que aumente su número de oxidación, mientras que una reducción va acompañada de una disminución en el número de oxidación. La oxidación siempre va acompañada por reducción, lo que da lugar a **reacciones de oxidación-reducción**, o redox.

Muchos metales son oxidados por O_2 , ácidos y sales. Las reacciones redox entre metales y ácidos y entre metales y sales se denominan **reacciones de desplazamiento**. Los productos de tales reacciones siempre son un elemento (H_2 o un metal) y una sal. La comparación de tales reacciones nos permite ordenar los metales según la facilidad con que se oxidan. Una lista de metales ordenados de mayor a menor facilidad de oxidación se denomina **serie de actividad**. Cualquier metal de la lista puede ser oxidado por iones de metales (o H^+) que estén más abajo que él en la serie.

Sección 4.5 La composición de una disolución expresa las cantidades relativas de disolvente y solutos que contiene. Una de las formas más comunes de expresar la **concentración** de un soluto en una disolución es en términos de molaridad. La **molaridad** de una disolución es el número de moles de soluto por litro de disolución. Esta unidad de concentración nos permite interconvertir volumen de disolución y número de moles de soluto. Podemos formar disoluciones de molaridad conocida ya sea pesando el soluto y diluyéndolo a un volumen conocido o por **dilución** de una disolución más concentrada cuya concentración se conoce (una disolución *stock*). La adición de disolvente a la disolución (el proceso de dilución) disminuye la concentración del soluto, sin alterar el número de moles de soluto que hay en la disolución ($M_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}}$).

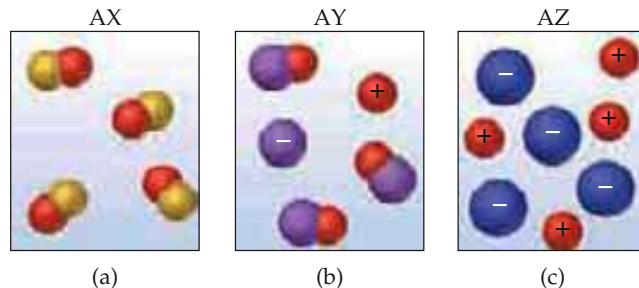
Sección 4.6 En el proceso llamado **titulación**, combinamos una disolución de concentración conocida (una **disolución estándar**) con una disolución de concentración desconocida para determinar la concentración desconocida o la cantidad de soluto en la muestra desconocida. El punto de la titulación

en el que se han combinado cantidades estequiométricamente equivalentes de los reactivos se denomina **punto de equivalencia**. Podemos usar un **indicador** para distinguir el punto final de la titulación, que está muy cercano al punto de equivalencia.

Ejercicios

Electrólitos

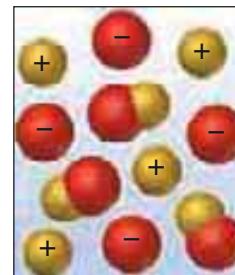
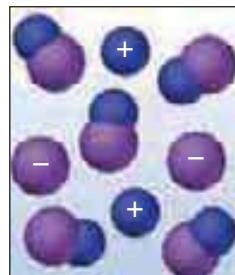
- 4.1 Aunque el agua pura es un mal conductor de la electricidad, se nos advierte que no debemos operar aparatos eléctricos cerca del agua. ¿Por qué?
- 4.2 Cuando preguntan a un estudiante qué hace que las disoluciones de electrólitos conduzcan la electricidad, contesta que se debe al movimiento de electrones dentro de la disolución. ¿Tiene razón? Si no, ¿cuál es la respuesta correcta?
- 4.3 Cuando se disuelve metanol (CH_3OH) en agua, se obtiene una disolución no conductora. Cuando se disuelve ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) en agua, la disolución es ácida y conduce débilmente la electricidad. Describa qué sucede después de la disolución en ambos casos, y explique la diferencia en los resultados.
- 4.4 En este capítulo vimos que muchos sólidos iónicos se disuelven en agua como electrólitos fuertes, es decir, como iones separados en disolución. ¿Qué propiedades del agua facilitan este proceso?
- 4.5 Especifique cómo se disocia en iones (ioniza) cada uno de estos electrólitos fuertes al disolverse en agua: (a) ZnCl_2 ; (b) HNO_3 ; (c) K_2SO_4 ; (d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 4.6 Especifique cómo se disocia en iones (ioniza) cada uno de estos electrólitos fuertes al disolverse en agua: (a) MgI_2 ; (b) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; (c) HClO_4 ; (d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- 4.7 Los tres diagramas que siguen representan disoluciones acuosas de tres sustancias distintas, AX, AY y AZ. Identifique cada sustancia como electrólito fuerte, electrólito débil o no electrólito.



Reacciones de precipitación y ecuaciones iónicas netas

- 4.11 Empleando reglas de solubilidad, prediga si cada uno de los compuestos siguientes es soluble o insoluble en agua: (a) NiCl_2 ; (b) Ag_2S ; (c) Cs_3PO_4 ; (d) SrCO_3 ; (e) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- 4.12 Prediga si cada uno de los compuestos siguientes es soluble o insoluble en agua: (a) $\text{Ni}(\text{OH})_2$; (b) PbSO_4 ; (c) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; (d) AlPO_4 ; (e) $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.
- 4.13 ¿Habrá precipitación al mezclarse las disoluciones siguientes? Si la hay, escriba una ecuación química balanceada para la reacción:

- 4.8 Los dos diagramas representan disoluciones acuosas de dos sustancias distintas, AX y BY. ¿Las sustancias son electrólitos fuertes, electrólitos débiles o no electrólitos? ¿Cuál cabría esperar que conduzca mejor la electricidad? Explique.



- 4.9 El ácido fórmico, HCHO_2 , es un electrólito débil. ¿Qué partículas de soluto están presentes en una disolución acuosa de este compuesto? Escriba la ecuación química para la ionización de HCHO_2 .

- 4.10 La acetona, CH_3COCH_3 , es un no electrólito; el ácido hipocloroso, HClO , es un electrólito débil; y el cloruro de amonio, NH_4Cl , es un electrólito fuerte. (a) ¿Qué partículas de soluto están presentes en disoluciones acuosas de cada compuesto? (b) Si se disuelve 0.1 mol de cada compuesto, ¿cuál disolución contendrá 0.2 mol de partículas de soluto, ¿cuál contendrá 0.1 mol de partículas de soluto y cuál contendrá entre 0.1 y 0.2 mol de partículas de soluto?

ceada para la reacción: (a) Na_2CO_3 y AgNO_3 ; (b) NaNO_3 y NiSO_4 ; (c) FeSO_4 y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

- 4.14 Identifique el precipitado (si lo hay) que se forma al mezclarse las disoluciones siguientes, y escriba una ecuación balanceada para cada reacción. (a) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ y NaOH ; (b) NaOH y K_2SO_4 ; (c) Na_2S y $\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$.
- 4.15 Escriba las ecuaciones iónicas completas y ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren al mezclar cada par de disoluciones:

- (a) $\text{Na}_2\text{CO}_3(ac)$ y $\text{MgSO}_4(ac)$
 (b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac)$ y $\text{Na}_2\text{S}(ac)$
 (c) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(ac)$ y $\text{CaCl}_2(ac)$
- 4.16 Escriba ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones que ocurren en cada uno de los casos siguientes. Identifique el o los iones espectadores en cada reacción.
- (a) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(ac) + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(ac) \longrightarrow$
 (b) $\text{AgNO}_3(ac) + \text{K}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow$
 (c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(ac) + \text{KOH}(ac) \longrightarrow$
- 4.17 Muestras individuales de una disolución de una sal desconocida se tratan con disoluciones diluidas de HBr , H_2SO_4 y NaOH . Sólo se forma un precipitado con H_2SO_4 . ¿Cuál de los cationes siguientes podría contener la disolución: K^+ ; Pb^{2+} ; Ba^{2+} ?
-
- ### Reacciones ácido-base
- 4.21 Describa la diferencia entre: (a) un ácido monoprótico y un ácido diprótico; (b) un ácido débil y un ácido fuerte; (c) un ácido y una base.
- 4.22 Explique las observaciones siguientes: (a) NH_3 no contiene iones OH^- , pero sus disoluciones acuosas son básicas; (b) Se dice que HF es un ácido débil, pero es muy reactivo; (c) Aunque el ácido sulfúrico es un electrólito fuerte, una disolución acuosa de H_2SO_4 contiene más iones HSO_4^- que iones SO_4^{2-} . Explique.
- 4.23 Clasifique cada uno de los siguientes como ácido o base fuerte o débil: (a) HClO_4 ; (b) HClO_2 ; (c) NH_3 ; (d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- 4.24 Clasifique cada uno de los siguientes como ácido o base fuerte o débil: (a) CsOH ; (b) H_3PO_4 ; (c) $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$; (d) H_2SO_4 .
- 4.25 Rotule cada una de las siguientes sustancias como ácido, base, sal o ninguna de las tres cosas. Indique si la sustancia existe en disolución acuosa totalmente en forma molecular, totalmente como iones o como una mezcla de moléculas y iones. (a) HF; (b) acetonitrilo, CH_3CN ; (c) NaClO_4 ; (d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
- 4.26 Una disolución acuosa de un soluto desconocido se prueba con papel tornasol y se determina que es ácida. La disolución conduce débilmente la electricidad en comparación con una disolución de NaCl con la misma concentración. ¿Cuál de las siguientes sustancias podría ser la desconocida: KOH , NH_3 , HNO_3 , KClO_2 , H_3PO_3 , CH_3COCH_3 (acetona)?
- 4.27 Clasifique cada una de las sustancias siguientes como no electrólito, electrólito débil o electrólito fuerte: (a) H_2SO_3 ; (b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol); (c) NH_3 ; (d) KClO_3 ; (e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
- 4.28 Clasifique cada una de las sustancias siguientes como no electrólito, electrólito débil o electrólito fuerte: (a) HBrO ; (b) HNO_3 ; (c) KOH ; (d) CH_3COCH_3 (acetona); (e) CoSO_4 ; (f) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarosa).
- 4.18 Muestras individuales de una disolución de un compuesto iónico desconocido se tratan con soluciones diluidas de AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y BaCl_2 . Se forman precipitados en los tres casos. ¿Cuál de los siguientes podría ser el anión de la sal desconocida: Br^- ; CO_3^{2-} ; NO_3^- ?
- 4.19 Se desprendió la etiqueta de dos frascos, uno que contenía $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ y otro que contenía $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Usted tiene a mano un frasco de H_2SO_4 diluido. ¿Cómo podría usarlo para probar una muestra de cada disolución e identificar cuál disolución es cuál?
- 4.20 Usted sabe que un frasco sin etiqueta contiene una de las sustancias siguientes: AgNO_3 , CaCl_2 o $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Un amigo sugiere probar una muestra del contenido del frasco con $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ y luego con NaCl . ¿Qué comportamiento cabría esperar cuando cada uno de estos compuestos se añade a la disolución desconocida?
- 4.29 Complete y balancee las ecuaciones moleculares siguientes, y luego escriba la ecuación iónica neta para cada una:
- (a) $\text{HBr}(ac) + \text{Ca}(\text{OH})_2(ac) \longrightarrow$
 (b) $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) + \text{HClO}_4(ac) \longrightarrow$
 (c) $\text{Al}(\text{OH})_3(s) + \text{HNO}_3(ac) \longrightarrow$
- 4.30 Escriba las ecuaciones molecular y iónica neta balanceadas para cada una de las siguientes reacciones de neutralización:
- (a) Ácido acético acuoso es neutralizado por hidróxido de potasio acuoso.
 (b) Hidróxido de cromo(III) sólido reacciona con ácido nítrico.
 (c) Reaccionan ácido hipocloroso acuoso e hidróxido de calcio acuoso.
- 4.31 Escriba ecuaciones moleculares e iónicas netas balanceadas para las siguientes reacciones, e identifique el gas que se desprende en cada una: (a) sulfuro de cadmio sólido reacciona con una disolución acuosa de ácido sulfúrico; (b) carbonato de magnesio sólido reacciona con una disolución acuosa de ácido perclórico.
- 4.32 Escriba una ecuación molecular balanceada y una ecuación iónica neta para la reacción que ocurre cuando (a) CaCO_3 sólido reacciona con una disolución acuosa de ácido nítrico; (b) sulfuro de hierro(II) sólido reacciona con una disolución acuosa de ácido bromhídrico.
- 4.33 Puesto que el ion óxido es básico, los óxidos metálicos reaccionan fácilmente con ácidos. (a) Escriba la ecuación iónica neta para la reacción siguiente: $\text{FeO}(s) + 2\text{HClO}_4(ac) \longrightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$. (b) Con base en el ejemplo de la parte (a), escriba la ecuación iónica neta para la reacción que ocurre entre $\text{NiO}(s)$ y una disolución acuosa de ácido nítrico.
- 4.34 Al disolverse K_2O en agua, el ion óxido reacciona con las moléculas de agua para formar iones hidróxido. Escriba las ecuaciones molecular e iónica neta para esta reacción. Con base en las definiciones de ácido y base, ¿cuál ion es la base en esta reacción? ¿Cuál es el ácido? ¿Qué ion es espectador en la reacción?

Reacciones de oxidación-reducción

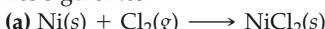
- 4.35 Defina oxidación y reducción en términos de (a) transferencia de electrones y (b) números de oxidación.
- 4.36 ¿Puede haber oxidación sin una reducción que la acompañe? Explique.

- 4.37 ¿En qué parte de la tabla periódica están en general los metales más fáciles de oxidar? ¿Y los más difíciles de oxidar?
- 4.38 ¿Por qué se llama metales nobles al platino y el oro? ¿Por qué se llama metales activos a los metales alcalinos y alcalinotérreos?

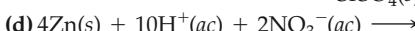
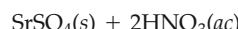
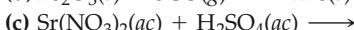
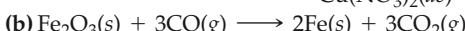
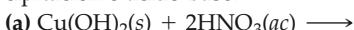
4.39 Determine el número de oxidación del elemento indicado en cada una de las sustancias siguientes: (a) S en SO_3 ; (b) C en COCl_2 ; (c) Mn en MnO_4^- ; (d) Br en HBrO ; (e) As en As_4 ; (f) O en K_2O_2 .

4.40 Determine el número de oxidación del elemento indicado en cada una de las sustancias siguientes: (a) Ti en TiO_2 ; (b) Sn en SnCl_4 ; (c) C en $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; (d) N en $(\text{NH}_4)\text{SO}_4$; (e) N en HNO_2 ; (f) Cr en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

4.41 ¿Cuál elemento se oxida, y cuál se reduce, en las reacciones siguientes?



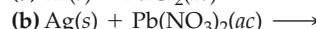
4.42 ¿Cuáles de las siguientes son reacciones redox? Para esas reacciones, indique cuál elemento se oxida y cuál se reduce. En los demás casos, indique si son reacciones de precipitación o ácido-base.



4.43 Escriba ecuaciones moleculares e iónicas netas balanceadas para las reacciones de (a) manganeso con ácido sulfúrico; (b) cromo con ácido bromhídrico; (c) estaño con ácido clorhídrico; (d) aluminio con ácido fórmico, HCHO_2 .

4.44 Escriba ecuaciones moleculares e iónicas netas balanceadas para las reacciones de (a) ácido clorhídrico con níquel; (b) ácido sulfúrico con hierro; (c) ácido bromhídrico con magnesio; (d) ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, con zinc.

4.45 Con base en la serie de actividad (Tabla 4.5), prediga el resultado de las reacciones siguientes:



4.46 Empleando la serie de actividad (Tabla 4.5), escriba ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones siguientes. Si no hay reacción, simplemente escriba SR. (a) Hierro metálico se agrega a una disolución de nitrato de cobre(II); (b) zinc metálico se agrega a una disolución de sulfato de magnesio; (c) ácido bromhídrico se agrega a estaño metálico; (d) hidrógeno gaseoso burbujea a través de una disolución acuosa de cloruro de níquel(II); (e) aluminio metálico se agrega a una disolución de sulfato de cobalto(II).

4.47 El metal cadmio tiende a formar iones Cd^{2+} . Se hacen las observaciones siguientes: (i) Cuando una tira de zinc metálico se coloca en $\text{CdCl}_2(\text{ac})$, se deposita cadmio metálico en la tira. (ii) cuando una tira de cadmio metálico se coloca en $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$, se deposita níquel metálico en la tira. (a) Escriba ecuaciones iónicas netas que expliquen cada una de las observaciones anteriores. (b) ¿Qué podemos concluir respecto a la posición del cadmio en la serie de actividad? (c) ¿Qué experimentos tendríamos que realizar para ubicar con mayor precisión la posición del cadmio en la serie de actividad?

4.48 (a) Use las reacciones siguientes para preparar una serie de actividad para los halógenos: $\text{Br}_2(\text{ac}) + 2\text{NaI(ac)} \longrightarrow 2\text{NaBr(ac)} + \text{I}_2(\text{ac})$; $\text{Cl}_2(\text{ac}) + 2\text{NaBr(ac)} \longrightarrow 2\text{NaCl(ac)} + \text{Br}_2(\text{ac})$. (b) Relacione las posiciones de los halógenos en la tabla periódica con sus posiciones en esta serie de actividad. (c) Prediga si habrá o no reacción cuando se mezclen los reactivos siguientes: $\text{Cl}_2(\text{ac})$ y KI(ac) ; $\text{Br}_2(\text{ac})$ y LiCl(ac) .

Composición de las disoluciones: molaridad

4.49 (a) La concentración de una disolución, ¿es una propiedad intensiva o extensiva? (b) ¿Qué diferencia hay entre 0.50 mol de HCl y HCl 0.50 M?

4.50 (a) Suponga que prepara 500 mL de una disolución 0.10 M de una sal y luego derrama un poco de la disolución. ¿Qué pasa con la concentración que queda en el recipiente? (b) Cierto volumen de una disolución 0.50 M contiene 4.5 g de una sal. ¿Qué masa de la sal está presente en el mismo volumen de una disolución 2.50 M?

4.51 (a) Calcule la molaridad de una disolución que contiene 0.0345 mol de NH_4Cl en exactamente 400 mL de disolución. (b) ¿Cuántos moles de HNO_3 hay en 35.0 mL de una disolución 2.20 M de ácido nítrico? (c) ¿Cuántos mililitros de una disolución 1.50 M de KOH se necesitan para suministrar 0.125 mol de KOH?

4.52 (a) Calcule la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 0.145 mol de Na_2SO_4 en suficiente agua para formar exactamente 750 mL de disolución. (b) ¿Cuántos moles de KMnO_4 están presentes en 125 mL de una disolución 0.0850 M? (c) ¿Cuántos mililitros de disolución 11.6 M de HCl se necesitan para obtener 0.255 mol de HCl?

4.53 Calcule (a) el número de gramos de soluto en 0.250 L de KBr 0.150 M; (b) la concentración molar de una disolu-

ción que contiene 4.75 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en 0.200 L; (c) el volumen en mililitros de Na_3PO_4 1.50 M que contiene 5.00 g de soluto.

4.54 (a) ¿Cuántos gramos de soluto hay en 50.0 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.850 M? (b) Si 2.50 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ se disuelve en suficiente agua para formar 250 mL de disolución, ¿qué molaridad tendrá la disolución? (c) ¿Cuántos mililitros de CuSO_4 0.387 M contienen 1.00 g de soluto?

4.55 (a) ¿Qué disolución tiene la concentración más alta de ion potasio: KCl 0.20 M, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.15 M o K_3PO_4 0.080 M? (b) ¿Qué contiene más moles de ion potasio: 30.0 mL de K_2CrO_4 0.15 M o 25.0 mL de K_3PO_4 0.080 M?

4.56 (a) Sin efectuar cálculos detallados, ordene las disoluciones siguientes de menor a mayor concentración de iones Cl^- : CaCl_2 0.10 M, KCl 0.15 M o una disolución que se forma disolviendo 0.10 mol de NaCl en suficiente agua para formar 250 mL de disolución. (b) ¿Qué contendrá más moles de ion cloruro: 40.0 mL de NaCl 0.35 M o 25.0 mL de CaCl_2 0.25 M?

4.57 Indique la concentración de cada ion o molécula presente en las disoluciones siguientes: (a) NaOH 0.14 M; (b) CaBr_2 0.25 M; (c) CH_3OH 0.25 M; (d) una mezcla de 50.0 mL de KClO_3 0.10 M y 25.0 mL de Na_2SO_4 0.20 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

- 4.58** Indique la concentración de cada ion presente en la disolución que se forma al mezclar: **(a)** 20 mL de HCl 0.100 M y 10.0 mL de HCl 0.500 M; **(b)** 15.0 mL de Na₂SO₄ 0.300 M y 10.0 mL de KCl 0.200 M; **(c)** 3.50 g de NaCl en 50.0 mL de disolución 0.500 M de CaCl₂. (Suponga que los volúmenes son aditivos.)
- 4.59** **(a)** Suponga que tiene una disolución stock 14.8 M de NH₃. ¿Cuántos mililitros de esta disolución deberá diluir para hacer 100.0 mL de NH₃ 0.250 M? **(b)** Si toma una porción de 10.0 mL de la disolución stock y la diluye a un volumen total de 0.250 L, ¿qué concentración tendrá la disolución final?
- 4.60** **(a)** ¿Cuántos mililitros de una disolución stock de HNO₃ 12.0 M se necesitan para preparar 0.500 L de HNO₃ 0.500 M? **(b)** Si diluimos 25.0 mL de la disolución stock hasta un volumen final de 0.500 L, ¿qué concentración tendrá la disolución diluida?
- 4.61** **(a)** Partiendo de sacarosa sólida, C₁₂H₂₂O₁₁, describa cómo prepararía 125 mL de disolución de sacarosa 0.150 M.
- (b)** Describa cómo prepararía 400.0 mL de C₁₂H₂₂O₁₁ 0.100 M a partir de 2.00 L de C₁₂H₂₂O₁₁ 1.50 M.
- 4.62** **(a)** ¿Cómo prepararía 100.0 mL de una disolución 0.200 M de AgNO₃ a partir de soluto puro? **(b)** Suponga que requiere 250 mL de una disolución 1.0 M de HNO₃ para un experimento y sólo cuenta con un frasco de HNO₃ 6.0 M. ¿Cómo prepararía la disolución que necesita?
- [4.63]** El ácido acético puro, conocido como ácido acético glacial, es un líquido con una densidad de 1.049 g/mL a 25°C. Calcule la molaridad de una disolución de ácido acético que se preparó disolviendo 20.00 mL de ácido acético glacial a 25°C en suficiente agua para obtener 250.0 mL de disolución.
- [4.64]** El glicerol, C₃H₈O₃, es una sustancia muy utilizada en la fabricación de cosméticos, alimentos, anticongelante y plásticos. El glicerol es un líquido soluble en agua con una densidad de 1.2656 g/mL a 15°C. Calcule la molaridad de una disolución de glicerol que se prepara disolviendo 50.000 mL de glicerol a 15°C en suficiente agua para obtener 250.00 mL de disolución.

Estequiométría de soluciones; titulaciones

- 4.65** ¿Qué masa de NaCl se requiere para precipitar todos los iones plata de 20.0 mL de una disolución 0.100 M de AgNO₃?
- 4.66** ¿Qué masa de NaOH se requiere para precipitar todos los iones Fe²⁺ de 25.0 mL de una disolución 0.500 M de Fe(NO₃)₂?
- 4.67** **(a)** ¿Qué volumen de disolución 0.115 M de HClO₄ se requiere para neutralizar 50.00 mL de NaOH 0.0875 M? **(b)** ¿Qué volumen de HCl 0.128 M se requiere para neutralizar 2.87 g de Mg(OH)₂? **(c)** Si se necesita 25.8 mL de AgNO₃ para precipitar todos los iones Cl⁻ de una muestra de 785 mg de KCl (por formación de AgCl), ¿qué molaridad tiene la disolución de AgNO₃? **(d)** Si se requieren 45.3 mL de una disolución 0.108 M de HCl para neutralizar una disolución de KOH, ¿cuántos gramos de KOH deben estar presentes en la disolución?
- 4.68** **(a)** ¿Cuántos mililitros de HCl 0.120 M se necesitan para neutralizar totalmente 50.0 mL de una disolución 0.101 M de Ba(OH)₂? **(b)** ¿Cuántos mililitros de H₂SO₄ 0.125 M se requieren para neutralizar 0.200 g de NaOH? **(c)** Si se necesitan 55.8 mL de una disolución de BaCl₂ para precipitar todo el ion sulfato de una muestra de 752 mg de Na₂SO₄, ¿qué molaridad tiene la disolución? **(d)** Si se requieren 42.7 mL de una disolución 0.208 M de HCl para neutralizar una disolución de Ca(OH)₂, ¿cuántos gramos de Ca(OH)₂ hay en la disolución?
- 4.69** Se derrama un poco de ácido sulfúrico en una mesa de laboratorio. El ácido puede neutralizarse espolvoreando sobre él bicarbonato de sodio y absorbiendo con un trapo la disolución resultante. El bicarbonato de sodio reacciona con el ácido sulfúrico como sigue:
- $$2\text{NaHCO}_3(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{CO}_2(g)$$
- Se agrega bicarbonato de sodio hasta que cesa la efervescencia causada por la formación de CO₂(g). Si se derramó 27 mL de H₂SO₄ 6.0 M, ¿qué masa mínima de NaHCO₃ debe agregarse al derrame para neutralizar el ácido?
- 4.70** El olor característico del vinagre se debe al ácido acético, HC₂H₃O₂. Este ácido reacciona con hidróxido de sodio como sigue:
- $$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{NaOH}(ac) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac)$$
- Si 2.50 mL de vinagre requieren 35.5 mL de NaOH 0.102 M para alcanzar el punto de equivalencia en una titulación, ¿cuántos gramos de ácido acético hay en una muestra de 1.00 ct (un cuarto de galón) de este vinagre?
- 4.71** Una muestra de Ca(OH)₂ sólido se agita en agua a 30°C hasta que la disolución contiene tanto Ca(OH)₂ disuelto como puede retener. Se extrae una muestra de 100 mL de esta disolución y se titula con HBr 5.00 × 10⁻² M. Se requiere 48.8 mL de la disolución de ácido para la neutralización. ¿Qué molaridad tiene la disolución de Ca(OH)₂? Calcule la solubilidad del Ca(OH)₂ en agua a 30°C, en gramos de Ca(OH)₂ por 100 mL de disolución.
- 4.72** En el laboratorio, se disuelve 7.52 g de Sr(NO₃)₂ en suficiente agua para formar 0.750 L. Se extrae una muestra de 0.100 L de esta disolución stock y se titula con una disolución 0.0425 M de Na₂CrO₄. ¿Qué volumen de disolución de Na₂CrO₄ se necesita para precipitar todo el Sr²⁺(ac) como SrCrO₄?
- 4.73** Se mezcla 100.0 mL de una disolución 0.200 M de KOH con 200.0 mL de una disolución 0.150 M de NiSO₄. **(a)** Escriba la ecuación química balanceada para la reacción que ocurre. **(b)** ¿Qué precipitado se forma? **(c)** ¿Cuál es el reactivo limitante? **(d)** ¿Cuántos gramos de precipitado se forman? **(e)** ¿Qué concentración tiene cada uno de los iones que permanecen en disolución?
- 4.74** Se prepara una disolución mezclando 12.0 g de NaOH y 75.0 mL de HNO₃ 0.200 M. **(a)** Escriba una ecuación balanceada para la reacción que se da entre los solutos. **(b)** Calcule la concentración de cada uno de los iones que permanecen en disolución. **(c)** ¿La disolución final es ácida o básica?
- [4.75]** Una muestra de 0.5895 g de hidróxido de magnesio impuro se disolvió en 100.0 mL de disolución 0.2050 M de HCl. Después, se requirió 19.85 mL de NaOH 0.1020 M para neutralizar el exceso de ácido. Calcule el porcentaje en masa de hidróxido de magnesio en la muestra, suponiendo que es la única sustancia que reacciona con la disolución de HCl.

- [4.76] Una muestra de 1.452 g de piedra caliza se pulveriza y luego se trata con 25.00 mL de una disolución 1.035 M de HCl. Después, se requirió 15.25 mL de NaOH 0.1010 M para

Ejercicios adicionales

- 4.77** La foto muestra la reacción entre una disolución de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ y una de Na_2S . Determine la identidad del precipitado. ¿Qué iones permanecen en disolución? Escriba la ecuación iónica neta de la reacción.



- 4.78** Suponga que tiene una disolución que podría contener cualesquiera de los cationes siguientes, o todos: Ni^{2+} , Ag^+ , Sr^{2+} y Mn^{2+} . La adición de HCl hace que se forme un precipitado. Después de separar el precipitado por filtración, se agrega disolución de H_2SO_4 al filtrado y se forma otro precipitado. Éste se separa por filtración y se agrega una disolución de NaOH al filtrado. No se observa precipitado. ¿Cuáles iones están presentes en cada uno de los precipitados? ¿Cuál de los cuatro iones mencionados no podría haber estado en la disolución original?

- 4.79** Suponga que decide investigar algunas reglas de solubilidad para dos iones que no aparecen en la tabla 4.1, el ion cromato (CrO_4^{2-}) y el ion oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$). Para ello, cuenta con disoluciones (A, B, C, D) de cuatro sales solubles en agua:

Respuesta	Soluto	Color de la disolución
A	Na_2CrO_4	Amarillo
B	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	Incolora
C	AgNO_3	Incolora
D	CaCl_2	Incolora

Cuando se mezclan estas disoluciones, se hacen las siguientes observaciones:

N.º de experim.	Disoluciones mezcladas	Resultado
1	A + B	No hay precipitado, disol. amarilla
2	A + C	Se forma precipitado rojo
3	A + D	No hay precipitado, disol. amarilla
4	B + C	Se forma precipitado blanco
5	B + D	Se forma precipitado blanco
6	C + D	Se forma precipitado blanco

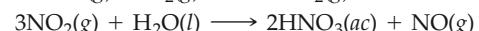
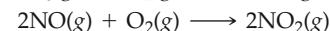
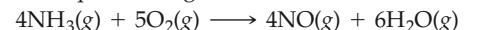
(a) Escriba una ecuación iónica neta para cada una de las reacciones que ocurren en los experimentos. **(b)** Identifique el precipitado que se forma, en su caso, en cada uno de los experimentos. **(c)** Con base en estas observaciones limitadas, ¿qué ion tiende a formar sales más solubles, cromato u oxalato?

neutralizar el exceso de ácido. Calcule el porcentaje en masa de carbonato de calcio en la piedra, suponiendo que es la única sustancia que reacciona con la disolución de HCl.

- 4.80** Es común el uso de antiácidos para aliviar el dolor y promover la curación en el tratamiento de úlceras leves. Escriba ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones entre el $\text{HCl}(ac)$ del estómago y cada una de las siguientes sustancias empleadas en diversos antiácidos: **(a)** $\text{Al}(\text{OH})_3(s)$; **(b)** $\text{Mg}(\text{OH})_2(s)$; **(c)** $\text{MgCO}_3(s)$; **(d)** $\text{NaAl}(\text{CO}_3)(\text{OH})_2(s)$; **(e)** $\text{CaCO}_3(s)$.

- 4.81** Las sales del ion sulfito, SO_3^{2-} , reaccionan con ácidos de forma similar a como lo hacen los carbonatos. **(a)** Prediga la fórmula química y el nombre del ácido débil que se forma cuando el ion sulfito reacciona con ácidos. **(b)** El ácido que se forma en la parte (a) se descompone para formar agua y un gas insoluble. Prediga la fórmula molecular y el nombre del gas que se desprende. **(c)** Utilice una referencia como el *Handbook of Chemistry and Physics* para confirmar que la sustancia de la parte (b) es un gas en condiciones de temperatura ambiente normal. **(d)** Escriba ecuaciones iónicas netas balanceadas de la reacción entre $\text{HCl}(ac)$ y **(i)** $\text{Na}_2\text{SO}_3(ac)$, **(ii)** $\text{Ag}_2\text{SO}_3(s)$, **(iii)** $\text{KHSO}_3(s)$, **(iv)** $\text{ZnSO}_3(ac)$.

- 4.82** La producción comercial de ácido nítrico implica las reacciones químicas siguientes:



- (a)** ¿Cuáles de estas reacciones son reacciones redox? **(b)** En cada reacción redox, identifique el elemento que se oxida y el elemento que se reduce.

- 4.83** Utilice la tabla 4.5 para predecir cuáles de los iones siguientes se pueden reducir a su forma metálica mediante una reacción con zinc: **(a)** $\text{Na}^+(ac)$; **(b)** $\text{Pb}^{2+}(ac)$; **(c)** $\text{Mg}^{2+}(ac)$; **(d)** $\text{Fe}^{2+}(ac)$; **(e)** $\text{Cu}^{2+}(ac)$; **(f)** $\text{Al}^{3+}(ac)$. Escriba la ecuación iónica neta balanceada para cada reacción que ocurría.

- 4.84** El ion titanio(IV), Ti^{4+} , se puede reducir a Ti^{3+} si se le agrega cuidadosamente zinc metálico. **(a)** Escriba la ecuación iónica neta para este proceso. **(b)** ¿Sería apropiado usar esta reacción como justificación para incluir el titanio en la serie de actividad de la tabla 4.5? ¿Por qué sí o por qué no?

- 4.85** El metal lantano forma cationes con carga 3+. Consideré las observaciones siguientes relativas a la química del lantano: cuando lantano metálico se expone al aire, se forma un sólido blanco (compuesto A) que contiene lantano y otro elemento. Cuando lantano metálico se coloca en agua, se observan burbujas de gas y se forma un sólido blanco distinto (compuesto B). Tanto A como B se disuelven en ácido clorhídrico para producir una disolución transparente. Si se evapora la disolución obtenida a partir ya sea de A o de B, queda un sólido blanco soluble (compuesto C). Si el compuesto C se disuelve en agua y se le agrega ácido sulfúrico, se forma un precipitado blanco (compuesto D). **(a)** Proponga identidades para las sustancias A, B, C y D. **(b)** Escriba ecuaciones iónicas netas para todas las reacciones descritas. **(c)** Con base en las observaciones anteriores, ¿qué puede decirse acerca de la posición del lantano en la serie de actividad (Tabla 4.5)?

- 4.86** Se mezclan 25.0 mL de KBr 1.00 M y 75.0 mL de KBr 0.800 M. Después, la disolución se calienta para evaporar agua hasta que el volumen total es de 50.0 mL. ¿Qué molinidad tiene KBr en la disolución final?

- 4.87** Calcule la molaridad de la disolución que se produce mezclando **(a)** 50.0 mL de NaCl 0.200 M y 75.0 mL de NaCl 0.100 M; **(b)** 24.5 mL de NaOH 1.50 M y 25.5 mL de NaOH 0.750 M. (Suponga que los volúmenes son aditivos.)
- 4.88** Si se utilizan técnicas analíticas modernas, es posible detectar iones de sodio en concentraciones tan bajas como 50 pg/mL. Exprese este límite de detección en **(a)** molaridad de Na^+ ; **(b)** iones Na^+ por centímetro cúbico.
- 4.89** El agua dura contiene iones Ca^{2+} , Mg^{2+} y Fe^{2+} , que interfieren la acción del jabón y dejan un recubrimiento insoluble en el interior de los recipientes y tuberías cuando el agua se calienta. Los ablandadores de agua sustituyen estos iones por Na^+ . Si 1.0×10^3 L de agua dura contiene Ca^{2+} 0.010 M y Mg^{2+} 0.0050 M, ¿cuántos moles de Na^+ se requieren para sustituir estos iones?
- 4.90** El ácido tartárico, $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$, tiene dos hidrógenos ácidos. Este ácido suele estar presente en vinos y se precipita de la disolución conforme el vino envejece. Una disolución que contiene una concentración desconocida del ácido se titula con NaOH. Se requieren 22.62 mL de disolución 0.2000 M de NaOH para titular ambos protones ácidos en 40.00 mL de la disolución de ácido tartárico. Escriba una ecuación iónica neta balanceada para la reacción de neutralización y calcule la molaridad de la disolución de ácido tartárico.
- 4.91** La concentración de peróxido de hidrógeno en una disolución se determina titulando una muestra de 10.0 mL de la disolución con ion permanganato.
- $$2\text{MnO}_4^-(ac) + 5\text{H}_2\text{O}_2(ac) + 6\text{H}^+(ac) \longrightarrow 2\text{Mn}^{2+}(ac) + 5\text{O}_2(g) + 8\text{H}_2\text{O}(l)$$
- Si se requieren 13.5 mL de disolución 0.109 M de MnO_4^- para llegar al punto de equivalencia, ¿qué molaridad tiene la disolución de peróxido de hidrógeno?
- 4.92** Una muestra sólida de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ se agrega a 0.400 L de una disolución 0.500 M de HBr. La disolución que queda todavía es ácida, y a continuación se titula con una disolución 0.500 M de NaOH. Se alcanza el punto de equivalencia después de agregarse 98.5 mL de la disolución de NaOH. ¿Qué masa de $\text{Zn}(\text{OH})_2$ se agregó a la disolución de HBr?
-
- Ejercicios integradores**
- 4.93** Calcule el número de iones de sodio que hay en 1.00 mL de una disolución 0.0100 M de fosfato de sodio.
- 4.94** **(a)** En una titulación, se requiere 15.0 mL de hidróxido de sodio 0.1008 M para neutralizar una muestra de 0.2053 g de un ácido orgánico. Calcule la masa molar del ácido si éste es monoprótico. **(b)** Un análisis elemental de la sustancia indica que contiene 5.89% de H, 70.6% de C y 23.5% en masa de O. Determine su fórmula molecular.
- 4.95** Una muestra de 6.977 g de una mezcla se analizó en busca de ion bario. Para ello, se agregó ácido sulfúrico en exceso a una disolución acuosa de la muestra. La reacción resultante produjo un precipitado de sulfato de bario, que se recuperó por filtración, se lavó, secó y pesó. Si se obtuvo 0.4123 g de sulfato de bario, determine el porcentaje en masa de bario en la muestra.
- [4.96]** Un camión tanque que llevaba 5.0×10^3 kg de disolución concentrada de ácido sulfúrico se vuelca y derrama la carga. Si el ácido sulfúrico tiene 95.0% en masa de H_2SO_4 y tiene una densidad de 1.84 g/mL, ¿cuántos kilogramos de carbonato de sodio se requerirán para neutralizarlo?
- 4.97** Se añade una muestra de 5.53 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 25.0 mL de HNO_3 0.200 M. **(a)** Escriba la ecuación química de la reacción que se produce. **(b)** ¿Cuál es el reactivo limitante en la reacción? **(c)** ¿Cuántos moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HNO_3 y $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ están presentes al término de la reacción?
- 4.98** Una muestra de 1.50 g de nitrato de plomo(II) se mezcla con 125 mL de una disolución 0.100 M de sulfato de sodio. **(a)** Escriba la ecuación química de la reacción que ocurre. **(b)** ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción? **(c)** Dé las concentraciones de todos los iones que permanecen en disolución al término de la reacción.
- 4.99** Una mezcla contiene 89.0% de NaCl, 1.5% de MgCl_2 y 8.5% de Na_2SO_4 en masa. ¿Qué molaridad tienen los iones Cl^- en una disolución que se forma disolviendo 7.50 g de la mezcla en suficiente agua para tener 500.0 mL de disolución?
- [4.100]** La concentración media de ion bromuro en el agua de mar es de 65 mg por kg de agua. Calcule la molaridad del ion bromuro si la densidad del agua de mar es de 1.025 g/mL.
- [4.101]** Se determinó el porcentaje en masa de ion cloruro en una muestra de 25.00 mL de agua de mar titulando la muestra con nitrato de plata para precipitar el cloruro de plata. Se requirieron 42.58 mL de disolución 0.2997 M de nitrato de plata para llegar al punto de equivalencia en la titulación. Determine el porcentaje en masa de ion cloruro en el agua si su densidad es de 1.025 g/mL.
- 4.102** El arsénico de una muestra de 1.22 g de un plaguicida se convirtió en AsO_4^{3-} mediante un tratamiento químico apropiado. A continuación, se tituló este ion utilizando Ag^+ para precipitar Ag_3AsO_4 . **(a)** ¿Qué estado de oxidación tiene As en AsO_4^{3-} ? **(b)** Dé el nombre de Ag_3AsO_4 por analogía con el compuesto correspondiente que contiene fósforo en vez de arsénico. **(c)** Si se requirió 25.0 mL de Ag^+ 0.102 M para llegar al punto de equivalencia en esta titulación, calcule el porcentaje en masa de arsénico en el plaguicida.
- 4.103** Una tableta de 500 mg de un antiácido que contiene $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ y un “aglutinante” inerte se disolvió en 50.0 mL de HCl 0.500 M. La neutralización de la disolución así producida, que era ácida, requirió 30.9 mL de NaOH 0.255 M. **(a)** Calcule el número de moles de iones OH^- en la tableta. **(b)** Si la tableta contiene 5.0% de aglutinante, ¿cuántos miligramos de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y cuántos de $\text{Al}(\text{OH})_3$ contiene la tableta?
- [4.104]** Los reglamentos federales de Estados Unidos establecen un límite superior de 50 partes por millón (ppm) de NH_3 en el aire de un entorno de trabajo (esto es, 50 moléculas de $\text{NH}_3(g)$ por cada millón de moléculas del aire). Se extrajo aire de una planta manufacturera o de una fábrica y se le hizo pasar por una disolución que contenía 1.00×10^{-2} mL de HCl 0.0105 M. El NH_3 reacciona con HCl como sigue:
- $$\text{NH}_3(ac) + \text{HCl}(ac) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(ac)$$
- Después de extraer aire a través de la disolución de ácido durante 10.0 min a razón de 10.0 L/min, se tituló el ácido. Se requirió 13.1 mL de NaOH 0.0588 M para neutralizar el ácido restante. **(a)** ¿Cuántos gramos de NH_3 se introdujeron en la disolución de ácido? **(b)** ¿Cuántos ppm de NH_3 había en el aire? (El aire tiene una densidad de 1.20 g/L y una masa molar media de 29.0 g/mol en las condiciones del experimento.) **(c)** ¿El fabricante está cumpliendo con los reglamentos?



Ejercicios con el CD-ROM

- 4.105** El vídeo **Electrólitos y no electrólitos** (*Electrolytes and Non-Electrolytes, eCapítulo 4.1*) y los vídeos **Ácidos acuosos y Bases acuosas** (*Aqueous Acids and Aqueous Bases, eCapítulo 4.3*) ilustran el comportamiento de diversas sustancias en disolución acuosa. Para cada una de las siete sustancias mencionadas en los vídeos, escriba la ecuación química que corresponde a su disolución en agua. (La fórmula química del azúcar es $C_{12}H_{22}O_{11}$.) Si resulta apropiado, use la notación de flecha doble.
- 4.106** En el vídeo **Electrólitos fuertes y débiles** (*Strong and Weak Electrolytes, eCapítulo 4.1*), la bombilla produce una luz intensa cuando el vaso contiene ácido clorhídrico acuoso, pero una luz relativamente tenue cuando el vaso contiene ácido acético acuoso. (a) Para cada uno de los compuestos del ejercicio 4.3, ¿cabría esperar que una disolución acuosa encienda la bombilla? Si lo hace, ¿qué intensidad tendría la luz? (b) Considere el uso de soluciones acuosas de cada uno de los compuestos siguientes en el aparato que se muestra en la demostración. Para cada compuesto, indique si esperaría que la bombilla brille con luz intensa o tenue, o que no se encienda: H_2CO_3 ; C_2H_5OH ; NH_4Cl ; CaF_2 ; y HF .
- 4.107** (a) Use las reglas de solubilidad para predecir qué precipitado, si acaso, se forma como resultado de cada combinación. (i) $Na_2CO_3(ac)$ y $Fe(NO_3)_2(ac)$; (ii) $NH_4NO_3(ac)$ y $K_2SO_4(ac)$; (iii) $AlBr_3(ac)$ y $Fe_2(SO_4)_3(ac)$; (iv) $H_2SO_4(ac)$ y $Pb(NO_3)_2(ac)$; (v) $Na_2S(ac)$ y $(NH_4)_2SO_4(ac)$. Use la actividad **Compuestos iónicos** (*Ionic Compounds, eCapítulo 2.8*) para verificar sus respuestas. (b) Para cada combinación que produce un precipitado, escriba una ecuación iónica neta balanceada. (c) Cuando se combinan $NH_4Cl(ac)$ y $Pb(NO_3)_2(ac)$, se forma un precipitado. ¿Qué iones están presentes en la disolución en concentración apreciable después de la precipitación? Explique.
- 4.108** En el vídeo **Química redox del estaño y el zinc** (*Redox Chemistry of Tin and Zinc, eCapítulo 4.4*), el zinc se oxida con una disolución que contiene iones de estaño. (a) Escriba la ecuación correspondiente a esta reacción redox. (b) Además de la reacción entre zinc metálico y iones de estaño, se efectúa otro proceso. Escriba la ecuación iónica neta que corresponde a ese proceso. (Consulte el Ejercicio 4.44.)
- 4.109** Después de ver el vídeo **Formación de una disolución a partir de un sólido** (*Solution Formation from a Solid, eCapítulo 4.5*), conteste las preguntas siguientes: (a) Si no tomamos en cuenta la masa del papel para pesar, ¿cómo diferirá nuestro cálculo de la concentración real de la disolución? (b) Describa el proceso de preparar una solución acuosa de concentración conocida a partir de un sólido. (c) ¿Por qué es necesario hacer la disolución de la forma que se describe en el vídeo, en vez de llenar el matraz hasta la marca con agua y luego añadir el soluto? (d) Describa cómo prepararía la solución de la parte (a) a partir de la disolución stock concentrada del vídeo **Formación de disoluciones por dilución** (*Solution Formation by Dilution, eCapítulo 4.5*).
- 4.110** Use la simulación **Titulación** (*Titration, eCapítulo 4.6*) para determinar la concentración de un ácido desconocido añadiendo $NaOH\ 0.40\ M$ en incrementos de $1.0\ mL$. Repita la titulación añadiendo incrementos de $0.10\ mL$ de base cerca del punto final. Repita otra vez la titulación, añadiendo incrementos de $0.05\ mL$ de base cerca del punto final. Si el ácido es lo bastante diluido, repita la titulación otras tres veces empleando $NaOH\ 0.10\ M$ en incrementos de $1.0\ mL$, $0.50\ mL$ y $0.05\ mL$. (a) Tabule las concentraciones de ácido calculadas a partir de sus datos de titulación. ¿Son iguales todos los valores? Si no, ¿por qué no? (b) ¿Cuál valor considera más preciso y por qué?
- 4.112** (a) Cuál es la concentración máxima de ácido monoprótico que podría titularse en la simulación **Titulación** (*Titration, eCapítulo 4.6*) empleando $NaOH\ 0.05\ M$? (b) ¿Cuál es la concentración máxima de un ácido diprótico que podría titularse en esa simulación empleando base $0.10\ M$? (c) Todos los indicadores ácido-base con que se cuenta en la simulación cambian de color dentro de un intervalo de pH de ~ 4 a 10.5 . ¿Qué efecto tendría el uso de un indicador como el púrpura de metacresol sobre el valor, determinado experimentalmente, de la concentración de un ácido desconocido? (El púrpura de metacresol cambia de color dentro del intervalo de pH de ~ 1.2 a 2.8 .)

Apéndice A

Operaciones Matemáticas

A.1 Notación exponencial

Los números que se usan en química suelen ser extremadamente grandes o extremadamente pequeños. Esta clase de números se expresa convenientemente de la forma

$$N \times 10^n$$

donde N es un número entre 1 y 10, y n es el exponente. Los siguientes son algunos ejemplos de esta notación exponencial, que también se conoce como notación científica:

1,200,000 es 1.2×10^6 (se lee como "uno punto dos por diez a la sexta potencia")

0.000604 es 6.04×10^{-4} (se lee como "seis punto cero cuatro por diez a la cuarta potencia negativa")

Un exponente positivo, como en el primer ejemplo, nos dice cuántas veces se debe multiplicar un número por 10 para obtener la forma larga del número:

$$\begin{aligned}1.2 \times 10^6 &= 1.2 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \quad (\text{seis veces}) \\&= 1,200,000\end{aligned}$$

También es conveniente pensar en el exponente positivo como en el número de lugares que el punto decimal se debe desplazar a la *derecha* para obtener un número mayor que 1 y menor que 10; si se parte de 3450 y se desplaza el punto decimal tres lugares a la izquierda, lo que se obtiene es 3.45×10^3 .

De forma análoga, un exponente negativo nos dice cuántas veces es necesario dividir un número entre 10 para obtener la forma larga del número:

$$6.04 \times 10^{-4} = \frac{6.04}{10 \times 10 \times 10 \times 10} = 0.000604$$

Es conveniente pensar en el exponente negativo como en el número de lugares que el punto decimal se debe desplazar a la *izquierda* para obtener un número mayor que 1 pero menor que 10; si se parte de 0.0046 y se desplaza el punto decimal tres lugares a la derecha, se obtiene 4.6×10^{-3} .

En el sistema de notación exponencial, con cada desplazamiento del punto decimal a la derecha, el exponente *disminuye* en 1:

$$4.6 \times 10^{-3} = 46 \times 10^{-4}$$

De modo análogo, con cada desplazamiento del punto decimal a la izquierda, el exponente *aumenta* en 1:

$$4.6 \times 10^{-3} = 0.46 \times 10^{-2}$$

Muchas calculadoras científicas tienen una tecla marcada como EXP o EE, que sirve para capturar números en notación exponencial. Para capturar el número 5.8×10^3 en una calculadora de este tipo, la serie de teclas es

5 . 8 EXP (o EE) 3

En ciertas calculadoras la pantalla muestra 5.8 y después un espacio seguido de 03, el exponente. En otras, se muestra un 10 pequeño con un exponente de 3.

Para capturar un exponente negativo se usa la tecla marcada como $\text{-}/\text{-}$. Por ejemplo, para capturar el número 8.6×10^{-5} , la serie de teclas es

Al capturar su número en notación exponencial, no digite el 10 si su calculadora tiene el botón EXP o EE.

Cuando se trabaja con exponentes, es importante recordar que $10^0 = 1$. Las reglas siguientes son útiles para efectuar cálculos con exponentes.

1. **Adición y sustracción** Para sumar o restar números expresados en notación exponencial, las potencias de 10 deben ser las mismas.

$$\begin{aligned}(5.22 \times 10^4) + (3.21 \times 10^2) &= (522 \times 10^2) + (3.21 \times 10^2) \\&= 525 \times 10^2 \quad (\text{3 cifras significativas}) \\&= 5.25 \times 10^4\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}(6.25 \times 10^{-2}) - (5.77 \times 10^{-3}) &= (6.25 \times 10^{-2}) - (0.577 \times 10^{-2}) \\&= 5.67 \times 10^{-2} \quad (\text{3 cifras significativas})\end{aligned}$$

Cuando se usa una calculadora para sumar o restar, no es necesario cuidar que los números tengan los mismos exponentes, porque la calculadora se ocupa automáticamente de esta cuestión.

2. **Multiplicación y división** Cuando se multiplican números expresados en notación exponencial, los exponentes se suman; cuando se dividen números expresados en notación exponencial, el exponente del denominador se resta del exponente del numerador.

$$\begin{aligned}(5.4 \times 10^5)(2.1 \times 10^3) &= (5.4)(2.1) \times 10^{5+3} \\&= 11 \times 10^8 \\&= 1.1 \times 10^9\end{aligned}$$

$$(1.2 \times 10^5)(3.22 \times 10^{-3}) = (1.2)(3.22) \times 10^{5-3} = 3.9 \times 10^2$$

$$\frac{3.2 \times 10^5}{6.5 \times 10^7} = \frac{3.2}{6.5} \times 10^{5-7} = 0.49 \times 10^{-2} = 4.9 \times 10^{-3}$$

$$\frac{3.7 \times 10^7}{8.5 \times 10^{-2}} = \frac{3.7}{8.5} \times 10^{7-(-2)} = 0.67 \times 10^9 = 6.7 \times 10^8$$

3. **Potencias y raíces** Cuando se elevan a una potencia números expresados en notación exponencial, los exponentes se multiplican por la potencia. Cuando se extraen las raíces de números expresados en notación exponencial, los exponentes se dividen entre la raíz.

$$\begin{aligned}(1.2 \times 10^5)^3 &= (1.2)^3 \times 10^{5 \cdot 3} \\&= 1.7 \times 10^{15} \\ \sqrt{2.5 \times 10^5} &= \sqrt{2.5} \times 10^{5/2} \\&= 1.3 \times 10^2\end{aligned}$$

Por lo regular, las calculadoras científicas tienen teclas marcadas como x^2 y \sqrt{x} para elevar al cuadrado y extraer la raíz cuadrada de un número, respectivamente. Para obtener potencias o raíces de orden superior, muchas calculadoras tienen teclas y^x y $\sqrt[n]{y}$ (o INV y^n). Por ejemplo, para efectuar la operación $\sqrt[3]{2.5 \times 10^{-3}}$ en una calculadora de este tipo, se captura 2.5×10^{-3} , se oprime la tecla $\sqrt[n]{y}$ (o las teclas INV y luego y^n), se captura la raíz, 3, y finalmente se oprime $=$. El resultado es 9.1×10^{-2} .

EJERCICIO TIPO 1

Efectúe las operaciones siguientes usando su calculadora cuando sea posible.

- Escriba el número 0.0054 en la notación exponencial normal.
- $(5.0 \times 10^{-2}) + (4.7 \times 10^{-3})$
- $(5.98 \times 10^{12})(2.77 \times 10^{-5})$
- $\sqrt[4]{1.75} \times 10^{-12}$

Solución tal Puesto que se desplaza el punto decimal tres lugares a la derecha para convertir 0.0054 en 54, el exponente es -3 .

$$5.4 \times 10^{-3}$$

Por lo general, las calculadoras científicas pueden convertir números a notación exponencial mediante una o dos teclas. Consulte su manual de instrucciones para saber cómo se hace esta operación en su calculadora.

(b) Para sumar estos números manualmente, es necesario convertirlos al mismo exponente.

$$(5.0 \times 10^{-2}) + (0.47 \times 10^{-2}) = (5.0 + 0.47) \times 10^{-2} = 5.5 \times 10^{-2}$$

(Adviértase que el resultado tiene sólo dos cifras significativas.) Para efectuar esta operación en una calculadora, se captura el primer número, se oprime la tecla $+$, se captura el segundo número y se oprime la tecla $=$.

(c) Si se efectúa esta operación manualmente, se tiene:

$$(5.98 \times 2.77) \times 10^{12-5} = 16.6 \times 10^7 = 1.66 \times 10^8$$

En una calculadora científica, se captura 5.98×10^{12} , se oprime la tecla \times , se captura 2.77×10^{-5} y se oprime la tecla $=$.

(d) Para efectuar esta operación en una calculadora, se captura el número, se oprime la tecla $\sqrt[4]{}$ y las teclas INV y y^x , se captura 4 y se oprime la tecla $=$. El resultado es 1.15×10^{-1} .

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Efectúe las operaciones siguientes. (a) Escriba 67 000 en notación exponencial, manteniendo dos cifras significativas. (b) $(3.378 \times 10^{-3}) - (4.97 \times 10^{-5})$. (c) $(1.84 \times 10^{13}) / (7.45 \times 10^{-2})$. (d) $(6.67 \times 10^{-6})^3$.

Respuestas: (a) 6.7×10^4 ; (b) 3.328×10^{-3} ; (c) 2.47×10^{16} ; (d) 2.97×10^{-17}

A.2 Logaritmos

Logaritmos comunes

El logaritmo común, o de base 10 (se abrevia \log) de cualquier número es la potencia a la que se debe elevar 10 para igualar el número. Por ejemplo, el logaritmo común de 1000 (se escribe $\log 1000$) es 3, porque al elevar 10 a la tercera potencia se obtiene 1000.

$$10^3 = 1000, \text{ por tanto, } \log 1000 = 3$$

Otras ejemplos son:

$$\log 10^5 = 5$$

$$\log 1 = 0 \quad (\text{Recuerde que } 10^0 = 1)$$

$$\log 10^{-2} = -2$$

En estos ejemplos el logaritmo común se obtiene por inspección. Sin embargo, no es posible obtener el logaritmo de un número como 31.25 por inspección. El logaritmo de 31.25 es el número x que satisface la relación siguiente:

$$10^x = 31.25$$

Casi todas las calculadoras electrónicas tienen una tecla marcada como LOG que sirve para obtener logaritmos. Por ejemplo, el valor de $\log 31.25$ se obtiene capturando 31.25 y oprimiendo la tecla LOG. Se obtiene el resultado siguiente:

$$\log 31.25 = 1.4940$$

Adviéntase que 31.25 es mayor que 10 (10^1) y menor que 100 (10^2). El valor de $\log 31.25$ está, por consiguiente, entre $\log 10$ y $\log 100$, esto es, entre 1 y 2.

Cifras significativas y logaritmos comunes

En el caso del logaritmo común de una cantidad medida, el número de dígitos que siguen al punto decimal es igual al número de cifras significativas del número original. Por ejemplo, si 23.5 es una cantidad medida (tres cifras significativas), entonces $\log 23.5 = 1.371$ (tres cifras significativas después del punto decimal).

Antilogaritmos

El procedimiento que consiste en determinar el número que corresponde a un cierto logaritmo se conoce como obtener un antilogaritmo. Es el inverso de obtener un logaritmo. Por ejemplo, vimos antes que $\log 23.5 = 1.371$. Esto significa que el antilogaritmo de 1.371 es igual a 23.5.

$$\log 23.5 = 1.371$$

$$\text{antilog } 1.371 = 23.5$$

El proceso de obtener el antilogaritmo de un número es equivalente a elevar 10 a una potencia igual a ese número.

$$\text{antilog } 1.371 = 10^{1.371} = 23.5$$

Muchas calculadoras tienen una tecla marcada como 10^x , que permite obtener antilogaritmos directamente. En otras, es necesario oprimir la tecla marcada como INV (de inverso) y después la tecla LOG.

Logaritmos naturales

Los logaritmos basados en el número e se llaman logaritmos naturales, o de base e (se abrevian ln). El logaritmo natural de un número es la potencia a la que se debe elevar e (cuyo valor es 2.71828...) Por ejemplo, el logaritmo natural de 10 es igual a 2.303.

$$e^{2.303} = 10; \text{ por tanto, } \ln 10 = 2.303$$

Es probable que su calculadora tenga una tecla marcada como LN, que permite obtener logaritmos naturales. Por ejemplo, para obtener el logaritmo natural de 46.8, se captura 46.8 y se oprime la tecla LN.

$$\ln 46.8 = 3.846$$

El antilogaritmo natural de un número es e elevado a una potencia igual a ese número. Si su calculadora permite calcular logaritmos naturales, también puede calcular antilogaritmos naturales directamente. En algunas calculadoras hay una tecla de e^x que permite calcular directamente los antilogaritmos; en otras, será necesario oprimir primero la tecla INV y después la tecla LN. Por ejemplo, el antilogaritmo natural de 1.679 está dado por

$$\text{Antilogaritmo natural de } 1.679 = e^{1.679} = 5.36$$

La relación entre los logaritmos comunes y los naturales es la siguiente:

$$\ln a = 2.303 \log a$$

Adviéntase que el factor que relaciona a los dos, 2.303, es el logaritmo natural de 10, que ya hemos calculado.

Operaciones matemáticas con logaritmos

Puesto que los logaritmos son exponentes, las operaciones matemáticas en las que intervienen logaritmos siguen las reglas para el uso de exponentes. Por ejemplo, el producto de z^a por z^b (donde z es cualquier número) está dado por

$$z^a \cdot z^b = z^{a+b}$$

De modo análogo, el logaritmo (ya sea común o natural) de un producto es igual a la suma de los logaritmos de los números individuales.

$$\log ab = \log a + \log b \quad \ln ab = \ln a + \ln b$$

En el caso del logaritmo de un cociente,

$$\log(a/b) = \log a - \log b \quad \ln(a/b) = \ln a - \ln b$$

Con base en las propiedades de los exponentes se pueden deducir las reglas aplicables al logaritmo de un número elevado a cierta potencia.

$$\log a^n = n \log a \quad \ln a^n = n \ln a$$

$$\log a^{1/n} = (1/n) \log a \quad \ln a^{1/n} = (1/n) \ln a$$

Problemas de pH

Uno de los usos más frecuentes de los logaritmos comunes en química general se da en la resolución de problemas de pH. El pH se define como $-\log[H^+]$, donde $[H^+]$ es la concentración de ion hidrógeno de una solución (Sección 16.4). El siguiente ejercicio tipo ilustra esta aplicación.

EJERCICIO TIPO 2

(a) ¿Cuál es el pH de una disolución cuya concentración de ion hidrógeno es de 0.005 M?

(b) Si el pH de una disolución es de 3.89, ¿cuál es su concentración de ion hidrógeno?

Solución (a) Se da el valor de $[H^+]$. Se usa la regla LOG de la calculadora para obtener el valor de $\log[H^+]$. El pH se obtiene cambiando el signo del valor obtenido. (Corriente se de cambiar el signo después de obtener el logaritmo.)

$$[H^+] = 0.005$$

$$\log[H^+] = -3.89 \quad (2 \text{ cifras significativas})$$

$$\text{pH} = -(-3.89) = 3.89$$

(b) Para obtener la concentración de ion hidrógeno cuando se tiene el pH, se debe obtener el antilogaritmo de $-\text{pH}$.

$$\text{pH} = -\log[H^+] = 3.89$$

$$\log[H^+] = -3.89$$

$$[H^+] = \text{antilog}(-3.89) = 10^{-3.89} = 1.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Efectúe las siguientes operaciones: (a) $\log(2.5 \times 10^{-3})$; (b) $\ln 32.7$; (c) $\text{antilog } -3.47$; (d) $e^{-1.5}$.

Respuestas: (a) -1.60; (b) 4.87; (c) 3.4 $\times 10^{-4}$; (d) 0.22

A.3 Ecuaciones cuadráticas

Una ecuación algebraica de la forma $ax^2 + bx + c = 0$ es una ecuación cuadrática. Las dos soluciones de una ecuación de este tipo están dadas por la fórmula cuadrática:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

EJERCICIO TIPO 3

Encuentre los valores de x que satisfacen la ecuación $2x^2 + 4x = 1$.

Solución Para dejar x de la ecuación dada, primero es necesario expresar ésta en la forma

$$ax^2 + bx + c = 0$$

para después aplicar la fórmula cuadrática. Si

$$2x^2 + 4x - 1 = 0$$

entonces

$$2x^2 + 4x - 1 = 0$$

Aplicando la fórmula cuadrática, donde $a = 2$, $b = -4$ y $c = -1$, se tiene lo siguiente:

$$\begin{aligned}x &= \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \\&= \frac{-(-4) \pm \sqrt{(-4)^2 - 4(2)(-1)}}{2(2)} \\&= \frac{4 \pm \sqrt{16 + 8}}{4} = \frac{-4 \pm \sqrt{24}}{4} = \frac{-1 \pm 4.899}{4}\end{aligned}$$

Las dos soluciones son:

$$x = \frac{0.899}{4} = 0.225 \quad \text{y} \quad x = \frac{-5.899}{4} = -2.225$$

En los problemas químicos la solución negativa suele no tener un significado físico, y solo se utiliza la respuesta positiva.

A.4 Gráficas

En muchos casos la forma más clara de representar la relación entre dos variables consiste en graficar éstas. Por lo regular, la variable que se modifica experimentalmente, conocida como la *variable independiente*, se muestra a lo largo del eje horizontal (eje de las x). La variable que responde al cambio de la variable independiente, llamada *variable dependiente*, se muestra entonces a lo largo del eje vertical (eje de las y). Por ejemplo, considérese un experimento en el que se hace variar la temperatura de un gas encerrado y se mide su presión. La variable independiente es la temperatura, y la variable dependiente es la presión. Los datos que se muestran en la tabla 1 ► se obtienen por medio de este experimento. Estos datos se muestran gráficamente en la figura 1 ▶. La relación entre la temperatura y la presión es lineal. La ecuación de cualquier recta recta tiene la forma

$$y = mx + b$$

donde m es la pendiente de la recta, y b la intersección con el eje de las y . En el caso de la figura 1, se puede afirmar que la relación entre la temperatura y la presión adopta la forma siguiente:

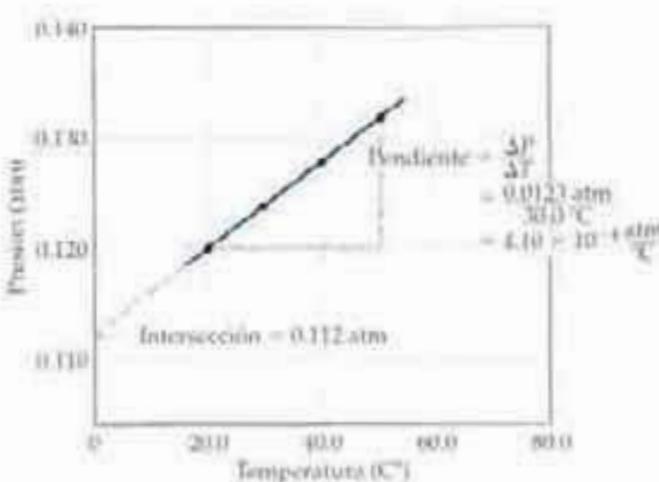
$$P = mT + b$$

donde P es la presión en atm y T la temperatura en °C. Como se muestra en la figura 1, la pendiente es 4.10×10^{-4} atm/°C, y la intersección (el punto donde la recta cruza el eje de las y) es 0.112 atm. Por tanto, la ecuación de la recta es:

$$P = \left(4.10 \times 10^{-4} \frac{\text{atm}}{\text{°C}}\right)T + 0.112 \text{ atm}$$

TABLA 1 Interrelación entre presión y temperatura

Temperatura (°C)	Presión (atm)
20.0	0.120
30.0	0.124
40.0	0.128
50.0	0.132



◀ Figura 1

Apéndice B

Propiedades del agua

Densidad: 0.99987 g/mL a 0°C
 1.00000 g/mL a 4°C
 0.99707 g/mL a 25°C
 0.95838 g/mL a 100°C

Calor de fusión: 6.008 kJ/mol a 0°C

Calor de vaporización: 44.04 kJ/mol a 0°C
 44.02 kJ/mol a 25°C
 40.67 kJ/mol a 100°C

Constante del producto iónico, K_w : 1.14×10^{-15} a 0°C
 1.01×10^{-14} a 25°C
 5.47×10^{-11} a 50°C

Calor específico: Hielo (-3°C) — 2.092 J/g·K
 Agua a 14.5°C — 4.184 J/g·K
 Vapor de agua (100°C) — 1.841 J/g·K

Presión de vapor (torr)								
T°C	P	T°C	P	T°C	P	T°C	P	
0	4.38	21	18.65	35	42.2	42	547.0	
5	6.54	22	19.83	40	55.3	94	610.9	
10	9.21	23	21.07	45	71.9	96	657.6	
12	10.52	24	22.38	50	92.5	98	707.2	
14	11.99	25	23.76	55	118.0	100	760.0	
16	15.63	26	25.21	60	149.4	102	815.9	
17	14.53	27	26.74	65	187.5	104	875.1	
18	15.48	28	28.35	70	230.7	106	937.9	
19	16.49	29	30.04	80	333.1	108	1004.4	
20	17.54	30	31.82	90	525.8	110	1071.6	

Magnitudes termodinámicas de una selección de sustancias a 298.15 K (25°C)

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol·K)	Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol·K)
Aluminio				C(s, grafito)	0	0	5.09
Al(s)	0	0	28.32	CCl ₄ (g)	-106.7	-61.0	309.4
AlCl ₃ (l)	-705.0	-630.0	109.3	CCl ₄ (l)	-139.3	-68.6	214.4
Al ₂ O ₃ (s)	-1669.8	-1576.5	51.00	CF ₄ (g)	-679.9	635.1	262.3
				CH ₄ (g)	-74.8	-50.6	166.3
				C ₂ H ₂ (g)	226.7	209.2	208.8
Azufre				C ₂ H ₄ (g)	52.50	65.11	219.4
S ₈ (s, rómbico)	0	0	31.88	C ₂ H ₆ (g)	-84.68	-32.89	229.5
S ₈ (g)	102.3	49.7	430.9	C ₃ H ₈ (g)	-103.98	-23.17	269.9
SO ₂ (g)	-296.9	-200.4	248.5	C ₄ H ₁₀ (g)	-124.73	-15.71	310.0
SO ₃ (g)	-395.2	-370.4	256.2	C ₆ H ₆ (l)	-147.6	-15.0	231.0
SO ₄ ²⁻ (ac)	-909.3	-744.5	20.1	C ₆ H ₆ (g)	82.9	129.7	269.2
SOCl ₂ (l)	-245.6	—	—	C ₇ H ₈ (l)	49.0	124.5	172.8
H ₂ S(g)	-20.17	-33.01	205.6	CH ₃ OH(g)	-201.2	-161.9	237.0
H ₂ SO ₄ (ac)	-909.3	-744.5	20.1	CH ₃ OH(l)	-238.6	-166.21	126.8
H ₂ SO ₄ (l)	-814.0	699.9	156.1	C ₂ H ₅ OH(l)	-235.1	-168.5	282.7
				C ₂ H ₅ OH(g)	-277.7	-174.76	160.7
Bario				C ₆ H ₁₂ O ₆ (s)	-1223.02	-910.4	212.1
Ba(s)	0	0	63.2	CO(g)	-110.5	-137.2	197.9
BaCO ₃ (s)	-1216.3	-1137.6	112.1	CO ₂ (g)	-393.5	-394.4	213.6
BaO(s)	-553.5	-525.1	70.42	HC ₂ H ₅ O ₂ (l)	-487.0	-392.4	159.8
Borílio				Cesio			
Be(s)	0	0	7.44	Cs(s)	76.50	49.53	175.6
BeO(s)	-668.4	-579.1	11.77	Cs(l)	2.09	0.03	92.07
Be(OH) ₂ (s)	-905.8	-817.9	50.21	Cs(g)	0	0	85.15
				CoCl ₂ (s)	-442.8	-414.4	101.2
Bromo							
Br(g)	111.8	82.38	174.9	Cl ₂ (g)	-121.7	105.7	165.2
Br ⁻ (ac)	-120.9	-102.9	50.71	Cl ⁻ (ac)	-167.2	-131.2	56.5
Br ₂ (g)	30.71	3.34	245.3	Cl ₂ (g)	0	0	222.96
Br ₂ (l)	0	0	152.3	HCl(aq)	-167.2	-131.2	56.5
HBr(g)	-36.23	-59.22	198.49	HCl(g)	-42.31	-35.27	186.09
Calcio				Cobalto			
Ca(g)	179.3	145.3	154.8	Co(s)	439	393	179
Ca(s)	0	0	41.4	Co(l)	0	0	28.4
CaCO ₃ (s, calcita)	-1207.1	-1128.76	92.98	Co ₂ (s)	0	0	
CaCl ₂ (s)	-799.8	-748.1	104.6				
CaF ₂ (s)	-1219.6	-1167.5	68.87				
CaO(s)	-635.5	-604.17	39.75				
Ca(OH) ₂ (s)	-966.2	-898.5	83.4	Cobre			
CaSO ₄ (s)	-1434.0	-1321.8	106.7	Cu(s)	328.4	295.6	166.3
				Cu(l)	0	0	33.30
				CuCl ₂ (s)	-205.9	-161.7	108.1
Carbono				CuO(s)	-156.1	-128.3	42.59
C(g)	718.4	672.9	158.0	Cu ₂ O(s)	-170.7	-147.9	92.36
C(s, diamante)	1.85	2.84	7.43				

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol-K)	Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol-K)
Cromo				Litio	685.7	649.5	133.6
Cr(g)	397.5	352.6	174.2	Li(s)	-408.3	-384.0	59.30
Cr(s)	0	0	22.6	Magnesio			
Cr ₂ O ₃ (s)	-1129.7	1058.1	81.2	Mg(g)	147.1	112.5	148.6
Escandio				Mg(l)	0	0	32.51
Sc(g)	377.8	336.1	174.7	MgCl ₂ (s)	-641.6	-592.1	89.8
Sc(s)	0	0	34.6	MgO(s)	-601.8	-569.6	26.8
Fósforo				Mg(OH) ₂ (s)	-924.7	-883.7	63.24
SiO ₂	-992.0	-561.9	54.9	Manganoso			
Si(s)	164.4	110.0	164.8	Mn(g)	280.7	238.5	177.6
Fuer				Mn(l)	0	0	32.0
F(g)	803.0	61.9	158.7	MnO(s)	-385.2	-362.9	54.7
F ⁻ (a)	-332.6	-279.3	-13.8	MnO ₂ (s)	-519.6	-464.8	53.14
F ₂ (g)	0	0	262.7	MnO ₂ (a)	-541.4	-447.2	191.2
Hidrógeno				Mercúrio			
H(g)	316.4	289.0	163.2	Hg(g)	60.63	31.70	174.89
H ₂ (g)	144.3	103.7	218.1	Hg(l)	0	0	77.10
H ₂ (g)	58.9	24.4	280	HgCl ₂ (s)	-230.1	-194.0	144.5
H ₂ (s, rosa)	-17.46	-17.03	22.65	HgCl ₂ (a)	-264.9	-210.5	192.5
H ₂ (s, blanco)	0	0	41.08	Níquel			
HCl(g)	-288.07	-269.6	311.7	Ni(g)	429.7	381.5	182.1
HCl(f)	-319.6	-272.4	217	Ni(l)	0	0	29.9
HCl(g)	-194.4	-1520.7	300.8	Ni ₃ As(s)	-305.3	-259.0	97.65
HCl(g)	54	15.4	210.2	NiO(s)	-239.7	-211.7	37.99
H ₂ O ₂ (s)	-1640.1	—	—	Nitrogeno			
H ₂ O ₂ (s)	-2940.1	-2675.2	228.9	N(g)	472.7	435.5	153.3
HClO ₄ (s)	-542.2	-502.5	324	N ₂ (g)	0	0	191.50
HClO ₄ (l)	-597.0	-520.9	222	NH ₃ (g)	-102.9	-26.50	111.3
H ₃ PO ₄ (s)	-1295.3	-1142.6	158.2	NH ₃ (g)	-46.19	-16.00	192.5
Hydrogeno				NH ₃ (a)	-132.5	-79.31	113.4
H(g)	217.94	203.26	114.60	NH ₃ (l)	95.40	156.4	238.5
H ⁻ (a)	0	0	0	NH ₄ N ₃ (l)	0.0	—	—
H ⁻ (g)	1536.2	1517.0	108.9	NH ₄ Cl(s)	-314.4	-203.0	94.6
H ₂ (g)	0	0	130.58	NH ₄ NO ₃ (s)	-365.6	-184.0	151
Hierro				NO(g)	90.37	86.71	210.62
Fe(g)	415.3	369.8	180.5	NO ₂ (g)	33.84	51.84	240.45
Fe(s)	0	0	27.15	N ₂ O(g)	81.6	101.50	220.0
Fe ²⁺ (a)	-67.66	-84.93	113.4	N ₂ O ₅ (g)	9.06	98.28	304.3
Fe ²⁺ (a)	-47.69	-10.51	203.3	NOCl(g)	52.6	66.3	264
FeO ₂ (s)	-341.8	-302.3	117.9	HNO ₃ (aq)	-286.6	-110.5	146
FeCl ₃ (s)	-400	-334	142.3	HNO ₃ (g)	-134.3	-73.94	266.4
FeO(s)	-271.9	-257.2	60.77	Oxigeno			
Fe ₂ O ₃ (s)	-822.16	-740.98	89.96	O ₂ (g)	247.5	230.1	161.0
Fe ₂ O ₃ (f)	-1117.1	-1014.2	146.4	O ₂ (g)	0	0	205.0
FeS(s)	-171.5	-160.1	52.92	O ₃ (g)	142.3	163.4	237.8
Litio				OH ⁻ (a)	231.0	-157.3	-10.7
Li(g)	190.3	126.6	126.8	H ₂ O(g)	-241.62	-228.57	188.83
Li(g)	0	0	29.09	H ₂ O(l)	-285.03	-237.13	69.91
Li ⁻ (a)	-278.5	-273.4	122	H ₂ O ₂ (g)	-156.10	-105.48	222.9
				H ₂ O ₂ (l)	-187.8	-121.4	109.6

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol·K)	Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol·K)
Plata				$\text{SiCl}_4(l)$	-640.1	-572.8	299.3
$\text{Ag}(g)$	0	0	42.55	$\text{SiO}_2(s,$ cuarzo)	-910.9	-856.5	41.54
$\text{Ag}^+(aq)$	105.90	77.11	73.93	Sodio			
$\text{AgCl}(s)$	-127.0	-109.70	96.11	$\text{Na}(g)$	107.7	77.3	153.7
$\text{Ag(OH)}_2(s)$	-31.05	-11.20	121.3	$\text{Na}(s)$	0	0	51.45
$\text{AgNO}_3(s)$	-124.4	-33.41	140.9	$\text{Na}^+(aq)$	-240.1	-261.9	59.0
Plomo				$\text{Na}^+(g)$	609.3	574.3	148.0
$\text{Pb}(l)$	0	0	68.85	$\text{NaBr}(ac)$	-260.6	-264.7	141.00
$\text{PbBr}_2(s)$	-277.4	-260.7	161	$\text{NaBr}(s)$	-361.4	-349.3	86.82
$\text{PbCO}_3(s)$	-699.1	-629.5	131.0	$\text{Na}_2\text{CO}_3(s)$	-1130.9	-1047.7	136.0
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq)$	-421.3	-246.9	303.3	$\text{NaCl}(s)$	-407.1	-393.0	115.5
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(D)$	-451.9	—	—	$\text{NaCl}(g)$	-181.4	-201.3	229.8
$\text{PbO}(s)$	-217.3	-187.9	68.70	$\text{NaCl}(s)$	-410.9	-364.0	72.33
Potasio				$\text{NaHCO}_3(s)$	-647.7	-651.8	102.1
$\text{K}(g)$	89.99	61.17	160.2	$\text{NaNO}_3(s)$	-446.2	-372.4	207
$\text{K}(s)$	0	0	64.67	$\text{NaNO}_3(l)$	-167.9	-367.0	116.5
$\text{KCl}(l)$	-435.9	-406.5	82.7	$\text{NaOH}(s)$	-469.6	-419.2	49.5
$\text{KClO}_3(s)$	-391.2	-289.9	143.0	$\text{NaOH}(l)$	-425.6	-379.5	64.46
$\text{KClO}_3(g)$	-349.5	-291.9	265.7	Titánio			
$\text{K}_2\text{CO}_3(s)$	-1150.18	-1064.58	155.44	$\text{Ti}(g)$	166	122	180.5
$\text{KNO}_3(s)$	-492.70	-393.13	268.1	$\text{Ti}(s)$	0	0	30.70
$\text{K}_2\text{S}(s)$	-363.2	-322.1	94.14	$\text{TiCl}_4(l)$	-763.2	-726.8	354.9
$\text{KO}_2(l)$	-281.5	-240.6	122.5	$\text{TiCl}_4(l)$	-804.2	-728.1	221.9
$\text{K}_2\text{O}_2(s)$	-495.8	-429.8	113.0	$\text{TiO}_2(s)$	-944.7	-889.4	50.29
$\text{KOH}(l)$	-424.7	-378.9	76.91	Vanadio			
$\text{KOH}(s)$	-482.4	-440.5	91.6	$\text{V}(g)$	514.2	451.1	182.2
Rubidio				$\text{V}(s)$	0	0	28.9
$\text{Rb}(g)$	85.8	55.8	170.0	Yodo			
$\text{Rb}(s)$	0	0	76.78	$\text{I}_2(g)$	100.60	70.16	180.06
$\text{RbCl}(s)$	-430.5	-412.0	92	$\text{I}^- (aq)$	-55.19	-51.57	111.3
$\text{RbClO}_4(s)$	-392.4	292.0	152	$\text{I}_2(s)$	62.25	19.37	260.57
Selenio				$\text{I}^- (s)$	0	0	116.73
$\text{HSe}(g)$	29.7	15.9	219.0	$\text{Hg}(g)$	25.94	1.30	206.5
Silicio				Zinc			
$\text{Si}(g)$	368.2	323.9	167.8	$\text{Zn}(g)$	130.7	95.2	160.9
$\text{Si}(s)$	0	0	18.7	$\text{Zn}(s)$	0	0	41.63
$\text{SiCl}(s)$	-73.22	-70.85	16.61	$\text{ZnCl}_2(s)$	-415.1	-369.4	111.5
				$\text{ZnO}(s)$	-348.0	-318.2	43.9

Apéndice D

Constantes de equilibrio en disoluciones acuosas

TABLA 1 Constantes de dissociación de ácidos a 25°C

Nombre	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Acético	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	1.8×10^{-5}		
Arsénico	H_3AsO_4	5.6×10^{-5}	1.0×10^{-7}	3.0×10^{-12}
Arsenioso	H_3AsO_3	5.1×10^{-8}		
Ácidoíno	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Benzoico	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_2$	6.3×10^{-5}		
Bórico	H_3BO_3	5.8×10^{-9}		
Butanoico	$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2$	1.5×10^{-5}		
Carboníco	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-17}	
Cianohídrico	HCN	4.9×10^{-10}		
Cítrico	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7$	3.5×10^{-5}		
Cítrico	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-5}	1.7×10^{-7}	4.0×10^{-17}
Cloracético	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Cl}$	1.4×10^{-5}		
Cloro	HClO_3	1.1×10^{-2}		
fenol	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}$	1.3×10^{-10}		
Fluorhídrico	HF	6.8×10^{-4}		
Fórmico	HCHO_2	1.8×10^{-4}		
Fosfórico	H_3PO_4	2.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-17}
Hidrazoico	HN_2	1.9×10^{-5}		
Hidrogenocromato, ion	HCrO_4^-	2.0×10^{-9}		
Hidrogenoselenato, ion	HS_2O_3^-	2.2×10^{-2}		
Hipobromoso	HBrO	2.5×10^{-4}		
Hipocloroso	HClO	3.0×10^{-8}		
Hipoxodoso	HIO	2.3×10^{-11}		
Láctico	$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_4$	1.4×10^{-5}		
Malónico	$\text{HC}_4\text{H}_6\text{O}_4$	1.5×10^{-5}	2.0×10^{-8}	
Nitroso	HNO_2	4.5×10^{-4}		
Oxálico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-5}	6.4×10^{-9}	
Paraperyódico	H_3O_2	2.8×10^{-7}	5.3×10^{-9}	
Peroxido de hidrógeno	H_2O_2	2.4×10^{-12}		
Pirofosfórico	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	3.0×10^{-2}	4.4×10^{-5}	
Propionico	$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2$	1.3×10^{-5}		
Selenioso	HS_2O_3	2.3×10^{-5}	5.3×10^{-9}	
Sulfhídrico	H_2S	9.5×10^{-8}	1×10^{-19}	
Sulfúrico	H_2SO_4	Ácido fuerte	1.2×10^{-2}	
Sulfuroso	H_3SO_3	1.7×10^{-5}	6.4×10^{-9}	
Tartárico	$\text{HC}_4\text{H}_6\text{O}_4$	1.0×10^{-5}	4.6×10^{-8}	
Yodico	HIO_3	1.7×10^{-4}		

TABLA 2 Constantes de disociación de bases a 25°C

Nombre	Fórmula	K_b
Amoníaco	NH_3	1.8×10^{-5}
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	4.3×10^{-10}
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	5.1×10^{-4}
Etilamina	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	6.4×10^{-3}
Hidracina	H_2NNH_2	1.3×10^{-6}
Hidroxilamina	HONH_2	1.1×10^{-9}
Metilamina	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
Piridina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{N}$	1.7×10^{-9}
Trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	6.4×10^{-3}

TABLA 3 Constantes de producto de solubilidad de compuestos a 25°C

Nombre	Fórmula	K_{ps}	Nombre	Fórmula	K_{ps}
Bromato de plata	AgBrO_3	5.5×10^{-3}	Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	6.5×10^{-6}
Bromuro de cobre(II)	CuBr_2	5.3×10^{-4}	Hidróxido de cobalto(II)	$\text{Co}(\text{OH})_2$	1.3×10^{-15}
Bromuro de plata	AgBr	5.0×10^{-9}	Hidróxido de cobre(II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	4.8×10^{-20}
Carbonato de bario	BaSO_4	5.0×10^{-9}	Hidróxido de cromo(III)	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	1.6×10^{-30}
Carbonato de cadmio	CdCO_3	1.8×10^{-11}	Hidróxido de hierro(II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	7.9×10^{-16}
Carbonato de calcio (calcita)	CaCO_3	4.5×10^{-9}	Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	1.6×10^{-11}
Carbonato de cobalto(III)	CoCO_3	1.0×10^{-10}	Hidróxido de manganeso(II)	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	1.6×10^{-11}
Carbonato de cobre(II)	CuCO_3	2.3×10^{-10}	Hidróxido de níquel(II)	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	6.0×10^{-16}
Carbonato de estroncio	SrCO_3	9.3×10^{-10}	Hidróxido de zinc	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	3.0×10^{-16}
Carbonato de hierro(II)	FeCO_3	2.1×10^{-11}	Oxalato de bario	BaC_2O_4	1.6×10^{-8}
Carbonato de magnesio	MgCO_3	3.5×10^{-8}	Oxalato de magnesio	MgC_2O_4	8.6×10^{-8}
Carbonato de manganeso(II)	MnCO_3	5.0×10^{-11}	Oxalato de zinc	ZnC_2O_4	2.7×10^{-8}
Carbonato de níquel(II)	NiCO_3	1.3×10^{-7}	Sulfato de bario	BaSO_4	1.3×10^{-10}
Carbonato de plata	Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}	Sulfato de calcio	CaSO_4	2.4×10^{-7}
Carbonato de plomo(II)	PbCO_3	7.4×10^{-14}	Sulfato de plata	Ag_2SO_4	1.5×10^{-3}
Carbonato de zinc	ZnCO_3	1.0×10^{-11}	Sulfato de plomo(II)	PbSO_4	6.3×10^{-7}
Cloruro de mercurio(II)	Hg_2Cl_2	1.2×10^{-18}	Sulfato de cadmio ^a	CdS	8×10^{-28}
Cloruro de plata	AgCl	1.8×10^{-10}	Sulfato de cobalto(II)	CoS	5×10^{-21}
Cloruro de plomo(II)	PbCl_2	1.7×10^{-5}	Sulfato de cobre(II)	CuS	6×10^{-11}
Cromato de bario	BaCrO_4	2.1×10^{-19}	Sulfato de estanof(II)	SrS	1×10^{-26}
Cromato de calcio	CaCrO_4	7.1×10^{-4}	Sulfato de manganeso(II)	MnS	2×10^{-33}
Cromato de plata	Ag_2CrO_4	1.2×10^{-17}	Sulfato de mercurio(II)	Hg_2S	2×10^{-11}
Cromato de plomo(II)	PbCrO_4	2.8×10^{-11}	Sulfato de níquel(II)	NiS	3×10^{-20}
Fluoruro de bario	BaF_2	1.7×10^{-3}	Sulfato de plata	Ag_2S	6×10^{-21}
Fluoruro de calcio	CaF_2	3.9×10^{-11}	Sulfato de plomo(II)	PbS	3×10^{-20}
Fluoruro de lanano	LaF_3	2.5×10^{-15}	Sulfato de zinc ^a	ZnS	2×10^{-25}
Fluoruro de plomo(II)	PbF_2	3.6×10^{-8}	Yodato de bortano	LaI_3O_3	6.1×10^{-17}
Fosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	2.0×10^{-29}	Yoduro de mercurio(II)	Hg_2I_2	1.1×10^{-29}
Hidróxido de cadmio	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	2.5×10^{-15}	Yoduro de plata	AgI	8.3×10^{-17}

^a Con respecto a un equilibrio de solubilidad del tipo $\text{M}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{M}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Apéndice E

Potenciales estándar de reducción a 25°C

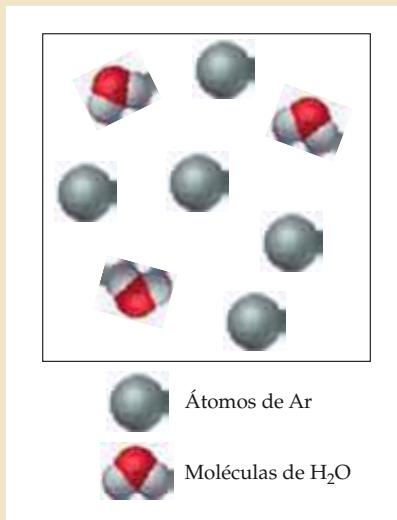
Media reacción	E° (V)	Media reacción	E° (V)
$\text{Ag}(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{l})$	+0.799	$\text{HO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 3\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.88
$\text{AgBr}(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{l}) + \text{Br}^-(\text{aq})$	+0.093	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.776
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{l}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	+0.222	$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}(\text{l})$	-0.789
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{l}) + 2\text{CN}^-(\text{aq})$	-0.31	$2\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_{2}^{2+}(\text{aq})$	-0.920
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}(\text{l}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$	+0.446	$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{l})$	+0.854
$\text{AgI}(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{l}) + \text{I}^-(\text{aq})$	+0.351	$\text{I}_3^-(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	-0.556
$\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{l}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	-0.01	$\text{IO}_3^-(\text{aq}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{I}_3^-(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.195
$\text{Al}^3+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{l})$	-1.66	$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{l})$	-2.924
$\text{H}_2\text{AlO}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.529	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{l})$	-3.03
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}(\text{l})$	-2.90	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{l})$	-2.37
$\text{BiO}^+(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Bi}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.32	$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{l})$	-1.18
$\text{Br}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	+1.065	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.23
$\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Br}(\text{l}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.52	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.51
$2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$	-0.49	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.59
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{l})$	-2.87	$\text{HNO}_2(\text{aq}) + 1\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.00
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{l})$	-0.403	$\text{N}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$	-1.16
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1.61	$\text{N}_2(\text{g}) + \text{SH}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2\text{H}_5^+(\text{aq})$	-0.23
$\text{Cl}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1.359	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-0.96
$\text{HClO}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.60	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{l})$	-2.71
$\text{ClO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.89	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{l})$	-0.28
$\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.47	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.23
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}(\text{l})$	+0.277	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40
$\text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^3+(\text{aq})$	-1.842	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.68
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{l})$	-0.74	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{V}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+2.07
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq})$	-0.41	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{l})$	-0.126
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.33	$\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + 3\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{HgO}_4^2-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.663
$\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{l}) + 5\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.13	$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 1\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{l}) + \text{HSO}_4^-(\text{aq})$	-0.356
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{l})$	+0.337	$\text{PbCl}_2^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{l}) + 4\text{Cl}^-(\text{aq})$	+0.73
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0.155	$\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$	-0.141
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{l})$	+0.521	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow \text{S}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.45
$\text{Cu}(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{V}^+(\text{aq})$	-0.187	$\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + 3\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.17
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	+2.87	$\text{Se}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Se}(\text{l})$	-0.156
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{l})$	-0.440	$\text{Se}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Se}^2(\text{aq})$	+0.154
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.771	$\text{VO}_2^+(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{VO}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1.00
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}(\text{aq})$	+0.36	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{l})$	-0.763
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.000		
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83		

Respuestas a ejercicios seleccionados

Capítulo 1

1.1 (a) Mezcla heterogénea (b) mezcla homogénea (c) sustancia pura (d) mezcla homogénea. **1.3** (a) Al (b) Na (c) Br (d) Cu (e) Si (f) N (g) Mg (h) He **1.5** (a) Hidrógeno (b) magnesio (c) plomo (d) silicio (e) flúor (f) estaño (g) manganeso (h) arsénico **1.7** C es un compuesto; contiene carbono y oxígeno. A es un compuesto; contiene al menos carbono y oxígeno. B no está definido por los datos indicados; es probablemente un compuesto porque pocos elementos existen en forma de sólidos blancos.

1.9



1.11 Propiedades físicas: blanco plateado; lustroso; punto de fusión = 649°C ; punto de ebullición = 1105°C ; densidad a 20°C = 1.738 g/mL ; se lamina por martillado; se estira para formar alambres; buen conductor. Propiedades químicas: arde en el aire; reacciona con Cl_2 . **1.13** (a) Químico (b) físico (c) físico (d) químico (e) químico **1.15** Primero caliente el líquido a 100°C para evaporar el agua. Si hay residuo, mida las propiedades físicas del residuo, como color, densidad y punto de fusión. Si las propiedades concuerdan con las del NaCl , el agua contenía sal común disuelta. Si las propiedades no concuerdan, el residuo es un sólido disuelto diferente. Si no hay residuo, no está presente un sólido disuelto. **1.17** (a) 1×10^{-1} (b) 1×10^{-2} (c) 1×10^{-15} (d) 1×10^{-6} (e) 1×10^6 (f) 1×10^3 (g) 1×10^{-9} (h) 1×10^{-3} (i) 1×10^{-12} **1.19** (a) $2.55 \times 10^{-2} \text{ g}$ (b) 0.40 nm (c) $575 \mu\text{m}$ **1.21** (a) Tiempo (b) densidad (c) longitud (d) área (e) temperatura (f) volumen (g) temperatura **1.23** (a) 1.59 g/cm^3 . El tetracloruro de carbono, 1.59 g/mL , es más denso que el agua, 1.00 g/mL ; el tetracloruro de carbono se hunde en el agua, no flota. (b) 1.609 kg (c) 50.35 cm^3 **1.25** (a) Densidad calculada = 0.86 g/mL . La sustancia es probablemente tolueno, densidad = 0.866 g/mL . (b) 40.0 mL de etilenglicol (c) $1.11 \times 10^3 \text{ g}$ de níquel **1.27** $4.6 \times 10^{-8} \text{ m}$; 46 nm **1.29** (a) 17°C (b) 422.1°F (c) 506 K (d) 108°F (e) 1644 K **1.31** Exactos: (c), (d) y (f) **1.33** 7.5 cm . Esta medición tiene dos cifras significativas; se puede leer con precisión el número de cm, pero es necesaria cierta estimación (incertidumbre) en la lectura de décimas de centímetro. **1.35** (a) 4 (b) 3 (c) 4 (d) 3 (e) 5 **1.37** (a) 3.002×10^2 (b) 4.565×10^5 (c) 6.543×10^{-3} (d) 9.578×10^{-4} (e) 5.078×10^4 (f) -3.500×10^{-2} **1.39** (a) 27.04 (b) -8.0 (c) 1.84×10^{-3} (d) 7.66×10^{-4} . **1.41** Disponga los factores de conversión de

modo que las unidades iniciales se cancelen y las nuevas unidades queden en el lugar apropiado, ya sea en el numerador o en el denominador. **1.43** (a) 76 mL (b) 50 nm (c) $6.88 \times 10^{-4} \text{ s}$ (d) 1.55 g/L (e) $6.151 \times 10^{-3} \text{ L/s}$ **1.45** (a) $4.32 \times 10^5 \text{ s}$ (b) 88.5 m (c) $\$0.499/\text{L}$ (d) 46.6 km/h (e) 1.420 L/s **1.47** (a) $1.2 \times 10^2 \text{ L}$ (b) $4 \times 10^2 \text{ mg}$ (c) 9.64 km/L (d) 26 mL/g **1.49** 52 kg de aire **1.51** 467 pies **1.53** Use el kg como unidad de comparación. 5 lb de papas < 2.5 kg ; 5 kg de azúcar = 5 kg ; $1 \text{ gal} = 4 \text{ qt} \approx 4 \text{ L} \approx 4 \text{ kg}$. El orden de las masas de la más ligera a la más pesada es 5 lb de papas < 1 gal de agua < 5 kg de azúcar. **1.55** La composición es el contenido de una sustancia; la estructura es la disposición de este contenido. **1.58** 8.47 g de O; la ley de composición constante **1.61** 27.1 K ; -411.0°F **1.64** La de Al tiene el diámetro más grande (1.92 cm); la de Pb tiene el más pequeño (1.19 cm). Adviértase que las de Pb y Ag, de densidad semejante, tienen diámetros similares; la de Al, con una densidad mucho menor, tiene un diámetro mucho más grande. **1.66** (a) $1.05 \times 10^{13} \text{ g}$ de NaOH (b) $4.94 \times 10^{-3} \text{ km}^3$ **1.69** Punto de congelación del H_2O = 5.50°G **1.71** (a) $3.9 \times 10^8 \text{ m}$ (b) $5.8 \times 10^5 \text{ s}$ **1.74** (a) $2.98 \times 10^3 \text{ cm}^3$ (b) 0.0482 m^3 (c) 655 kg de Hg **1.76** (a) 61.5% de Au (b) oro de 15 quilates **1.79** Tetracloruro de carbono: 1.5940 g/cm^3 ; hexano: 0.6603 g/cm^3 ; benceno: 0.87654 g/cm^3 ; yoduro de metileno: 3.3254 g/cm^3 . Sólo el yoduro de metileno separa los dos sólidos granulares.

Capítulo 2

2.1 El postulado 4 de la teoría atómica establece que el número relativo y los tipos de átomos de un compuesto son constantes, cualquiera que sea la fuente. Por tanto, 1.0 g de agua pura debe contener siempre las mismas cantidades relativas de hidrógeno y oxígeno, no importa de dónde o cómo se haya obtenido la muestra. **2.3** (a) $0.5711 \text{ g O}/1 \text{ g N}$; $1.142 \text{ g O}/1 \text{ g N}$; $2.284 \text{ g O}/1 \text{ g N}$; $2.855 \text{ g O}/1 \text{ g N}$ (b) Las cifras del inciso (a) obedecen la ley de las proporciones múltiples. Las proporciones múltiples se deben a que los átomos son las entidades indivisibles que se combinan, según lo establece la teoría atómica de Dalton. **2.5** (1) Los campos eléctricos y magnéticos desvian los rayos del mismo modo que desviarían partículas con carga negativa. (2) Una placa metálica expuesta a los rayos catódicos adquiriría una carga negativa. **2.7** (a) En el experimento de Millikan de la gota de aceite, los rayos X interactúan con átomos o moléculas gaseosas en la cámara, y forman iones positivos y electrones libres. Estos últimos pueden entonces combinarse de nuevo con los iones o adherirse a las gotas de aceite. (b) Si la placa positiva estuviese más abajo que la placa negativa, las gotas de aceite "recubiertas" de electrones con carga negativa serían atraídas hacia la placa con carga positiva y descenderían mucho más aprisa. (c) Cuanto mayor es el número de veces que se repite una medición, tanto mejor es la posibilidad de detectar y compensar los errores experimentales. Millikan quería demostrar la validez de su resultado con base en su reproducibilidad. **2.9** (a) Puesto que el campo eléctrico no desvíe los rayos γ , éstos no tienen carga. (b) Si los rayos α y β son desviados en sentidos opuestos en un campo eléctrico, deben tener cargas eléctricas opuestas. **2.11** (a) 0.19 nm ; $1.9 \times 10^{-8} \text{ o } 190 \text{ pm}$ (b) $2.6 \times 10^6 \text{ átomos de Kr}$ (c) $2.9 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$ **2.13** (a) protón, neutrón, electrón (b) protón = $+1$, neutrón = 0 , electrón = -1 (c) El neutrón es la de mayor masa, y el electrón, la de menor masa. (La masa del neutrón y la del protón son muy parecidas). **2.15** (a) ^{28}Si : 14 p, 14 n, 14 e (b) ^{60}Ni : 28 p, 32 n, 28 e (c) ^{85}Rb : 37 p, 48 n, 37 e (d) ^{128}Xe : 54 p, 74 n, 54 e (e) ^{195}Pt : 78 p, 117 n, 78 e (f) ^{238}U : 92 p, 146 n, 92 e

2.17

Símbolo	^{52}Cr	^{75}As	^{40}Ca	^{222}Rn	^{193}Ir
Protones	24	33	20	86	77
Neutrones	28	42	20	136	116
Electrones	24	33	20	86	77
Núm. de masa	52	75	40	222	193

2.19 (a) $^{179}_{72}\text{Hf}$ (b) $^{40}_{18}\text{Ar}$ (c) ^4_2He (d) $^{115}_{49}\text{In}$ (e) $^{28}_{14}\text{Si}$ 2.21 (a) $^{12}_6\text{C}$ (b) Los pesos atómicos son masas atómicas promedio, esto es, la suma de la masa de cada isótopo de origen natural multiplicada por su abundancia fraccionaria. Cada átomo de Cl tiene la masa de uno de los isótopos de origen natural, en tanto que el "peso atómico" es un valor promedio. 2.23 207 uma

2.25 (a) En los experimentos de Thomson con rayos catódicos y en la espectrometría de masas se hace pasar un haz de partículas con carga entre los polos de un imán. El campo magnético desvía las partículas con carga en función de su masa y su carga. (b) El rótulo del eje x es de peso atómico, y el del eje y es de intensidad de señal. (c) Las partículas sin carga no son desviadas en un campo magnético. El efecto del campo magnético sobre las partículas con carga en movimiento es la base de su separación según su masa. 2.27 (a) masa atómica media = 24.31 uma (b)

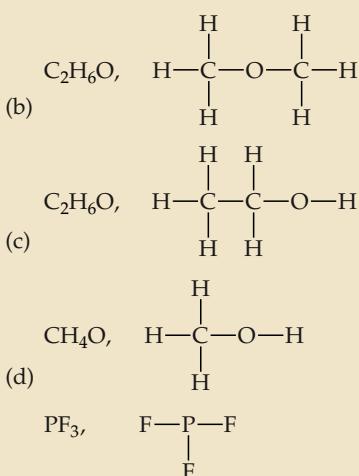


2.29 (a) Ag (metal) (b) He (no metal) (c) P (no metal) (d) Cd (metal) (e) Ca (metal) (f) Br (no metal) (g) As (metaloide)

2.31 (a) K, metales alcalinos (metal) (b) I, halógenos (no metal) (c) Mg, metales alcalinotérreos (metal) (d) Ar, gases nobles (no metal) (e) S, calcágenos (no metal) 2.33 Una fórmula empírica muestra la relación más simple de los diferentes átomos de una molécula. Una fórmula molecular muestra el número exacto y los tipos de átomos de una molécula. Una fórmula estructural muestra cómo están dispuestos estos átomos.

2.35 (a) molecular: C_6H_6 ; empírica: CH (b) molecular: S_iCl_4 ; empírica: S_iCl_4 2.37 (a) 6 (b) 6 (c) 12

2.39 (a)



2.41 (a) AlBr₃ (b) C₄H₅ (c) C₂H₄O (d) P₂O₅ (e) C₃H₂Cl

(f) BNH₂ 2.43 (a) Al³⁺ (b) Ca²⁺ (c) S²⁻ (d) I⁻ (e) Cs⁺

2.45 (a) GaF₃, fluoruro de galio(III) (b) LiH, hidruro de litio

(c) Al₂O₃, yoduro de aluminio (d) K₂S, sulfuro de potasio

2.47 (a) CaBr₂ (b) NH₄Cl (c) Al(C₂H₃O₂)₃ (d) K₂SO₄

(e) Mg₃(PO₄)₂ 2.49 Moleculares: (a) B₂H₆ (b) CH₃OH

(f) NOCl (g) NF₃. Iónicos: (c) LiNO₃ (d) Sc₂O₃ (e) CsBr

(h) Ag₂SO₄ 2.51 (a) ClO₂⁻ (b) Cl⁻ (c) ClO₃⁻ (d) ClO₄⁻

(e) ClO⁻ 2.53 (a) Fluoruro de aluminio (b) hidróxido de

hierro(II) (hidróxido ferroso) (c) nitrato de cobre(II) (nitrato

cúprico) (d) perclorato de bario (e) fosfato de litio (f) sul-

furo de mercurio(I) (sulfuro mercuroso) (g) acetato de calcio

(h) carbonato de cromo(III) (carbonato crómico) (i) cromato

de potasio (j) sulfato de amonio 2.55 (a) Cu₂O (b) K₂O₂

(c) Al(OH)₃ (d) Zn(NO₃)₂ (e) Hg₂Br₂ (f) Fe₂(CO₃)₃

(g) NaBrO 2.57 (a) Ácido bromíco (b) ácido bromhídrico

(c) ácido fosfórico (d) HClO (e) HIO₃ (f) H₂SO₃ 2.59 (a) He-

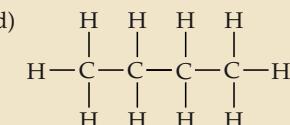
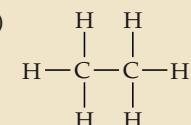
xafluoruro de azufre (b) pentafluoruro de yodo (c) trióxido

de xenón (d) N₂O₄ (e) HCN (f) P₄S₆ 2.61 (a) ZnCO₃,

ZnO, CO₂ (b) HF, SiO₂, SiF₄, H₂O (c) SO₂, H₂O, H₂SO₃

(d) H₃P (o PH₃) (e) HClO₄, Cd, Cd(ClO₄)₂ (f) VBr₃

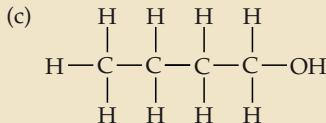
2.63 (a) Un hidrocarburo es un compuesto formado exclusivamente de los elementos carbono e hidrógeno. (b) Todos los alkanos son hidrocarburos, pero otros compuestos además de los alkanos también pueden ser hidrocarburos.



Molecular: C_4H_{10}

Empírica: C_2H_5

2.65 (a) Los *grupos funcionales* son grupos de átomos específicos que son constantes en todas las moléculas. (b) —OH



2.69 La radiactividad es la emisión espontánea de radiación por una sustancia. El descubrimiento de Becquerel mostró que los átomos se podían desintegrar, o degradar, lo que *implica* que no son indivisibles. Sin embargo, no fue hasta que Rutherford y otros caracterizaron la naturaleza de las emisiones radiactivas que se hizo evidente en su totalidad la trascendencia del descubrimiento. 2.72 (a) 2 protones, 1 neutrón, 2 electrones (b) El tritio, ^3H , tiene más masa. (c) Se necesitaría una precisión de 1×10^{-27} g para distinguir entre el ^3H y el ^3He .

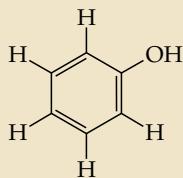
2.76 (a) ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O (b) Todos los isótopos son átomos del mismo elemento, oxígeno, con el mismo número atómico, 8 protones en el núcleo y 8 electrones. Es de esperar que la distribución de sus electrones sea la misma y que sus propiedades químicas sean muy parecidas. Cada uno tiene un número diferente de neutrones, un número de masa diferente y una masa atómica diferente. 2.78 (a) El isótopo de 68.296 uma tiene 31 protones y 38 neutrones y su símbolo es ^{69}Ga . El isótopo de 70.926 uma tiene 31 protones y 40 neutrones y su símbolo es ^{71}Ga . (b) $^{69}\text{Ga} = 60.3\%$, $^{71}\text{Ga} = 39.7\%$ 2.81 (a) 5 cifras significativas (b) 0.05444% 2.84 (a) El ^{26}Sg tiene 106 protones, 160 neutrones y 106 electrones (b) El Sg está en el grupo 6B (o 6) e inmediatamente abajo del tungsteno, W. Es de esperar que las propiedades químicas del Sg se parezcan más a las del W.

2.87 (a) óxido de níquel(II), 2+ (b) óxido de manganeso(IV), 4+ (c) óxido de cromo(III), 3+ (d) óxido de molibdeno(VI), 6+

2.90 (a) cloruro de sodio (b) bicarbonato de sodio (o hidroge-

nocarbonato de sodio) (c) hipoclorito de sodio (d) hidróxido de sodio (e) carbonato de amonio (f) sulfato de calcio

- 2.94** (a) CH (b) No. El benceno no es un alcano porque los alcanos son hidrocarburos cuyos enlaces son todos sencillos. (c) La fórmula molecular es C_6H_6O o C_6H_5OH . La fórmula estructural es



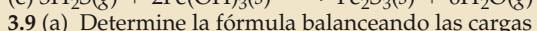
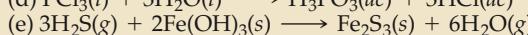
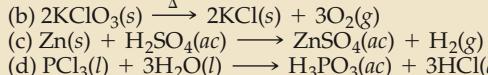
Capítulo 3

- 3.1** (a) La conservación de la masa (b) Los subíndices de las fórmulas químicas no se deben modificar al balancear ecuaciones, porque al cambiar el subíndice cambia la identidad del compuesto (*ley de composición constante*). (c) (g), (l), (s), (ac)

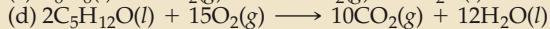
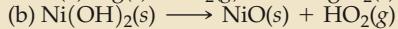
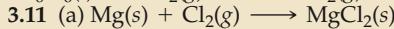
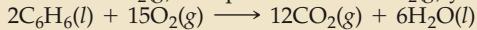
3.3 La ecuación (a) es la que mejor concuerda con el diagrama.

- 3.5** (a) $2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$
 (b) $P_2O_5(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow 2H_3PO_4(ac)$
 (c) $CH_4(g) + 4Cl_2(g) \longrightarrow CCl_4(l) + 4HCl(g)$
 (d) $Al_4C_3(s) + 12H_2O(l) \longrightarrow 4Al(OH)_3(s) + 3CH_4(g)$
 (e) $C_4H_{10}O(l) + 6O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 5H_2O(l)$
 (f) $2Fe(OH)_3(s) + 3H_2SO_4(ac) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3(ac) + 6H_2O(l)$
 (g) $Mg_3N_2(s) + 4H_2SO_4(ac) \longrightarrow 3MgSO_4(ac) + (NH_4)_2SO_4(ac)$

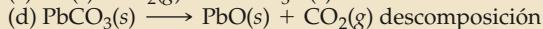
- 3.7** (a) $CaC_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) + C_2H_2(g)$



- 3.9** (a) Determine la fórmula balanceando las cargas positivas y negativas en el producto iónico. Todos los compuestos iónicos son sólidos. $2Na(s) + Br_2(l) \longrightarrow 2NaBr(s)$ (b) El segundo reactivo es $O_2(g)$. Los productos son $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$.



- 3.13** (a) $2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$ combinación



- 3.15** (a) 34.1 uma (b) 118.7 uma (c) 142.3 uma (d) 132.1 uma

- (e) 212.3 uma (f) 159.6 uma (g) 222.5 uma **3.17** (a) 49.9%

- (b) 45.0% (c) 43.2% (d) 67.6% (e) 60.0% **3.19** (a) 79.2%

- (b) 63.2% (c) 64.6% **3.21** (a) 6.022×10^{23} (b) El peso fórmula de una sustancia en una tiene el mismo valor numérico que la masa molar expresada en gramos. **3.23** 23 g de Na contienen 1 mol de átomos; 0.5 mol de H_2O contienen 1.5 mol de átomos; 6.0×10^{23} moléculas de N_2 contienen 2 mol de átomos

- 3.25** 4.4×10^{24} kg. Un mol de balas de lanzamiento pesa

0.73 veces lo que pesa la Tierra. **3.27** (a) 72.8 g de CaH_2

- (b) 0.0219 mol de $Mg(NO_3)_2$ (c) 1.48×10^{23} moléculas de CH_3OH

- (d) 3.52×10^{24} átomos de H **3.29** (a) 0.856 g de $Al_2(SO_4)_3$

- (b) 1.69×10^{-3} mol de Cl^- (c) 0.248 g de $C_8H_{10}N_4O_2$

- (d) 387 g de colesterol/mol **3.31** (a) masa molar = 162.3 g

- (b) 3.08×10^{-5} mol de alicina (c) 1.86×10^{19} moléculas de alicina (d) 3.71×10^{19} átomos de S **3.33** (a) 1.15×10^{21} átomos de H

- (b) 9.62×10^{19} moléculas de $C_6H_{12}O_6$ (c) 1.60×10^{-4} mol

- de $C_6H_{12}O_6$ (d) 0.0287 g de $C_6H_{12}O_6$ **3.35** 3.28×10^{-8} mol de C_2H_3Cl/L ; 1.97×10^{16} moléculas/L **3.37** (a) NO_2 (b) No, porque no hay forma de saber si las fórmulas empírica y molecular son iguales. NO_2 representa la razón más simple de átomos de una molécula, pero no la única fórmula molecular posible.

- 3.39** (a) C_2H_6O (b) Fe_2O_3 (c) CH_2O **3.41** (a) $CSCl_2$

- (b) C_3OF_6 (c) Na_3AlF_6 **3.43** (a) C_6H_{12} (b) NH_2Cl

- 3.45** (a) fórmula empírica, $C_4H_5N_2O$; fórmula molecular, $C_8H_{10}N_4O_2$ (b) fórmula empírica y fórmula molecular, $NaC_5H_8O_4N$

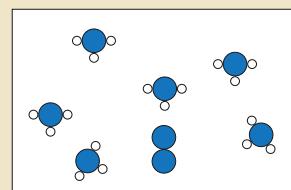
- 3.47** (a) C_7H_8 (b) Las fórmulas empírica y molecular son $C_{10}H_{20}O$. **3.49** $x = 10$; $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ **3.51** Si no

se balancea la ecuación, las relaciones molares derivadas de los coeficientes serán incorrectas y darán lugar a un cálculo erróneo de las cantidades de productos. **3.53** 4.0 mol de CH_4 producen 4.0 mol de CO y 12.0 mol de H_2 . **3.55** (a) 2.4 mol de HF

- (b) 5.25 g de NaF (c) 0.610 g de Na_2SiO_3 **3.57** (a) $Al_2S_3(s) + 6H_2O(l) \longrightarrow 2Al(OH)_3(s) + 3H_2S(g)$ (b) 10.9 g de $Al(OH)_3$

- 3.59** (a) 3.75 mol de N_2 (b) 9.28 g de NaN_3 (c) 548 g de NaN_3 **3.61** (a) 5.50×10^{-3} mol de Al (b) 1.47 g de $AlBr_3$

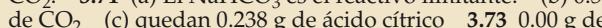
- 3.63** (a) El reactivo limitante determina el número máximo de moles de producto que se obtienen de una reacción química; todos los demás reactivos son *reactivos en exceso*. (b) El reactivo limitante regula la cantidad de productos porque se consume en su totalidad durante la reacción; no se puede formar más producto si no está disponible uno de los reactivos.



$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$. Ocho átomos de N (4 moléculas de N_2) requieren 24 átomos de H (12 moléculas de H_2) para que la reacción sea completa. Sólo están disponibles 9 moléculas de H_2 ; por tanto, el H_2 es el reactivo limitante. Nueve moléculas de H_2 (18 átomos de H) determinan la producción de 6 moléculas de NH_3 . Hay una molécula de N_2 en exceso. **3.67** (a) 2125 bicicletas (b) 630 armazones sobrantes, 130 manubrios sobrantes (c) las ruedas **3.69** El $NaOH$ es el reactivo limitante; se pueden producir 0.850 mol de Na_2CO_3 ; quedan 0.15 mol de CO_2 .

- 3.71** (a) El $NaHCO_3$ es el reactivo limitante. (b) 0.524 g de CO_2 (c) quedan 0.238 g de ácido cítrico **3.73** 0.00 g de $AgNO_3$ (reactivo limitante), 4.32 g de Na_2CO_3 , 5.68 g de Ag_2CO_3 , 3.50 g de $NaNO_3$ **3.75** (a) El rendimiento teórico es de 60.3 g de C_6H_5Br . (b) 94.0% de rendimiento **3.77** 6.73 g de Li_3N es el rendimiento real

- 3.79** (a) $C_4H_8O_2(l) + 5O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 4H_2O(l)$



- 1.25×10^{22} átomos de C (b) 2.77×10^{-3} mol de $C_9H_8O_4$, 1.67×10^{21} moléculas de $C_9H_8O_4$ **3.83** (a) masa = 4.6638×10^{-19} g de Si (b) volumen = $2.0 \times 10^{-19} \text{ cm}^3$ (c) longitud de arista = $5.9 \times 10^{-7} \text{ cm}$ (= 5.9 nm) **3.85** (a) La fórmula empírica es $C_{10}H_{18}O$. (b) La fórmula molecular es $C_{10}H_{18}O_3$. **3.87** C_6H_5Cl

- 3.90** (a) 7.6×10^{-5} mol de NaI (b) 3.44×10^{-3} g de NaI **3.92** 1.1 kg de H_2O **3.95** 10.2 g de $KClO_3$, 20.0 g de $KHCO_3$, 13.8 g de K_2CO_3 , 56.0 g de KCl **3.98** 1.57×10^{24} átomos de O **3.100** 52 kg de CO_2 **3.102** (a) $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$; $SO_2(g) + CaO(s) \longrightarrow CaSO_3(s)$ (b) 1.7×10^{15} kg $CaSO_3$ /día

Capítulo 4

- 4.1** El agua de la llave contiene electrólitos disueltos en cantidad suficiente para completar un circuito entre un aparato eléctrico y nuestro cuerpo, lo cual produce un choque.

4.3 Cuando se disuelve CH_3OH , las moléculas neutras de CH_3OH que se dispersan en la disolución no tienen carga eléctrica y la disolución no es conductora. Cuando se disuelve $HC_2H_3O_2$, unas cuantas moléculas se ionizan en $H^+(ac)$ y $C_2H_3O_2^-(ac)$. Estos pocos iones tienen carga, y la disolución es débilmente conductora. **4.5** (a) $ZnCl_2(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2Cl^-(ac)$ (b) $HNO_3(ac) \longrightarrow H^+(ac) + NO_3^-(ac)$ **4.7** AX no es electrólito, AY es un electrólito débil y AZ es un electrólito fuerte.

- 4.9** Moléculas de HCHO_2 , iones H^+ y iones CH_2O^- ; $\text{HCHO}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{CHO}_2^-(\text{ac})$
- 4.11** (a) Soluble (b) insoluble (c) soluble (d) insoluble
 (e) soluble **4.13** (a) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + 2\text{AgNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2\text{NaNO}_3(\text{ac})$ (b) No hay precipitado
 (c) $\text{FeSO}_4(\text{ac}) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$
- 4.15** (a) $2\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{MgCO}_3(\text{s}) + 2\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$
 $\text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{MgCO}_3(\text{s})$
 (b) $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 2\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{PbS}(\text{s}) + 2\text{Na}^+(\text{ac}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac})$
 $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{PbS}(\text{s})$
 (c) $6\text{NH}_4^+(\text{ac}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{ac}) + 3\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 6\text{Cl}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + 6\text{NH}_4^+(\text{ac}) + 6\text{Cl}^-(\text{ac})$
 $3\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
- 4.17** La disolución debe contener Ba^{2+} . Podría contener K^+ y Ba^{2+} juntos, pero, puesto que se trata de una sola sal, cabe suponer que sólo está presente Ba^{2+} . **4.19** La disolución que forma un precipitado con $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ es de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$; la otra es de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$. **4.21** (a) Un ácido monoprótico tiene un H ionizable (ácido), en tanto que un ácido díprótico tiene dos.
 (b) Un ácido fuerte está totalmente disociado en disolución acuosa, en tanto que sólo una fracción de las moléculas de un ácido débil están ionizadas. (c) Un ácido es un donador de H^+ , y una base es un receptor de H^+ . **4.23** (a) ácido fuerte (b) ácido débil (c) base débil (d) base fuerte **4.25** (a) ácido, mezcla de iones y moléculas (electrólito débil) (b) nada de lo anterior, solamente moléculas (no electrólito) (c) sal, sólo iones (electrólito fuerte) (d) base, sólo iones (electrólito fuerte)
- 4.27** (a) H_2SO_3 , electrólito débil (b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, no electrólito (c) NH_3 , electrólito débil (d) KClO_3 , electrólito fuerte (e) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, electrólito fuerte
- 4.29** (a) $2\text{HBr}(\text{ac}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{CaBr}_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\text{H}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 (b) $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{HClO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{ClO}_4)_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$
 (c) $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Al}^{3+}(\text{ac})$
- 4.31** (a) $\text{CdS}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{CdSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$
 $\text{CdS}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{Cd}^{2+}(\text{ac})$
 (b) $\text{MgCO}_3(\text{s}) + 2\text{HClO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 $\text{MgCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{Mg}^{2+}(\text{ac})$
- 4.33** (a) $\text{FeO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$
 (b) $\text{NiO}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Ni}^{2+}(\text{ac})$ **4.35** (a) En términos de transferencia de electrones, la oxidación es la pérdida de electrones por parte de una sustancia, y la reducción es la ganancia de electrones. (b) Con respecto a los números de oxidación, cuando una sustancia se oxida, su número de oxidación aumenta. Cuando una sustancia se reduce, su número de oxidación disminuye. **4.37** Los metales que se oxidan con más facilidad están cerca de la parte inferior de los grupos del lado izquierdo de la tabla, en especial de los grupos 1A y 2A. Los metales que se oxidan con más dificultad son los metales de transición de la parte inferior derecha, en particular los que están cerca de la parte inferior de los grupos 8B y 1B.
- 4.39** (a) +6 (b) +4 (c) +7 (d) +1 (e) 0 (f) -1
- 4.41** (a) Ni $\longrightarrow \text{Ni}^{2+}$, el Ni se oxida; Cl₂ $\longrightarrow 2\text{Cl}^-$, el Cl se reduce
 (b) Fe²⁺ \longrightarrow Fe; el Fe se reduce; Al $\longrightarrow \text{Al}^{3+}$; el Al se oxida
 (c) Cl₂ $\longrightarrow 2\text{Cl}^-$, el Cl se reduce; 2I⁻ \longrightarrow I₂; el I se oxida
 (d) S²⁻ $\longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$, el S se oxida; H₂O₂ $\longrightarrow \text{H}_2\text{O}$; el O se reduce **4.43** (a) $\text{Mn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{MnSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 $\text{Mn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 (b) $2\text{Cr}(\text{s}) + 6\text{HBr}(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{CrBr}_3(\text{ac}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
 $2\text{Cr}(\text{s}) + 6\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
 (c) $\text{Sn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow \text{SnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 $\text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- (d) $2\text{Al}(\text{s}) + 6\text{HCHO}_2(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{Al}(\text{CHO}_2)_3(\text{ac}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
 $2\text{Al}(\text{s}) + 6\text{HCHO}_2(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 6\text{CHO}_2^-(\text{ac}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
- 4.45** (a) $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{NiCl}_2(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{AlCl}_3(\text{ac}) + 3\text{Ni}(\text{s})$
 (b) no hay reacción
 (c) $2\text{Cr}(\text{s}) + 3\text{NiSO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + 3\text{Ni}(\text{s})$
 (d) $\text{Mn}(\text{s}) + 2\text{HBr}(\text{ac}) \longrightarrow \text{MnBr}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
 (e) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CuCl}_2(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac})$
- 4.47** (a) i. $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cd}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$
 ii. $\text{Cd}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ni}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{ac})$ (b) El Cd está entre el Zn y el Ni en la serie de actividad. (c) Coloque una tira de hierro en $\text{CdCl}_2(\text{ac})$. Si se deposita Cd(s), el Cd es menos activo que el Fe; si no hay reacción, el Cd es más activo que el Fe. Repita el ensayo con Co si el Cd es menos activo que el Fe o con Cr si el Cd es más activo que el Fe. **4.49** (a) Intensiva; la razón de la cantidad de soluto respecto a la cantidad total de disolución es la misma, no importa la cantidad de disolución que se tenga. (b) El término 0.50 mol de HCl define una cantidad (~18 g) de la sustancia pura HCl. El término HCl 0.50 M es una razón; indica que hay 0.50 mol del soluto HCl en 1.0 litros de disolución. **4.51** (a) NH_4Cl 0.0863 M (b) 0.0770 mol de HNO_3 (c) 83.3 mL de KOH 1.50 M **4.53** (a) 4.46 g de KBr (b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0.145 M (c) 20.3 mL de Na_3PO_4 1.50 M **4.55** (a) El K_2CrO_4 0.15 M tiene la concentración más alta de K^+ . (b) 30.0 mL de K_2CrO_4 0.15 M tiene más iones K^+ . **4.57** (a) $\text{Na}^+ 0.14 \text{ M}, \text{OH}^- 0.14 \text{ M}$ (b) $\text{Ca}^{2+} 0.25 \text{ M}, \text{Br}^- 0.50 \text{ M}$ (c) $\text{CH}_3\text{OH} 0.25 \text{ M}$ (d) $\text{K}^+ 0.067 \text{ M}, \text{ClO}_3^- 0.067 \text{ M}, \text{Na}^+ 0.13 \text{ M}, \text{SO}_4^{2-} 0.067 \text{ M}$ **4.59** (a) 1.69 mL de NH_3 14.8 M (b) $\text{NH}_3 0.592 \text{ M}$ **4.61** (a) Agregue 6.42 g de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ a un matraz aforado de 125 mL, disuelva en un volumen pequeño de agua, y agregue agua hasta la marca de aforo del matraz. Agite perfectamente para asegurar que todo se mezcle bien. (b) Enjuague perfectamente, límpie y llene una bureta de 50 mL con la $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 1.50 M. Vierta 26.7 mL de esta disolución en un recipiente volumétrico de 400 mL, agregue agua hasta la marca y mezcle perfectamente. **4.63** $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 1.398 M **4.65** 0.117 g de NaCl **4.67** (a) 38.0 mL de HClO_4 0.115 M (b) 769 mL de HCl 0.128 M (c) AgNO_3 0.408 M (d) 0.275 g de KOH **4.69** 27 g de NaHCO_3 **4.71** Disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 1.22 $\times 10^{-2} \text{ M}$; la solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es de 0.0904 g en 100 mL de disolución. **4.73** (a) $\text{NiSO}_4(\text{ac}) + 2\text{KOH}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ (b) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ (c) KOH es el reactivo limitante. (d) 0.927 g de $\text{Ni}(\text{OH})_2$ (e) $\text{Ni}^{2+}(\text{ac}) 0.0667 \text{ M}, \text{K}^+(\text{ac}) 0.0667 \text{ M}, \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) 0.100 \text{ M}$ **4.75** 91.40% de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ **4.77** El precipitado es $\text{CdS}(\text{s})$. Los iones $\text{Na}^+(\text{ac})$ y NO_3^- son espectadores y permanecen en disolución, junto con cualquier exceso de iones reactantes. La ecuación iónica neta es:
 $\text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{CdS}(\text{s})$
- 4.80** (a) $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 (b) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 (c) $\text{MgCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 (d) $\text{NaAl}(\text{CO}_3)(\text{OH})_2(\text{s}) + 4\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
 (e) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- 4.83** (a) No hay reacción (b) $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Pb}(\text{s})$ (c) no hay reacción (d) $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Fe}(\text{s})$ (e) $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$ (f) no hay reacción **4.86** KBr 1.70 M **4.89** 30 mol de Na^+ **4.91** H_2O_2 0.368 M **4.93** 1.81×10^{19} iones Na^+ **4.96** 5.1 $\times 10^{-3}$ kg de Na_2CO_3 **4.99** $\text{Cl}^- 0.233 \text{ M}$ **4.102** (a) +5 (b) arseniato de plata (c) 5.22% de As

Capítulo 5

- 5.1** Un objeto puede poseer energía en virtud de su movimiento o de su posición. La energía cinética depende de la masa del objeto y de su velocidad. La energía potencial depende de la posición del objeto con respecto al cuerpo con el que interactúa. **5.3** (a) 84 J (b) 20 cal (c) cuando la pelota golpea la arena, su rapidez (y por tanto su energía cinética) disminuye a cero. La mayor parte de la energía cinética se transfiere a la arena, que se

deforma cuando la pelota la golpea. Se libera un poco de energía en forma de calor debido al rozamiento entre la pelota y la arena. 5.5 1 Btu = 1054 J 5.7 2.1×10^3 kcal

5.9 Cuando el perdigón se eleva en contra de la fuerza de la gravedad, la energía cinética que le impidió el rifle de aire se transforma en energía potencial. Cuando toda la energía cinética se ha convertido en energía potencial (o se ha perdido como calor debido a la fricción), el perdigón deja de subir y cae al suelo. En principio, si se pudiera impartir suficiente energía cinética al perdigón, éste podría escapar de la fuerza de gravedad y llegar al espacio. En el caso de un rifle de aire y un perdigón, esto es prácticamente imposible. 5.11 (a) El *sistema* es la parte bien definida del universo cuyos cambios de energía son objeto de estudio. (b) Un sistema cerrado puede intercambiar calor con su entorno, pero no masa. 5.13 (a) El *trabajo* es una fuerza aplicada a lo largo de una distancia. (b) La cantidad de trabajo realizado es el producto de la magnitud de la fuerza por la distancia a lo largo de la cual se aplica. $w = F \times d$. 5.15 (a) Gravedad; se realiza trabajo porque se levanta el lápiz contra la fuerza de gravedad. (b) Fuerza mecánica; se realiza trabajo porque se comprime el resorte cierta distancia contra la fuerza del resorte enrollado. 5.17 (a) En todo cambio químico o físico, no se crea ni se destruye energía; la energía se conserva. (b) La *energía interna* (*E*) de un sistema es la suma de todas las energías cinéticas y potenciales de los componentes del sistema. (c) La energía interna aumenta cuando se efectúa trabajo sobre el sistema y cuando se transfiere calor a éste.

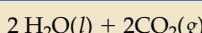
5.19 (a) $\Delta E = -152$ kJ, exotérmico (b) $\Delta E = +0.75$ kJ, endotérmico (c) $\Delta E = +14$ kJ, endotérmico 5.21 (a) El sistema (iii) es endotérmico. (b) $\Delta E < 0$ en el sistema (iii). (c) $\Delta E > 0$ en los sistemas (i) y (ii). 5.23 (a) Puesto que el sistema realiza poco o ningún trabajo en el caso (2), el gas absorbe casi toda la energía en forma de calor; el gas del caso (2) tendrá la temperatura más alta. (b) En el caso (2) $w \approx 0$ y $q \approx 100$ J. En el caso (1) se utilizará una cantidad importante de energía para realizar trabajo sobre el entorno ($-w$), pero parte de ella se absorberá como calor ($+q$). (c) ΔE es más grande en el caso (2) porque los 100 J aumentan la energía interna del sistema, en vez de ser parte de la energía que realiza trabajo sobre el entorno.

5.25 (a) Una *función de estado* es una propiedad que depende exclusivamente del estado físico (presión, temperatura, etc.) del sistema, no de la ruta seguida para llegar al estado actual. (b) La energía interna es una función de estado; el trabajo *no* es una función de estado. (c) La temperatura es una función de estado; no importa cuán caliente o fría haya estado la muestra, la temperatura depende sólo de su condición actual.

5.27 (a) Con respecto a los numerosos procesos que se llevan a cabo a presión atmosférica constante, el cambio de entalpía es una medida significativa del cambio de energía asociado al proceso. (b) Sólo en condiciones de presión constante es el ΔH de un proceso igual al calor que se transfiere durante el proceso. (c) El proceso es exotérmico. 5.29 (a) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(l) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{CO}_2(g)$, $\Delta H = -871.7$ kJ



$$\Delta H = -871.7 \text{ kJ}$$



5.31 El reactivo, $2\text{Cl}(g)$, tiene la entalpía más grande.

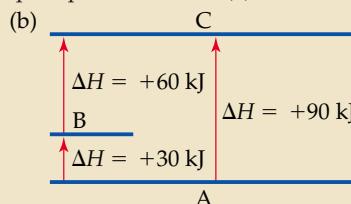
5.33 (a) Exotérmica (b) -59 kJ de calor transferido (c) se producen 6.43 g de MgO (d) $+112$ kJ de calor absorbido

5.35 (a) -35.4 kJ (b) -0.759 kJ (c) $+12.3$ J 5.37 A presión constante, $\Delta E = \Delta H - P\Delta V$. Es preciso conocer los valores ya sea de P y ΔV o de T y Δn para calcular ΔE a partir de ΔH .

5.39 $\Delta E = -125$ kJ, $\Delta H = -89$ kJ 5.41 (a) $\Delta H = +726.5$ kJ (b) $\Delta H = -1453$ kJ (c) Es más probable que se favorezca termodinámicamente la reacción directa exotérmica. (d) La va-

poración es endotérmica. Si el producto fuera $\text{H}_2\text{O}(g)$, la reacción sería más endotérmica y tendría un ΔH negativo más pequeño. 5.43 (a) $\text{J}/^\circ\text{C}$ o J/K (b) $\text{J}/\text{g} \cdot ^\circ\text{C}$ o $\text{J}/\text{g} \cdot \text{K}$ 5.45 (a) 4.184 J/g-K (b) $774 \text{ J}/^\circ\text{C}$ (c) 904 kJ 5.47 $3.47 \times 10^4 \text{ J}$ 5.49 $\Delta H = -45.7 \text{ kJ/mol}$ de NaOH 5.51 $\Delta E_r = -25.5 \text{ kJ/g}$ de $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$ o $-2.75 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$ de $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$ 5.53 (a) Capacidad calorífica del calorímetro completo = $14.4 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$ (b) 5.40°C

5.55 Si una reacción se puede describir como una serie de pasos, el ΔH de la reacción es la suma de los cambios de entalpía de cada paso. En tanto se pueda describir una ruta de la que se conozca el ΔH de cada paso, se puede calcular el ΔH de cualquier proceso. 5.57 (a) $\Delta H = +90$ kJ



El proceso de formación de C a partir de A se puede describir como la formación de B a partir de A y de C a partir de B.

5.59 $\Delta H = -1300.0$ kJ 5.61 $\Delta H = -2.49 \times 10^3$ kJ 5.63 (a) Las *condiciones estándar* de los cambios de entalpía son $P = 1 \text{ atm}$ y cierta temperatura común, que por lo regular es de 298 K . (b) La *entalpía de formación* es el cambio de entalpía que se produce cuando se forma un compuesto a partir de sus elementos. (c) La *entalpía estándar de formación*, ΔH_f° , es el cambio de entalpía que acompaña a la formación de un mol de una sustancia a partir de sus elementos en su estado estándar.

5.65 Si, aún sería posible tener tablas de entalpías estándar de formación como la tabla 5.3. Las entalpías estándar de formación son la diferencia neta de entalpía entre un compuesto y los elementos que lo constituyen en su estado estándar. Cualquier que sea el valor de la entalpía de formación de los elementos, la magnitud de la diferencia de entalpías debe ser la misma (suponiendo la misma estequiometría de reacción).

5.67 (a) $\frac{1}{2}\text{N}_2(g) + \frac{3}{2}\text{H}_2(g) \rightarrow \text{NH}_3(g)$, $\Delta H_f^\circ = -46.19$ kJ
 (b) $\frac{1}{8}\text{S}_8(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_2(g)$, $\Delta H_f^\circ = -296.9$ kJ
 (c) $\text{Rb}(s) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) + \frac{3}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{RbClO}_3(s)$, $\Delta H_f^\circ = -392.4$ kJ
 (d) $\text{N}_2(g) + 2\text{H}_2(g) + \frac{3}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3(s)$, $\Delta H_f^\circ = -365.6$ kJ 5.69 $\Delta H_r^\circ = -847.6$ kJ

5.71 (a) $\Delta H_r^\circ = -196.6$ kJ (b) $\Delta H_r^\circ = 37.1$ kJ
 (c) $\Delta H_r^\circ = -556.7$ kJ (d) $\Delta H_r^\circ = -68.3$ kJ
 5.73 $\Delta H_f^\circ = -248$ kJ 5.75 $\Delta H_f^\circ = -924.8$ kJ
 5.77 (a) $\text{C}_8\text{H}_{18}(l) + \frac{25}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{CO}_2(g) + 9\text{H}_2\text{O}(g)$, $\Delta H = -5069$ kJ (b) $8\text{C}(s, \text{gr}) + 9\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{C}_8\text{H}_{18}(l)$
 (c) $\Delta H_f^\circ = -255$ kJ 5.79 (a) El *valor energético* es la cantidad de calor que se desprende cuando se quema 1 gramo de una sustancia (combustible). (b) la glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, es el *azúcar de la sangre*. Es importante porque la glucosa es el combustible que transporta la sangre a las células, donde se quema para producir energía en el organismo. (c) 5 g de grasa

5.81 104 o 1×10^2 Cal/porción 5.83 59.7 Cal 5.85 (a) $\Delta H_{\text{comb}} = -1850$ kJ/mol de C_3H_8 , -1926 kJ/mol de C_3H_6 , -2044 kJ/mol de C_3H_8 (b) $\Delta H_{\text{comb}} = -4.61 \times 10^4$ kJ/kg C_3H_8 , -4.58×10^4 kJ/kg de C_3H_6 , -4.635×10^4 kJ/kg de C_3H_8
 (c) Estas tres sustancias producen cantidades casi idénticas de calor por unidad de masa, pero el propano tiene un rendimiento ligeramente mayor que las otras dos. 5.87 (a) 469.4 m/s (b) $5.124 \times 10^{-21} \text{ J}$ (c) 3.086 kJ/mol 5.90 La reacción espontánea de las bolsas de aire es probablemente exotérmica, con $-\Delta H$ y, por tanto, $-q$. Cuando la bolsa se infla, el sistema realiza trabajo; por tanto, el signo de w también es negativo. 5.93 (a) $q = 0$, $w > 0$, $\Delta E > 0$ (b) El signo de q es negativo. Los cambios de estado que se describen en ambos casos son idénticos. ΔE es el mismo en los dos casos, pero la distribución de la energía transferida como trabajo o como calor es diferente en las dos situaciones.

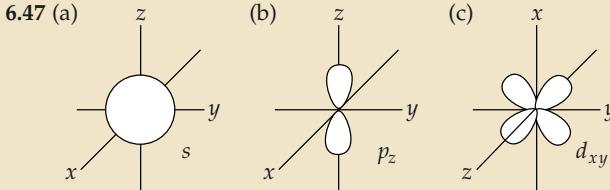
5.96 1.8×10^4 o 18,000 ladrillos

5.100 (a, b) $\text{CH}_4(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{C}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$, $\Delta H^\circ = -496.9 \text{ kJ}$; $\text{CH}_4(g) + \frac{3}{2}\text{O}_2(g) \longrightarrow \text{CO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$, $\Delta H^\circ = -607.4 \text{ kJ}$; $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \longrightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$, $\Delta H^\circ = -890.4 \text{ kJ}$ (c) Suponiendo que está presente un exceso de $\text{O}_2(g)$, la reacción que produce $\text{CO}_2(g)$ tiene el ΔH más negativo por mol de CH_4 quemado y, por tanto, los productos termodinámicamente más estables. **5.103** 1,3 Butadieno: (a) $\Delta H = -2543.4 \text{ kJ/mol}$ de C_4H_6 (b) 47 kJ/g (c) 11.18% de H. 1-Buteno: (a) $\Delta H = -2718.5 \text{ kJ/mol}$ de C_4H_8 (b) 48 kJ/g (c) 14.37% de H. n-Butano: (a) $\Delta H = -2878.5 \text{ kJ/mol}$ de C_4H_{10} (b) 50 kJ/g (c) 17.34% de H. (d) A medida que el % en masa de H aumenta, también crece el valor energético (kJ/g) del hidrocarburo, con respecto a un mismo número de átomos de C. Una gráfica de los datos sugiere que el % en masa de H y el valor energético son directamente proporcionales cuando el número de átomos de C es constante. **5.107** (a) $1.479 \times 10^{-18} \text{ J/molécula}$ (b) $1 \times 10^{-15} \text{ J/fotón}$. El fotón de rayos X tiene aproximadamente 1000 veces más energía que la generada por la combustión de una molécula de $\text{CH}_4(g)$. **5.111** (a) 3.18 g de Cu (b) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (c) $\text{CuSO}_4(ac) + 2\text{KOH}(ac) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(s) + \text{K}_2\text{SO}_4(ac)$, $\text{Cu}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(s)$ (d) $\Delta H = -52 \text{ kJ}$

Capítulo 6

6.1 (a) Metros (b) 1/segundos (c) metros/segundo **6.3** (a) Verdadero (b) Falso. La frecuencia de la radiación disminuye conforme la longitud de onda aumenta. (c) Falso. La luz ultravioleta tiene longitudes de onda más cortas que la luz visible. (d) Falso. La radiación electromagnética y las ondas sonoras viajan a diferentes velocidades. **6.5** longitud de onda de rayos X < ultravioleta < luz verde < luz roja < infrarrojo < ondas de radio **6.7** (a) $6.63 \times 10^{20} \text{ s}^{-1}$ (b) $1.18 \times 10^{-8} \text{ m}$ (c) ninguna es visible (d) $2.25 \times 10^6 \text{ m}$ **6.9** $6.88 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$; azul **6.11** (a) *Cuantización* significa que la energía sólo se puede absorber o emitir en cantidades específicas o múltiplos de esas cantidades. Esta cantidad mínima de energía es igual al producto de una constante por la frecuencia de la radiación absorbida o emitida; $E = h\nu$. (b) En las actividades ordinarias, los objetos macroscópicos como nuestro cuerpo ganan y pierden cantidades de energía mucho mayores que un solo cuanto $h\nu$. La ganancia o pérdida de este cuanto de energía, relativamente minúsculo, pasa inadvertida. **6.13** (a) $2.45 \times 10^{-19} \text{ J}$ (b) $1.80 \times 10^{-20} \text{ J}$ (c) 25.3 nm; ultravioleta **6.15** (a) $\lambda = 3.3 \mu\text{m}$, $E = 6.0 \times 10^{-20} \text{ J}$; $\lambda = 0.154 \text{ nm}$, $E = 1.29 \times 10^{-15} \text{ J}$ (b) El fotón de 3.3 μm está en la región infrarroja, y el fotón de 0.154 nm, está en la región de los rayos X; el fotón de rayos X tiene más energía. **6.17** (a) $6.11 \times 10^{-19} \text{ J/fotón}$ (b) 368 kJ/mol (c) 1.64×10^{15} fotones **6.19** 8.1×10^{16} fotones/s **6.21** (a) $E_{\min} = 7.22 \times 10^{-19} \text{ J}$ (b) $\lambda = 275 \text{ nm}$ (c) $E_{120} = 1.66 \times 10^{-18} \text{ J}$. El exceso de energía del fotón de 120 nm se convierte en la energía cinética del electrón emitido. $E_c = 9.3 \times 10^{-19} \text{ J/electrón}$. **6.23** Aplicada a los átomos, la noción de energías cuantizadas significa que sólo se permiten ciertos valores de ΔE . Éstos se hallan representados por las líneas de los espectros de emisión de los átomos excitados. **6.25** (a) Se emite (b) se absorbe (c) se emite **6.27** $E_2 = -5.45 \times 10^{-19} \text{ J}$; $E_6 = -0.606 \times 10^{-19} \text{ J}$; $\Delta E = 4.84 \times 10^{-19} \text{ J}$; $\lambda = 410 \text{ nm}$; visible, violeta. **6.29** (a) Sólo las líneas con $n_f = 2$ representan valores de ΔE y longitudes de onda que se encuentran en la región visible del espectro. Las líneas con $n_f = 1$ tienen longitudes de onda más cortas, y las líneas con $n_f > 2$ tienen longitudes de onda más largas que la radiación visible. (b) $n_i = 3$, $n_f = 2$; $\lambda = 6.56 \times 10^{-7} \text{ m}$; ésta es la línea roja a 656 nm. $n_i = 4$, $n_f = 2$; $\lambda = 4.86 \times 10^{-7} \text{ m}$; ésta es la línea azul a 486 nm. $n_i = 5$, $n_f = 2$; $\lambda = 4.34 \times 10^{-7} \text{ m}$; ésta es la línea violeta a 434 nm. **6.31** (a) Región ultravioleta (b) $n_i = 6$, $n_f = 1$ **6.33** (a) $\lambda = 5.6 \times 10^{-37} \text{ m}$ (b) $\lambda = 2.65 \times 10^{-34} \text{ m}$ (c) $\lambda = 2.3 \times 10^{-13} \text{ m}$ **6.35** $4.14 \times 10^3 \text{ m/s}$ **6.37** (a) $\Delta x \geq 4 \times 10^{-27} \text{ m}$ (b) $\Delta x \geq 3 \times 10^{-10} \text{ m}$ **6.39** El modelo de Bohr establece con absoluta certeza que el electrón del hidrógeno se en-

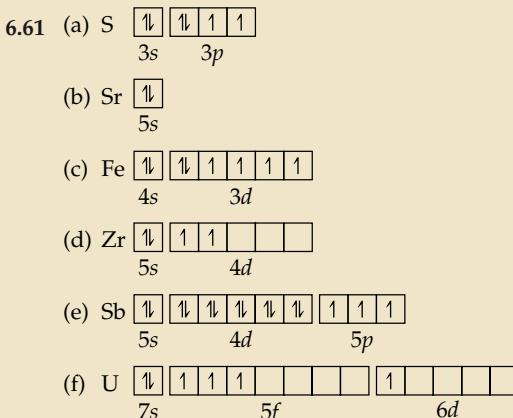
cuentra a 0.53 Å del núcleo. El modelo mecánico cuántico es un modelo estadístico que establece la probabilidad de hallar el electrón en ciertas regiones alrededor del núcleo. Si bien 0.53 Å es el radio de máxima probabilidad, esa probabilidad siempre es menor del 100%. **6.41** (a) $n = 4$, $l = 3$, 2, 1, 0 (b) $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ **6.43** (a) $3p: n = 3, l = 1$ (b) $2s: n = 2, l = 0$ (c) $4f: n = 4, l = 3$ (d) $5d: n = 5, l = 2$ **6.45** (a) imposible; $1p$ (b) posible (c) posible (d) imposible, $2d$



6.49 (a) Los orbitales 1s y 2s del átomo de hidrógeno tienen la misma forma esférica general, pero el orbital 2s tiene una extensión radial mayor y un nodo más que el orbital 1s. (b) Un orbital 2p individual es direccional en cuanto a que su densidad electrónica se concentra a lo largo de uno de los tres ejes cartesianos del átomo. El orbital $d_{x^2-y^2}$ tiene densidad electrónica a lo largo de los ejes x y y, en tanto que el orbital p_x tiene densidad sólo a lo largo del eje x. (c) La distancia media de un electrón con respecto al núcleo en un orbital 3s es mayor que la de un electrón en un orbital 2s. (d) $1s < 2p < 3d < 4f < 6s$

6.51 (a) En el átomo de hidrógeno, los orbitales con el mismo número cuántico principal, n , tienen la misma energía. (b) En un átomo con muchos electrones, con respecto a un valor de n dado, la energía de los orbitales aumenta con el valor de $l: s < p < d < f$

6.53 (a) $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ (b) un imán con un intenso campo magnético no homogéneo (c) deben tener diferentes valores de m_s ; el principio de exclusión de Pauli **6.55** (a) 10 (b) 2 (c) 6 (d) 14 **6.57** (a) Cada cuadrado representa un orbital. (b) El sentido de las medias flechas representa el espín electrónico. (c) No. En el Be no hay electrones en subcapas con orbitales degenerados, por lo que no se aplica la regla de Hund. **6.59** (a) Cs, [Xe]6s^1 (b) Ni, [Ar]4s^23d^8 (c) $\text{Se, [Ar]4s}^23d^{10}4p^4$ (d) $\text{Cd, [Kr]5s}^24d^{10}$ (e) Ac, [Rn]7s^26d^1 (f) $\text{Pb, [Xe]6s}^24f^{14}5d^{10}6p^2$



(a) 2 electrones no apareados (b) 0 electrones no apareados (c) 4 electrones no apareados (d) 2 electrones no apareados (e) 3 electrones no apareados (f) 4 electrones no apareados **6.63** (a) Mg (b) Al (c) Cr (d) Te **6.65** (a) El quinto electrón llenaría la subcapa 2p antes que la 3s. (b) O bien el centro es [He], o la configuración electrónica externa debe ser $3s^23p^3$. (c) La subcapa 3p se llenaría antes que la 3d. **6.67** (a) $\lambda_A = 3.6 \times 10^{-8} \text{ m}$, $\lambda_B = 8.0 \times 10^{-8} \text{ m}$ (b) $v_A = 8.4 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$, $v_B = 3.7 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ (c) A, ultravioleta; B, ultravioleta **6.69** 46.7 min **6.71** 1.6×10^{18} fotones **6.73** 3.6×10^6 fotones/s, $1.3 \times 10^{-12} \text{ J/s}$ **6.75** (a) La radiación del Sol es un espectro continuo. Cuando los átomos gaseosos de la atmósfera solar se exponen a esta radiación, los electrones

de estos átomos pasan de su estado basal a uno de varios estados excitados permisibles. Por tanto, las líneas oscuras son las longitudes de onda que corresponden a los cambios de energía permisibles de los átomos de la atmósfera solar. El fondo continuo comprende todas las demás longitudes de onda de la radiación solar. (b) El científico debe registrar el espectro de absorción del neón puro o de otros elementos de interés. Las líneas negras deben aparecer a las mismas longitudes de onda independientemente de la fuente del neón. **6.77** $v = 1.02 \times 10^7 \text{ m/s}$
6.79 (a) l (b) n y l (c) m_s (d) m_l **6.81** (a) 1 (b) 3 (c) 5 (d) 9 **6.83** (a) El plano xy , donde $z = 0$ (b) los planos yz y xz , donde $x = 0$ y $y = 0$ (c) los planos en que cruzan los ejes x y y y contienen el eje z , donde $x^2 - y^2 = 0$ **6.85** Mt, $[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^7$ **6.87** 1.7×10^{28} fotones

Capítulo 7

7.1 Mendeleev colocó los elementos con propiedades químicas y físicas semejantes dentro de una familia o columna de la tabla, y dejó espacios en blanco para los elementos aún no descubiertos. Predijo propiedades de los “espacios en blanco” con base en las propiedades de otros elementos de la familia y lógicas a ella. **7.3** (a) La *carga nuclear efectiva*, Z_{ef} , es una representación del campo eléctrico promedio que experimenta un solo electrón. Es el ambiente promedio creado por el núcleo y los demás electrones de la molécula, expresado como una carga neta positiva situada en el núcleo. (b) De izquierda a derecha al cruzar un período, la carga nuclear efectiva aumenta.

7.5 (a) K, 1+ (b) Br, 7+ **7.7** Los electrones con $n = 3$ del Kr experimentan una carga nuclear efectiva más grande y, por tanto, tienen mayor probabilidad de estar más cerca del núcleo.

7.9 Los radios atómicos están determinados por las distancias entre los átomo en diversas situaciones. Los radios de enlace se calculan a partir de la separación internuclear de dos átomos unidos por un enlace químico. Los radios de no enlace se calculan a partir de la separación internuclear entre dos átomos gaseosos que chocan y se apartan pero no se enlanzan. **7.11** 1.44 Å
7.13 A partir de la suma de los radios atómicos, As—I = 2.54 Å. Esto se aproxima mucho al valor experimental de 2.55 Å.

7.15 (a) disminuye (b) aumenta (c) F < S < P < As

7.17 (a) Be < Mg < Ca (b) Br < Ge < Ga (c) Si < Al < Tl

7.19 (a) Al quitar un electrón a un átomo neutro se reducen las repulsiones electrostáticas, la carga nuclear efectiva aumenta y el catión es más pequeño. (b) La repulsión electrostática adicional creada al agregar un electrón a un átomo neutro disminuye la carga nuclear efectiva que experimentan los electrones de valencia, y aumenta el tamaño del anión. (c) Al descender por una columna, los electrones de valencia están más alejados del núcleo, y experimentan mayor protección por parte de los electrones centrales. La mayor extensión radial de los electrones de valencia compensa con creces el aumento de Z .

7.21 La esfera azul es un metal; su tamaño disminuye al reaccionar, lo cual es característico del cambio de radio cuando un átomo metálico forma un catión. La esfera roja es un no metal; su tamaño aumenta al reaccionar, lo cual es característico del cambio de radio cuando un átomo no metálico forma un anión.

7.23 (a) Una serie *isoelectrónica* es un grupo de átomos o iones que tienen el mismo número de electrones. (b) (i) Cl^- : Ar (ii) Se^{2-} : Kr (iii) Mg^{2+} : Ne **7.25** (a) Puesto que en una serie isoelectrónica el número de electrones es el mismo, por lo regular los efectos de repulsión y protección son semejantes con respecto a las diferentes partículas. A medida que Z aumenta, los electrones de valencia son atraídos con más fuerza hacia el núcleo y el tamaño de la partícula disminuye. (b) Un electrón $2p$ del Na^+ **7.27** (a) $\text{Se}^{2-} < \text{Te}^{2-}$ (b) $\text{Co}^{3+} < \text{Fe}^{3+} < \text{Fe}^{2+}$ (c) $\text{Ti}^{4+} < \text{Sc}^{3+} < \text{Ca}$ (d) $\text{Be}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{Ne}$ **7.29** $\text{Te}(g) \rightarrow \text{Te}^+(g) + \text{e}^-$; $\text{Te}^+(g) \rightarrow \text{Te}^{2+}(g) + \text{e}^-$; $\text{Te}^{2+}(g) \rightarrow \text{Te}^{3+}(g) + \text{e}^-$ **7.31** (a) De acuerdo con la ley de Coulomb, la energía de un electrón en un átomo es negativa. Para aumentar la energía

del electrón y extraerlo del átomo, es necesario agregar energía al átomo. La energía de disociación, el ΔE de este proceso, es positiva. (b) El F tiene una primera energía de disociación más grande que el O porque el F tiene una Z_{ef} mayor y los electrones externos de ambos elementos están aproximadamente a la misma distancia del núcleo. (c) La segunda energía de disociación de un elemento es mayor que la de primera energía de disociación, porque se requiere más energía para vencer la mayor Z_{ef} del catión 1+ que la del átomo neutro. **7.33** (a) Cuanto más pequeño es el átomo, tanto más grande es su primera energía de disociación (de los elementos no radiactivos). (b) El He tiene la primera energía de disociación más grande, y el Cs, la más pequeña. **7.35** (a) Ne (b) Mg (c) Cr (d) Br (e) Ge **7.37** (a) Sb^{3+} , $[\text{Kr}]5s^24d^{10}$ (b) Ga^+ , $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$ (c) P^{3-} , $[\text{Ne}]3s^23p^6$ o $[\text{Ar}]$ (d) Cr^{3+} , $[\text{Ar}]3d^3$ (e) Zn^{2+} , $[\text{Ar}]3d^{10}$ (f) Ag^+ , $[\text{Kr}]4d^{10}$ **7.39** (a) Co^{2+} , $[\text{Ar}]3d^7$, 3 electrones no apareados (b) In^+ , $[\text{Kr}]5s^24d^{10}$, 0 electrones no apareados **7.41** Energía de disociación: $\text{Se}(g) \rightarrow \text{Se}^+(g) + \text{e}^-$; $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4 \rightarrow [\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^3$; afinidad electrónica: $\text{Se}(g) + \text{e}^- \rightarrow \text{Se}^-(g)$; $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4 \rightarrow [\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$

7.43 $\text{Li} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Li}^-$; $[\text{He}]2s^1 \rightarrow [\text{He}]2s^2$; $\text{Be} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Be}^-$; $[\text{He}]2s^2 \rightarrow [\text{He}]2s^22p^1$. La adición de un electrón al Li completa la subcapa 2s. El electrón adicional experimenta prácticamente la misma carga nuclear que el otro electrón de valencia, hay una estabilización neta y ΔE es negativo. Un electrón adicional en el Be ocuparía la subcapa 2p, de mayor energía. Este electrón está protegido de la carga nuclear completa por los electrones 2s, y no experimenta una estabilización energética; el ΔE es positivo. **7.45** Cuanto más pequeña es la primera energía de disociación de un elemento, tanto mayor es el carácter metálico de ese elemento. **7.47** (a) Li (b) Na (c) Sn (d) Al **7.49** Iónicos: MgO , Li_2O , Y_2O_3 ; moleculares: SO_2 , P_2O_5 , N_2O , XeO_3 . Los compuestos iónicos se forman combinando un metal y un no metal; los compuestos moleculares están formados de dos o más no metales. **7.51** (a) Un óxido ácido disuelto en agua produce una disolución ácida; un óxido básico disuelto en agua produce una disolución básica. (b) Los óxidos de los no metales, como el SO_3 , son ácidos; los óxidos de los metales, como el CaO , son básicos. **7.53** (a) $\text{BaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2(ac)$
(b) $\text{FeO}(s) + 2\text{HClO}_4(ac) \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_4)_2(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
(c) $\text{SO}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(ac)$
(d) $\text{CO}_2(g) + 2\text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$

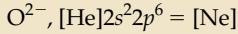
7.55 (a) Na, $[\text{Ne}]3s^1$; Mg, $[\text{Ne}]3s^2$ (b) Al formar iones, ambos adoptan la configuración estable del Ne; el Na pierde un electrón, y el Mg, dos electrones para alcanzar esta configuración. (c) La carga nuclear efectiva del Mg es más grande; por tanto, su energía de disociación es mayor. (d) El Mg es menos reactivo porque tiene una energía de disociación más grande. (e) El radio atómico del Mg es más pequeño porque la carga nuclear efectiva es mayor. **7.57** (a) El Ca es más reactivo porque su energía de disociación es menor que la del Mg. (b) El K es más reactivo porque su energía de disociación es menor que la del Ca.

7.59 (a) $2\text{K}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{KCl}(s)$
(b) $\text{SrO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2(ac)$
(c) $4\text{Li}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}(s)$
(d) $2\text{Na}(s) + \text{S}(l) \rightarrow \text{Na}_2\text{S}(s)$ **7.61** H, 1s¹; Li, $[\text{He}]2s^1$; F, $[\text{He}]2s^22p^5$. Al igual que el Li, el H tiene un solo electrón de valencia, y su número de oxidación más común es +1. Al igual que el F, el H necesita un solo electrón para adoptar la configuración electrónica estable del gas noble más próximo, tanto el H como el F pueden existir en el estado de oxidación −1. **7.63** (a) F, $[\text{He}]2s^22p^5$; Cl, $[\text{Ne}]3s^23p^5$ (b) F y Cl están en el mismo grupo, y ambos adoptan una carga iónica de 1−. (c) Los electrones de valencia $2p$ del F están más cerca del núcleo y son retenidos más fuertemente que los electrones $3p$ del Cl; por tanto, la energía de disociación del F es mayor. (d) La gran energía de disociación del F, aunada a una afinidad elec-

trónica exotérmica relativamente grande, lo hace más reactivo que el Cl hacia el H₂O. (e) Aunque el F tiene aproximadamente la misma carga nuclear efectiva que el Cl, su pequeño radio atómico origina grandes repulsiones cuando se agrega un electrón adicional; por tanto, la afinidad electrónica del F es menos exotérmica que la del Cl. (f) Los electrones de valencia 2p del F están más cerca del núcleo; por tanto, el radio atómico es más pequeño que el del Cl. 7.65 En las condiciones ambientales ordinarias, todos los elementos del grupo 8A son gases extremadamente poco reactivos; es por esto que el nombre de "gases inertes" pareció apropiado. No es apropiado porque se ha descubierto que tanto el Xe como el Kr reaccionan con sustancias con una gran tendencia a extraer electrones, como el F₂. 7.67 (a) 2O₃(g) → 3O₂(g) (b) Xe(g) + F₂(g) → XeF₂(g); Xe(g) + 2F₂(g) → XeF₄(s); Xe(g) + 3F₂(g) → XeF₆(s) (c) S(s) + H₂(g) → H₂S(g) (d) 2F₂(g) + 2H₂O(l) → 4HF(ac) + O₂(g) 7.69 (a) El Te tiene más carácter metálico y es mejor conductor eléctrico. (b) A temperatura ambiente, las moléculas de oxígeno son diatómicas y existen en fase gaseosa. Las moléculas de azufre son anillos de 8 miembros y existen en el estado sólido. (c) El cloro es en general más reactivo que el bromo porque los átomos de Cl tienen una afinidad electrónica mayor (más exotérmica) que los átomos de Br. 7.71 Hasta Z = 83, hay tres casos en que los pesos atómicos se invierten con respecto a los números atómicos: Ar y K; Co y Ni; Te e I. En cada caso el isótopo más abundante del elemento de número atómico mayor tiene un protón más, pero menos neutrones que el elemento de número atómico menor. Debido al menor número de neutrones, el elemento con Z más grande tiene un peso atómico menor que lo esperado. 7.73 (a) Na (b) Si³⁺ (c) Cuanto mayor es la carga nuclear efectiva que experimenta un electrón de valencia, tanto más grande es la energía de disociación de ese electrón. Según la tabla 7.2, la I₁ del Na es de 496 kJ/mol. La I₄ del Si es de 4360 kJ/mol. 7.76 (a) Distancia Mo–F = 2.16 Å (b) distancia S–F = 1.73 Å (c) distancia Cl–F = 1.70 Å 7.79 La subcapa 4f completa del Hf origina un cambio mucho mayor de Z y Z_{ef} al pasar del Zr al Hf que al pasar del Y al La. Este aumento más grande de Z_{ef} al pasar del Zr al Hf da lugar a un menor crecimiento del radio atómico que al pasar del Y al La. 7.82 Energía de disociación de F⁻: F⁻(g) → F(g) + 1e⁻; afinidad electrónica del F⁻: F(g) + 1e⁻ → F⁻(g). Los dos procesos son cada uno el inverso del otro. Las energías tienen la misma magnitud pero signos opuestos. I₁(F⁻) = -E(F).



1	1	1	1
2s	2p		



1	1	1	1
2s	2p		



El tercer electrón se agregaría al orbital 3s, que está más lejos del núcleo y más fuertemente protegido por el centro de [Ne]. La atracción neta de este electrón 3s hacia el núcleo de oxígeno no es lo suficientemente grande como para que el O³⁻ sea una partícula estable.

7.86 (a) Los metales del grupo 2B tienen subcapas (n - 1)d completas. Un electrón adicional ocuparía una subcapa np y estaría protegido en grado importante por los electrones tanto ns como (n - 1)d. Esto no representa un estado de menor energía que el átomo neutro y un electrón libre. (b) Los elementos del grupo 1B tienen la configuración electrónica general ns¹(n - 1)d¹⁰. Un electrón adicional completaría la subcapa ns y experimentaría repulsión hacia el otro electrón ns. Al descender por el grupo, el tamaño de la subcapa ns aumenta y los

efectos de repulsión disminuyen; por tanto, la carga nuclear efectiva aumenta y las afinidades electrónicas se tornan más negativas. 7.89 O₂ < Br₂ < K < Mg. O₂ y Br₂ son no metales no polares. El O₂, de masa molar mucho menor, debe tener el punto de fusión más bajo. K y Mg son sólidos metálicos con puntos de fusión más altos que los dos no metales. Puesto que los metales alcalinoterreos son típicamente más duros, más densos y de punto de fusión más alto que los metales alcalinos, el Mg debe tener el punto de fusión más alto del grupo. Las tablas 7.4, 7.5, 7.6 y 7.7 confirman este orden de puntos de fusión.

7.91 La energía de disociación aumenta al avanzar una posición a la derecha en una fila horizontal de la tabla, y disminuye al descender una posición en una familia. De modo análogo, el tamaño atómico disminuye al avanzar una posición a la derecha y aumenta al descender. Así pues, dos elementos como el Li y el Mg, que guardan una relación en diagonal, tienden a tener energías de disociación y tamaños atómicos semejantes, lo cual da origen a ciertas similitudes de comportamiento químico.

7.94 En términos de energía de disociación y de afinidad electrónica, el cloro y el bromo están mucho más próximos al carbono que a los metales. El carbono tiene una tendencia mucho mayor que un metal a conservar sus electrones, y ejerce al menos cierta atracción sobre los electrones de otros elementos. Es poco probable que el carbono forme un catión simple; por tanto, los compuestos de carbono con halógenos son moleculares, no iónicos. 7.96 (a) Li, [He]2s¹; Z_{ef} ≈ 1+. (b) I₁ ≈ 5.45 × 10⁻¹⁹ J/átomo ≈ 328 kJ/mol (c) El valor estimado de 328 kJ/mol es menor que el valor de 520 kJ/mol de la tabla 7.4. Nuestra estimación de la Z_{ef} representa un límite inferior; los electrones del centro de [He] no protegen perfectamente el electrón 2s de la carga nuclear. (d) con base en la energía de disociación experimental, Z_{ef} = 1.26. Este valor es mayor que el estimado en el inciso (a), en concordancia con la explicación del inciso (c). 7.99 (a) Mg₃N₂ (b) Mg₃N₂(s) + 3H₂O(l) → 3MgO(s) + 2NH₃(g); la fuerza motriz es la producción de NH₃(g) (c) 17% de Mg₃N₂ (d) 3Mg(s) + 2NH₃(g) → Mg₃N₂(s) + 3H₂(g). El NH₃ es el reactivo limitante, y se forman 0.46 g de H₂. (e) ΔH°_{rxn} = -368.70 kJ

Capítulo 8

8.1 (a) Los electrones de valencia son los que participan en la formación de enlaces químicos. Por lo regular, esto representa los electrones que están fuera de la configuración central de gas noble del átomo, aunque a veces son sólo los electrones de la capa externa. (b) Un átomo de nitrógeno tiene 5 electrones de valencia. (c) El átomo (Si) tiene 4 electrones de valencia.

8.3 P, 1s²2s²2p³3s²3p³. Un electrón 3s es un electrón de valencia; un electrón 2s (o 1s) es un electrón de no valencia. El electrón de valencia 3s participa en la formación de enlaces; no así el electrón de no valencia 2s o 1s.

8.5 (a) Ca· (b) :P· (c) :N: (d) ·B·



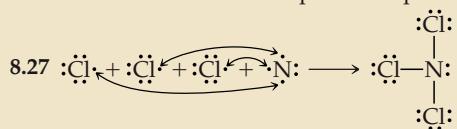
8.9 El K pierde un solo electrón de valencia, en tanto que el Ca pierde dos electrones para alcanzar un octeto completo. La extracción de un electrón central ya sea del K⁺ o del Ca²⁺ sería energéticamente desfavorable porque los electrones centrales se encuentran estabilizados por una intensa atracción electrostática por parte del núcleo. Incluso una energía de red grande no es suficiente para favorecer la extracción de un electrón central. 8.11 (a) AlF₃ (b) K₂S (c) Y₂O₃ (d) Mg₃N₂

8.13 (a) Sr²⁺, [Kr], configuración de gas noble (b) Ti²⁺, [Ar]3d² (c) Se²⁻, [Ar]4s²3d¹⁰4p⁶ = [Kr], configuración de gas noble (d) Ni²⁺, [Ar]3d⁸ (e) Br⁻, [Ar]4s²3d¹⁰4p⁶ = [Kr], configuración de gas noble (f) Mn³⁺, [Ar]3d⁴ 8.15 (a) La *energía de red* es la energía necesaria para separar totalmente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones gaseosos. (b) La magnitud de la energía de red depende de la magnitud de las cargas de

los dos iones, de su radio y de la disposición de los iones en la red.

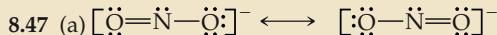
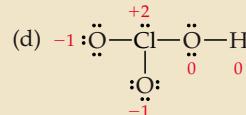
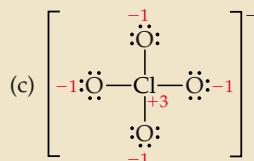
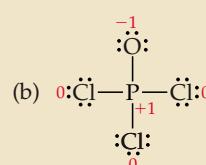
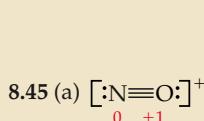
8.17 KF, 808 kJ/mol; CaO, 3414 kJ/mol; ScN, 7547 kJ/mol.

En los tres compuestos las distancias interiónicas son semejantes. En el caso de compuestos con separaciones iónicas similares, las energías de red deben estar relacionadas, de igual modo, al producto de las cargas de los iones. La relación entre las energías de red antes citadas es de aproximadamente 1:4:9. Las variaciones ligeras se deben a las pequeñas diferencias de separación iónica. **8.19** Puesto que los dos compuestos tienen las mismas cargas iónicas, las separaciones del KBr y del CsCl deben ser aproximadamente iguales. **8.21** La gran energía de atracción entre el Ca^{2+} y el O^{2-} con cargas opuestas compensa con creces la energía que se requiere para formar Ca^{2+} y O^{2-} a partir de los átomos neutros. **8.23** La energía de red del $\text{RbCl}(s)$ es de +692 kJ/mol. Este valor es más pequeño que la energía de red del NaCl porque el Rb^+ tiene un radio iónico mayor que el del Na^+ y, por tanto, no se puede acercar tanto al Cl^- como el ion Na^+ . **8.25** (a) Un *enlace covalente* es el enlace que se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones. (b) El enlace iónico del NaCl se debe a la intensa atracción electrostática entre los iones Na^+ y Cl^- , cuyas cargas son opuestas. El enlace covalente del Cl_2 se debe a que dos átomos neutros de cloro comparten un par de electrones.

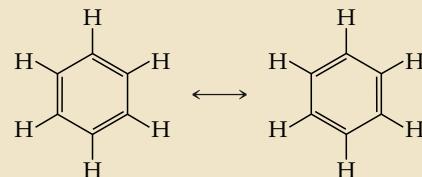


8.29 (a) :O=O: (b) Se requiere un doble enlace porque no hay electrones suficientes para satisfacer la regla del octeto con enlaces sencillos y pares no compartidos. (c) Cuanto mayor es el número de pares electrónicos compartidos entre dos átomos, más corta es la distancia entre los átomos. Un doble enlace O=O es más corto que un enlace sencillo $\text{O}-\text{O}$. **8.31** (a) La *electronegatividad* es la capacidad de un átomo de una molécula para atraer electrones hacia sí. (b) El intervalo de electronegatividades de la escala de Pauling es de 0.7 a 4.0. (c) El flúor es el elemento más electronegativo. (d) El cesio es el elemento menos electronegativo que no es radiactivo. **8.33** (a) S. (b) C. (c) As (d) Mg **8.35** Los enlaces de (a), (b) y (d) son polares. El elemento más electronegativo de cada enlace polar es (a) O (b) F (d) O **8.37** (a) Una molécula polar tiene un momento dipolar mensurable, en tanto que una molécula no polar tiene un momento dipolar neto de cero. (b) Sí. Si X y Y tienen diferente electronegatividad, la densidad electrónica en torno al átomo más electronegativo será mayor, y dará origen a una separación de cargas, o dipolo, en la molécula. (c) El momento dipolar, μ , es el producto de la magnitud de las cargas separadas, Q , y la distancia entre ellas, r . $\mu = Qr$ **8.39** La carga calculada del H y del F es de 0.41 e **8.41** (a) MnO_2 , iónico (b) Ga_2S_3 , iónico (c) CoC , iónico (d) sulfuro de cobre(I), iónico (e) trifluoruro de cloro, covalente (f) fluoruro de vanadio(V), iónico

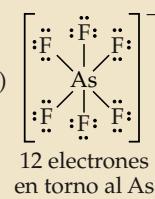
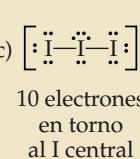
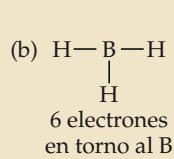
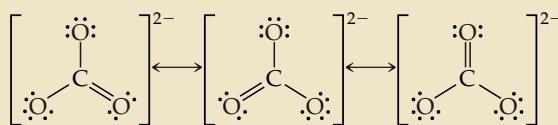
- 8.43**
- (a) $\text{H}-\text{Si}-\text{H}$ (b) $\text{:C}\equiv\text{O:}$ (c) $\text{:F:}-\text{S:}-\text{F:}$
- (d) $\text{:O:}-\text{S:}-\text{O:}-\text{H}$ (e) $[\text{:O:}-\text{Cl}-\text{O:}]^-$
- (f) $\text{H}-\text{N:}-\text{O:}-\text{H}$



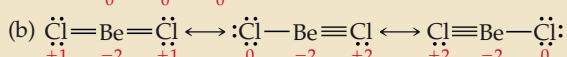
(b) El O_3 es isoelectrónico con el NO_2^- ; ambos tienen 18 electrones de valencia. (c) Dado que cada enlace N—O tiene carácter parcial de doble enlace, la longitud del enlace N—O en el NO_2^- debe ser menor que en las especies con enlaces sencillos formales N—O. **8.49** Cuantos más pares electrónicos comparten dos átomos, tanto más corto es el enlace. Por consiguiente, las longitudes del enlace C—O varían según el orden $\text{CO} < \text{CO}_2 < \text{CO}_3^{2-}$. **8.51** (a) Se pueden dibujar dos estructuras de Lewis igualmente válidas del benceno.



Conforme al concepto de resonancia, la descripción verdadera del enlazamiento es cierto híbrido o mezcla de las dos estructuras de Lewis. La combinación más obvia de estas dos estructuras de resonancia es una molécula con seis enlaces C—C equivalentes, de igual longitud. (b) Para que los seis enlaces C—C del benceno sean equivalentes, cada uno debe tener cierto carácter de doble enlace. Es decir, en cada enlace C—C participa más de un par pero menos de dos pares de electrones. Este modelo predice una longitud de enlace C—C uniforme, más corta que un enlace sencillo pero más larga que uno doble. **8.53** (a) La *regla del octeto* establece que los átomos ganan, pierden o comparten electrones hasta estar rodeados de ocho electrones de valencia. (b) La regla del octeto es aplicable a los iones individuales de un compuesto iónico. Por ejemplo, en el MgCl_2 el Mg pierde $2e^-$ para convertirse en Mg^{2+} , con la configuración electrónica del Ne. Cada átomo de Cl gana un electrón para formar Cl^- , con la configuración electrónica del Ar. **8.55** Las excepciones más comunes a la regla del octeto son las moléculas con más de ocho electrones en torno a uno o más átomos. **8.57** (a) El CO_3^{2-} tiene tres estructuras de resonancia, todas las cuales obedecen la regla del octeto.



8.59 (a) $\ddot{\text{Cl}}\text{—Be—}\ddot{\text{Cl}}$; esta estructura viola la regla del octeto.



(c) Puesto que las cargas formales se reducen al máximo en la estructura que viola la carga del octeto, esta forma es probablemente la más importante. **8.61** (a) $\Delta H = -304 \text{ kJ}$ (b) $\Delta H = -82 \text{ kJ}$ (c) $\Delta H = -467 \text{ kJ}$ **8.63** (a) -288 kJ (b) -116 kJ (c) -1299 kJ **8.65** (a) Exotérmica (b) El ΔH calculado a partir de entalpías de enlace (-97 kJ) es un poco más exotérmico (más negativo) que el obtenido de valores de ΔH_f° (-92.38 kJ).

8.67 La entalpía media del enlace Ti—Cl es de 430 kJ/mol .

8.69 (a) grupo 4A (b) grupo 2A (c) grupo 5A **8.71** $E = -8.65 \times 10^{-19} \text{ J}$; en términos molares $E = -521 \text{ kJ}$. El valor absoluto es menor que la energía de red (808 kJ/mol). La diferencia representa la energía adicional para colocar todos los pares iónicos K^+F^- juntos en una formación tridimensional.

8.73 (a) 779 kJ/mol (b) 627 kJ/mol (c) 2195 kJ/mol

8.76 (b) H_2S y (c) NO_2^- contienen enlaces polares. **8.79** (a) +1 (b) -1 (c) +1 (suponiendo que el electrón impar está en el N) (d) 0 (e) +3 **8.81** (a) En la estructura de Lewis de la izquierda el átomo de oxígeno, más electronegativo, tiene una carga formal negativa (-1), por lo que es probable que esta estructura sea la más importante. (b) La longitud mayor que lo ordinario del $\text{N}\equiv\text{N}$ y la longitud más corta que lo ordinario del $\text{N}=\text{O}$ indican que las estructuras del centro y de la derecha, con cargas formales menos favorables, contribuyen a la estructura global. Estos datos físicos indican que, si bien la carga formal permite predecir cuál forma de resonancia será la más importante en la estructura que se observa, no se puede pasar por alto la influencia de contribuyentes secundarios a la estructura real. **8.83** El ΔH de la primera reacción es de $+42 \text{ kJ}$, y el de la segunda, de -200 kJ . Esta última es más favorable porque la formación de 2 mol de enlaces O—H es más exotérmica que la formación de 1 mol de enlaces H—H.

8.85 (a) $\Delta H = 7.85 \text{ kJ/g}$ de $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$

(b) $4\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6(s) \longrightarrow 6\text{N}_2(g) + 7\text{CO}_2(g) + 10\text{H}_2\text{O}(g) + 21\text{C}(s)$

8.88 (a) Ti^{2+} , $[\text{Ar}]3d^2$; Ca, $[\text{Ar}]4s^2$. Los 2 electrones de valencia del Ti^{2+} y del Ca están en diferentes niveles cuánticos principales y en diferentes subcapas. (b) En el Ca el 4s es de menor energía que el 3d; en cambio, en el Ti^{2+} el 3d es de menor energía que el 4s. (c) Hay un solo orbital 4s, así que los 2 electrones de valencia del Ca están apareados; hay 5 orbitales 3d degenerados, así que los 2 electrones de valencia del Ti^{2+} no están apareados. **8.90** La "segunda afinidad electrónica" del O es de $+750 \text{ kJ}$ **8.95** (a) $\Delta H = 1551 \text{ kJ}$ (b) $\Delta H = 1394 \text{ kJ}$ (c) $\Delta H = 1353 \text{ kJ}$ **8.97** (a) Br—Br, D(g) = 193 kJ/mol , D(l) = 223.6 kJ/mol (b) C—Cl, D(g) = 328 kJ/mol , D(l) = 336.1 kJ/mol (c) O—O, D(g) = 146 kJ/mol , D(l) = 192.7 kJ/mol (d) La entalpía promedio de enlace en la fase líquida es la suma de la entalpía de vaporización de la molécula y las entalpías de disociación de enlace en fase gaseosa, dividida entre el número de enlaces que se disocian. Este valor es mayor que la entalpía de disociación de enlace en fase gaseosa debido a la contribución de la entalpía de vaporización.

Capítulo 9

9.1 Sí. Los únicos ángulos de enlace posibles en esta disposición son ángulos de 120° . **9.3** (a) Un *dominio electrónico* es una región de una molécula donde es más probable hallar los electrones. (b) Al igual que los globos de la figura 9.5, todos los dominios electrónicos ocupan un volumen finito de espacio; por tanto, también adoptan una disposición en la que se reducen al máximo las repulsiones. **9.5** (a) Plana trigonal (b) tetraédrica (c) bipiramidal trigonal (d) octaédrica **9.7** La geometría de dominios electrónicos que indica el RPENV describe la disposición de todos los dominios electrónicos enlazantes y no enlazantes. La geometría molecular describe únicamente las posiciones atómicas. En el NH_3 hay 4 dominios electrónicos en torno al nitrógeno; por tanto, la geometría de dominios electrónicos

cos es tetraédrica. Debido a que hay 3 dominios enlazantes y 1 no enlazante, la geometría molecular es piramidal trigonal.

9.9 (a) Tetraédrica, tetraédrica (b) bipiramidal trigonal, forma de T (c) octaédrica, piramidal cuadrada **9.11** (a) Tetraédrica, piramidal trigonal (b) lineal, lineal (c) lineal, lineal (d) tetraédrica, piramidal trigonal (e) bipiramidal trigonal, balancín (f) octaédrica, plana cuadrada **9.13** (a) i, plana trigonal; ii, tetraédrica; iii, bipiramidal trigonal (b) i, 0; ii, 1; iii, 2 (c) N y P (d) Cl (o Br o I). Esta geometría molecular en forma de T surge de una geometría bipiramidal trigonal de dominios electrónicos con 2 dominios no enlazantes. Suponiendo que cada átomo de F tiene 3 dominios no enlazantes y forma sólo enlaces sencillos con A, A debe tener 7 electrones de valencia y estar en, o abajo de, la tercera fila de la tabla periódica para generar estas geometrías de dominios electrónicos y moleculares.

9.15 (a) $1-109^\circ, 2-109^\circ$ (b) $3-109^\circ, 4-109^\circ$ (c) $5-180^\circ$ (d) $6-120^\circ, 7-109^\circ, 8-109^\circ$ **9.17** (a) Aunque ambos iones tienen 4 dominios electrónicos enlazantes, los 6 dominios totales en torno al Br requieren una geometría octaédrica de dominios electrónicos y una geometría molecular plana cuadrada, en tanto que los 4 dominios totales en torno al B originan geometrías tetraédricas, tanto de dominios electrónicos como molecular. (b) El CF_4 tendrá los ángulos de enlace más próximos al valor predicho por el RPENV porque no hay dominios electrónicos no enlazantes en torno al C. En el SF_4 el único dominio no enlazante ocupará más espacio, "empujará hacia atrás" los dominios de enlace y dará origen a ángulos de enlace no ideales. **9.19** Cada especie tiene 4 dominios electrónicos, pero el número de dominios no enlazantes disminuye de 2 a 0 al pasar del NH_2^- al NH_4^+ . Puesto que los dominios no enlazantes ocupan más espacio que los de enlace, los ángulos de enlace se expanden conforme el número de dominios no enlazantes disminuye. **9.21** Sí. El vector de momento dipolar apunta a lo largo de la bisectriz del ángulo O—S—O, con el extremo negativo del dipolo dirigido en sentido contrario al átomo de S.

9.23 (a) En el ejercicio 9.13, las moléculas (ii) y (iii) tendrán momentos dipolares diferentes de cero. La molécula (i) no tiene pares electrónicos solitarios en A, y los dipolos de los 3 enlaces A—F están orientados de tal modo que se cancelan. Las moléculas (ii) y (iii) tienen pares electrónicos solitarios en A y sus dipolos de enlace no se cancelan. (b) En el ejercicio 9.14, el momento dipolar de las moléculas (i) y (ii) es cero. **9.25** CO, NCl_3 y SF_2 son polares. **9.27** El isómero del centro tiene un momento dipolar neto de cero. **9.29** (a) Hay *traslape de orbitales* cuando los orbitales atómicos de valencia de dos átomos adyacentes comparten la misma región del espacio. (b) En la teoría del enlace de valencia, el traslape de orbitales permite que dos electrones de enlace ocupen mutuamente el espacio entre los núcleos enlazados. (c) La teoría del enlace de valencia es una combinación del concepto de orbitales atómicos y del modelo de Lewis del enlazamiento de pares electrónicos. **9.31** (a) sp , 180° (b) sp^3 , 109° (c) sp^2 , 120° (d) sp^3d^2 , 90° y 180° (e) sp^3d , 90° , 120° y 180°

9.33 $\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ | \\ \text{—} \text{S} \text{—} \ddot{\text{O}} \\ | \\ \ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^-$ Cuatro dominios electrónicos en torno al S; geometría tetraédrica de dominios electrónicos, geometría molecular piramidal trigonal; orbitales híbridos sp^3 ; ángulo "ideal" del O—S—O $\sim 107^\circ$ (El dominio electrónico no enlazante reduce un poco los ángulos tetraédricos).

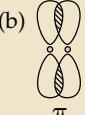
9.35 (a) B, $[\text{He}]2s^22p^1$. Un electrón 2s es promovido a un orbital 2p vacío. El orbital 2s y los dos orbitales 2p que contienen un electrón cada uno sufren hibridación para formar tres orbitales híbridos equivalentes con una disposición plana trigonal. (b) sp^2



(d) Un orbital 2p individual no tiene hibridación. Yace perpendicular al plano trigonal de los orbitales híbridos sp^2 .

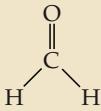
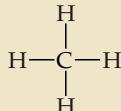
9.37 (a) sp^2 (b) sp^3 (c) sp (d) sp^3d (e) sp^3d^2

9.39 (a)



(c) En general, un enlace σ es más fuerte que un enlace π porque el traslape de orbitales es más extenso.

9.41 (a)



(b) sp^3, sp^2 (c) El átomo de C del CH_4 tiene hibridación sp^3 ; no hay orbitales p sin hibridación disponibles para el traslape π que requieren los enlaces múltiples. En el CH_2O el átomo de C tiene hibridación sp^2 , con un orbital atómico p disponible para formar el traslape π en el doble enlace $C=O$. 9.43 (a) 24 electrones de valencia (b) 18 electrones de valencia forman enlaces σ (c) 2 electrones de valencia forman enlaces π (d) 4 electrones de valencia son no enlazantes (e) El átomo central de C tiene hibridación sp^2 9.45 (a) $\sim 109^\circ$ en torno al C de la izquierda, sp^3 , $\sim 120^\circ$ en torno al C de la derecha, sp^2 (b) El O, doblemente enlazado puede verse como sp^2 , y el otro como sp^3 ; el nitrógeno es sp^3 con ángulos de enlace de aproximadamente 109° . (c) nueve enlaces σ , un enlace π 9.47 (a) En un enlace π localizado, la densidad electrónica se concentra entre los dos átomos que forman el enlace. En un enlace π deslocalizado, la densidad electrónica se extiende a todos los átomos que aportan orbitales p a la red. (b) La existencia de más de una forma de resonancia es un buen indicio de que una molécula tiene enlaces π deslocalizados. (c) deslocalizado 9.49 (a) Los orbitales tanto atómicos como moleculares tienen una energía y forma características; cada uno puede contener un máximo de dos electrones. Los orbitales atómicos están localizados, y su energía es el resultado de las interacciones entre las partículas subatómicas de un átomo individual. Los orbitales moleculares pueden estar deslocalizados, y en su energía influyen las interacciones entre electrones de varios átomos. (b) Hay una reducción neta de energía que acompaña a la formación de un enlace, porque los electrones del H_2 son atraídos fuertemente hacia ambos núcleos de H. (c) 2

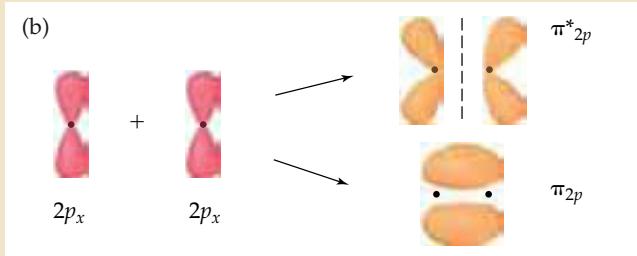
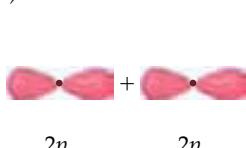
9.51 (a)



(b) Hay un electrón en el H_2^+ . (c) σ_{1s}^{-1} (d) $BO = \frac{1}{2}$ (e) Sí. Si el único electrón del H_2^+ se excita al orbital σ_{1s}^* , su energía es mayor que la energía de un orbital atómico 1s del H, y el H_2^+ se descompondrá en un átomo de hidrógeno y un ion hidrógeno.

9.53

(a)



(c) $\sigma_{2p} < \pi_{2p} < \pi_{2p}^* < \sigma_{2p}^*$ 9.55 (a) Al comparar dos átomos iguales enlazados, el orden de enlace y la energía de enlace guardan una relación directa, en tanto que la relación entre el orden de enlace y la longitud de enlace es inversa. Cuando se comparan núcleos diferentes enlazados, no hay relaciones simples. (b) No es de esperar que exista el Be_2 ; tiene un orden de enlace de cero y no es energéticamente favorable con respecto a los átomos de Be aislados. El Be_2^+ tiene un orden de enlace de 0.5 y su energía es un poco menor que la de los átomos de Be aislados. Es probable que exista en condiciones experimentales especiales, aunque será inestable. 9.57 (a, b) Un campo magnético repele débilmente las sustancias carentes de electrones no apareados. Esta propiedad se llama *diamagnetismo*.

(c) O_2^{2-}, Be_2^{2+} 9.59 (a) $B_2^+, \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^2 \pi_{2p}^1$, aumenta (b) $Li_2^+, \sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^1$, aumenta (c) $N_2^+, \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^1$, aumenta (d) $Ne_2^{2+}, \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \pi_{2p}^4$, disminuye

9.61 $CN, \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \pi_{2p}^1$, orden de enlace = 2.5, paramagnética; $CN^+, \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4$, orden de enlace = 2.0, diamagnética; $CN^-, \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$, orden de enlace = 3.0, diamagnética

9.63 (a) $3s, 3p_x, 3p_y, 3p_z$ (b) π_{3p} (c) 2 (d) Si el diagrama de OM del P_2 es similar al del N_2 , el P_2 no tendrá electrones no apareados y será diamagnético. 9.65 (a) angular (b) tetraédrica (c) angular (d) forma de T (e) lineal 9.67 El SiF_4 es tetraédrico, el SF_4 es de balancín, el XeF_4 es plano cuadrado. Las formas son diferentes porque el número de dominios electrónicos no enlazantes es diferente en cada molécula, no obstante que todas tienen cuatro dominios electrónicos de enlace. Los ángulos de enlace y, por tanto, la forma molecular, están determinados por el número total de dominios electrónicos.

9.69 (a) Dos sigma, dos pi (b) dos sigma, dos pi (c) tres sigma, uno pi (d) cuatro sigma, uno pi 9.72 El compuesto de la derecha tiene un momento dipolar diferente de cero.

9.74

(a) La molécula no es plana. (b) El aleno no tiene momento dipolar. (c) El enlazamiento del aleno no se describiría como deslocalizado. Las nubes electrónicas π de los dos $C=C$ adyacentes son perpendiculares uno al otro; por tanto, no hay traslape ni deslocalización de electrones π .

9.77 (a) $\ddot{O}=\ddot{O}-\ddot{O}\longleftrightarrow:\ddot{O}-\ddot{O}=\ddot{O}$

Para que sea posible el enlazamiento π deslocalizado que se indica en las estructuras de resonancia precedentes, todos los átomos de O deben tener hibridación sp^2 . (b) Con respecto a la estructura de resonancia de la izquierda, ambos enlaces sigma se forman por traslape de orbitales híbridos sp^2 , el enlace π se forma por traslape de orbitales atómicos p , uno de los pares solitarios del átomo terminal de O de la derecha está en un orbital atómico p , y los 5 pares solitarios restantes están en orbitales híbridos sp^2 . (c) Para formar un sistema π deslocalizado sólo se pueden usar orbitales atómicos p sin hibridación. (d) El sis-

tema π deslocalizado contiene 4 electrones: 2 del enlace π y 2 del par no enlazado del orbital p_z . **9.79** Es probable que N_2^{2-} y O_2^{2-} sean especies estables; F_2^{2-} no lo es.

9.82 (a) HNO_2 (b) $\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$ (c) La geometría en torno al N es plana trigonal. (d) hibridación sp^2 en torno al N (e) tres sigma, uno pi **9.87** A partir de entalpías de disociación de enlace, $\Delta H = 5364 \text{ kJ}$; de acuerdo con la ley de Hess, $\Delta H^\circ = 5535 \text{ kJ}$. La diferencia entre los dos resultados, 171 kJ, se debe a la estabilización por resonancia del benceno. La cantidad de energía que se requiere en efecto para descomponer 1 mol de $\text{C}_6\text{H}_6(g)$ es mayor que la suma de las entalpías de los enlaces localizados.

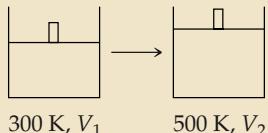
Capítulo 10

10.1 (a) Un gas es mucho menos denso que un líquido. (b) Un gas es mucho más compresible que un líquido. (c) Todas las mezclas de gases son homogéneas. Las moléculas líquidas semejantes forman mezclas homogéneas, en tanto que las moléculas muy poco semejantes forman mezclas heterogéneas.

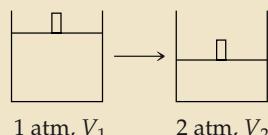
10.3 (a) $F = m \times a$. Las fuerzas que ejercen en el piso son exactamente iguales. (b) $P = F/A$. La persona que está parada sobre un pie aplica esta fuerza sobre un área más pequeña y, por tanto, ejerce una presión mayor sobre el piso. **10.5** (a) 10.3 m (b) 2.0 atm **10.7** (a) El tubo puede tener cualquier área de sección transversal. (b) En el equilibrio la fuerza de gravedad por unidad de área que actúa sobre la columna de mercurio en el nivel del mercurio exterior no es igual a la fuerza de gravedad por unidad de área que actúa sobre la atmósfera. (c) La columna de mercurio es sostenida por la presión de la atmósfera aplicada al depósito exterior de mercurio.

10.9 (a) 0.349 atm (b) 265 mm Hg (c) $3.53 \times 10^4 \text{ Pa}$ (d) 0.353 bar **10.11** (a) $P = 773.4 \text{ torr}$ (b) La presión en Chicago es mayor que la presión atmosférica normal; por tanto, es razonable clasificar este sistema meteorológico como un "sistema de alta presión". **10.13** $1.7 \times 10^3 \text{ kPa}$ **10.15** (i) 0.29 atm (ii) 1.063 atm (iii) 0.136 atm

10.17 (a) $V_2 = \frac{5}{3} V_1$



(b) $V_2 = \frac{1}{2} V_1$



10.19 (a) 5.39 L (b) 15.2 L **10.21** (a) Si volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen números iguales de moléculas, y las moléculas reaccionan en proporciones de números enteros pequeños, se observa que los volúmenes de los gases que reaccionan están en proporciones de números enteros pequeños. (b) Puesto que los dos gases están a la misma temperatura y presión, la proporción de los números de átomos es igual a la proporción de los volúmenes. Hay 1.5 veces más átomos de Xe que de Ne. **10.23** (a) $PV = nRT$; P en atmósferas, V en litros, n en moles, T en kelvins. (b) Un gas ideal presenta relaciones de presión, volumen y temperatura descritas por la ecuación $PV = nRT$. **10.25** El matraz A contiene el gas con $M = 30 \text{ g/mol}$, y el matraz B contiene el gas con $M = 60 \text{ g/mol}$. **10.27** (a) 42.1 L (b) 32.5 K (c) 3.96 atm (d) 0.320 mol **10.29** $1.7 \times 10^4 \text{ kg de H}_2$ **10.31** (a) 91 atm (b) $2.3 \times 10^2 \text{ L}$ **10.33** (a) 39.7 g de Cl_2 (b) 12.5 L (c) 377 K (d) 2.53 atm **10.35** (a) $n = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$

de O_2 (b) La cucaracha necesita $8 \times 10^{-3} \text{ mol de O}_2$ en 48 horas, más del 100% del O_2 que hay en el frasco. **10.37** Tratándose de muestras gaseosas en las mismas condiciones, la masa molar determina la densidad. De los tres gases de la lista,

(c) Cl_2 tiene la masa molar más grande. **10.39** (c) Debido a que los átomos de helio tienen menos masa que la molécula promedio de aire, el helio gaseoso es menos denso que el aire. Por tanto, el globo pesa menos que el aire desplazado por su volumen. **10.41** (a) $d = 1.77 \text{ g/L}$ (b) $M = 80.1 \text{ g/mol}$ **10.43** $M = 89.4 \text{ g/mol}$ **10.45** $3.5 \times 10^{-9} \text{ g de Mg}$ **10.47** 2.94 $\times 10^3 \text{ L de NH}_3$ **10.49** 0.402 g de Zn **10.51** (a) Cuando se abre la llave, el volumen que ocupa el $\text{N}_2(g)$ aumenta de 2.0 L a 5.0 L. P de $\text{N}_2 = 0.40 \text{ atm}$ (b) Cuando los gases se mezclan, el volumen de $\text{O}_2(g)$ aumenta de 3.0 L a 5.0 L. P de $\text{O}_2 = 1.2 \text{ atm}$ (c) $P_t = 1.6 \text{ atm}$ **10.53** (a) P de He = 1.88 atm, P de Ne = 1.10 atm, P de Ar = 0.360 atm (b) $P_t = 3.34 \text{ atm}$ **10.55** P de $\text{N}_2 = 0.98 \text{ atm}$, P de $\text{O}_2 = 0.39 \text{ atm}$, P de $\text{CO}_2 = 0.20 \text{ atm}$ **10.57** 2.5 % mol de O_2 **10.59** $P_t = 2.70 \text{ atm}$ **10.61** (a) Aumento de temperatura a volumen constante o disminución de volumen o aumento de presión (b) disminución de temperatura (c) aumento de volumen, disminución de presión (d) aumento de temperatura **10.63** El hecho de que los gases se comprimen con facilidad apoya la suposición de que la mayor parte del volumen de una muestra gaseosa es espacio vacío. **10.65** (a) El recipiente A tiene más moléculas. (b) La densidad del CO es de 1.25 g/L y la densidad del SO_2 es de 1.33 g/L; el recipiente B tiene más masa. (c) La energía cinética media de las moléculas del recipiente B es mayor. (d) $u_A/u_B = 1.46$. Las moléculas del recipiente A tienen la velocidad cuadrática media más grande.

10.67 (a) En orden de velocidad creciente: $\text{CO}_2 \approx \text{N}_2\text{O} < \text{F}_2 < \text{HF} < \text{H}_2$ (b) $u_{\text{H}_2} = 1.92 \times 10^3 \text{ m/s}$, $u_{\text{CO}_2} = 4.12 \times 10^2 \text{ m/s}$

10.69 El orden creciente de rapidez de efusión es ${}^2\text{H}^{37}\text{Cl} < {}^1\text{H}^{37}\text{Cl} < {}^2\text{H}^{35}\text{Cl} < {}^1\text{H}^{35}\text{Cl}$ **10.71** As_4S_6 **10.73** (a) Se observa un comportamiento de gas no ideal a presiones muy grandes y a temperaturas bajas. (b) El comportamiento no ideal de los gases se debe a los volúmenes reales de las moléculas de gas y las fuerzas intermoleculares de atracción. **10.75** De acuerdo con la ley del gas ideal, la relación PV/RT debe ser constante con respecto a una muestra de gas dada a todas las combinaciones de presión, volumen y temperatura. Si esta relación cambia al aumentar la presión, la muestra gaseosa no se está comportando idealmente. **10.77** El Ar ($a = 1.34$, $b = 0.322$) se comportará más como un gas ideal que el CO_2 ($a = 3.59$, $b = 0.427$) a presiones altas. **10.79** (a) $P = 0.917 \text{ atm}$ (b) $P = 0.896 \text{ atm}$ **10.81** Con el tiempo, los gases se mezclarán perfectamente. Cada bulbo contendrá 4 átomos azules y 3 rojos. **10.83** 3.3 mm^3 **10.86** $5.4 \times 10^3 \text{ g de O}_2$ **10.90** (a) Quedará $\text{NH}_3(g)$ después de la reacción. (b) $P = 0.957 \text{ atm}$ **10.92** El oxígeno representa el 70.1% molar de la mezcla. **10.95** Sólo el objeto (b) es satisfactorio. El objeto (c) no habría sostenido una columna de Hg porque está abierto por ambos extremos. El objeto (d) no es suficientemente alto para sostener una columna de Hg de casi 760 mm. Los objetos (a) y (e) no son idóneos por la misma razón: no tiene un área de sección transversal uniforme. **10.98** (a) Cuando se comprime un gas a temperatura constante, el número de colisiones intermoleculares aumenta. La atracción intermolecular provoca que algunas de estas colisiones sean inelásticas, lo que amplía la desviación con respecto al comportamiento ideal. (b) A medida que la temperatura de un gas aumenta a volumen constante, una fracción mayor de las moléculas tiene la energía cinética suficiente para vencer las atracciones intermoleculares, y el efecto de la atracción molecular es entonces menos significativo. **10.101** $\Delta H = -1.1 \times 10^{14} \text{ kJ}$ (suponiendo que un producto es $\text{H}_2\text{O}(l)$) **10.105** (a) La presión parcial de IF_5 es de 0.515 atm. (b) La fracción molar de IF_5 es de 0.544.

Capítulo 11

11.1 (a) Sólido < líquido < gaseoso (b) gaseoso < líquido < sólido

11.3 En los estados líquido y sólido las partículas están en contacto y hay muy poco espacio vacío; por tanto, los volúmenes ocupados por unidad de masa son muy parecidos, al igual que

las densidades. En la fase gaseosa las moléculas están muy separadas unas de otras, por lo que una unidad de masa ocupa un volumen mucho más grande que en el estado líquido o sólido, y la densidad de la fase gaseosa es mucho menor. 11.5 A medida que la temperatura de una sustancia aumenta, la energía cinética media de la partícula aumenta. Conforme la energía cinética media aumenta, más partículas consiguen vencer las fuerzas intermoleculares de atracción y pasar a un estado menos ordenado, de sólido a líquido y a gaseoso. 11.7 (a) Fuerzas de dispersión de London (b) fuerzas dipolo-dipolo (c) fuerzas dipolo-dipolo y, en ciertos casos, puentes de hidrógeno

11.9 (a) Molécula covalente no polar; sólo fuerzas de dispersión de London (b) molécula covalente polar con enlaces O—H; puentes de hidrógeno, fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London (c) molécula covalente polar; fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión de London (pero no puentes de hidrógeno)

11.11 (a) La *polarizabilidad* es la facilidad con la que se puede deformar la distribución de carga de una molécula para producir un dipolo temporal (b) El Te es el más polarizable porque sus electrones de valencia están más alejados del núcleo y están sujetos con menos fuerza. (c) En orden de polarizabilidad creciente: $\text{CH}_4 < \text{SiH}_4 < \text{SiCl}_4 < \text{GeCl}_4 < \text{GeBr}_4$ (d) La magnitud de las fuerzas de dispersión de London y, por tanto, los puntos de ebullición de las moléculas, aumentan con la polarizabilidad. El orden de puntos de ebullición crecientes corresponde al orden de polarizabilidad creciente citado en (c)

11.13 (a) H_2S (b) CO_2 (c) CCl_4

11.15 Tanto las moléculas de butano semejantes a bastones como las moléculas esféricas de 2-metilpropano experimentan fuerzas de dispersión. La mayor superficie de contacto entre las moléculas de butano da lugar a un punto de ebullición más alto. 11.17 CH_3NH_2 y CH_3OH . Las moléculas con enlaces N—H, O—H y F—H forman puentes de hidrógeno con moléculas semejantes.

11.19 (a) El HF tiene el punto de ebullición más alto porque los puentes de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo. (b) El CHBr_3 tiene el punto de ebullición más alto porque su masa molar es la más grande, lo que indica una mayor polarizabilidad y fuerzas de dispersión más intensas. (c) El ICl tiene el punto de ebullición más alto porque las moléculas tienen masas molares semejantes (y, por tanto, fuerzas de dispersión similares), pero el ICl es polar, lo cual da origen a fuerzas dipolo-dipolo que están ausentes del Br_2 , no polar.

11.21 Gran tensión superficial, alto punto de ebullición, gran calor específico. 11.23 (a) La viscosidad y la tensión superficial de los líquidos aumentan a medida que se intensifican las fuerzas intermoleculares. (b) La tensión superficial y la viscosidad disminuyen al aumentar la temperatura y la energía cinética media de las moléculas.

11.25 (a) El CHBr_3 tiene una masa molar mayor, es más polarizable y presenta fuerzas de dispersión más intensas; por tanto, la tensión superficial es más grande. (b) A medida que la temperatura aumenta, la viscosidad del aceite disminuye porque la energía cinética media de las moléculas aumenta. (c) Las fuerzas de adhesión entre el agua polar y la cera de auto no polar son débiles; por tanto, la gran tensión superficial del agua hace que el líquido adopte la forma con menos área total: una esfera.

11.27 Endotérmicos: fusión, vaporización, sublimación; exotérmicos: condensación, congelación, deposición. 11.29 La fusión no requiere que las moléculas se separen; por tanto, la necesidad de energía es menor que en el caso de la vaporización, donde es preciso separar las moléculas.

11.31 $2.2 \times 10^3 \text{ g de H}_2\text{O}$

11.33 105 kJ

11.35 (a) La *presión crítica* es la presión necesaria para provocar la licuefacción a la temperatura crítica. (b) A medida que la fuerza de atracción entre las moléculas aumenta, la temperatura crítica del compuesto también aumenta.

(c) Todos los gases de la tabla 11.5 se pueden licuar a la temperatura del nitrógeno líquido, si la presión es suficiente.

11.37 (a) Ningún efecto (b) Ningún efecto (c) La presión de vapor disminuye al aumentar las fuerzas intermoleculares de atracción porque menos moléculas tienen la energía cinética suficiente para vencer las fuerzas de atracción y escapar a la fase de vapor.

(d) La presión de vapor aumenta con la temperatura porque la energía cinética media de las moléculas aumenta.

11.39 $\text{CBr}_4 < \text{CHBr}_3 < \text{CH}_2\text{Br}_2 < \text{CH}_2\text{Cl}_2 < \text{CH}_3\text{Cl} < \text{CH}_4$. La tendencia está dominada por las fuerzas de dispersión, no obstante que cuatro de las moléculas son polares. El orden de volatilidad creciente corresponde al orden de presión de vapor creciente, masa molar decreciente e intensidad decreciente de las fuerzas de dispersión.

11.41 (a) La temperatura del agua es la misma en los dos recipientes. (b) La presión de vapor no depende ni del volumen ni del área total del líquido. A una misma temperatura, la presión de vapor del agua en los dos recipientes es la misma.

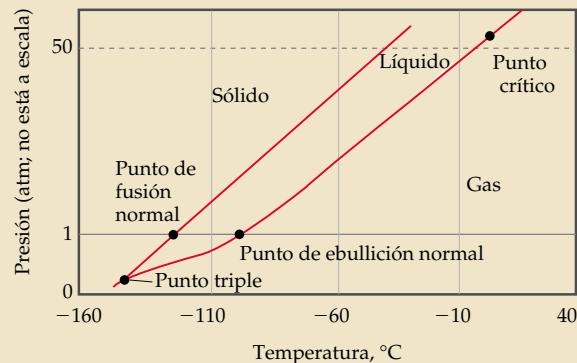
11.43 (a) Aproximadamente 17°C (b) aproximadamente 28°C

11.45 (a) 79°C (b) La presión de vapor del éter dietílico a 12°C es de aproximadamente 325 torr, menor que la presión atmosférica de 340 torr. Si se utilizó un manómetro de extremo abierto, el brazo abierto a la atmósfera está más abajo que el brazo abierto al recipiente.

11.47 La línea de líquido y gas de un diagrama de fases termina en el punto crítico, que corresponde a la temperatura y presión más allá de las cuales es imposible distinguir las fases gaseosa y líquida.

11.49 (a) El $\text{H}_2\text{O}(g)$ se condensará a $\text{H}_2\text{O}(s)$ a 4 mm de Hg; a una presión mayor, quizás a 5 atm aproximadamente, el $\text{H}_2\text{O}(s)$ se fundirá para formar $\text{H}_2\text{O}(l)$. (b) A 100°C y 0.50 atm, el agua está en fase de vapor. A medida que se enfriá, el vapor de agua se condensa a líquido aproximadamente a 82°C, la temperatura a la que la presión de vapor del líquido es de 0.50 atm. Un enfriamiento adicional dará como resultado la congelación aproximadamente a 0°C. El punto de congelación del agua aumenta al disminuir la presión; por tanto, a 0.50 atm, la temperatura de congelación estará muy poco arriba de 0°C.

11.51 (a)



(b) El $\text{Xe}(s)$ es más denso que el $\text{Xe}(l)$ porque la línea de sólido y líquido del diagrama de fases es normal.

(c) Al enfriar el $\text{Xe}(g)$ a 100 torr se deposita el sólido porque 100 torr está por debajo de la presión del punto triple.

11.53 En un sólido cristalino, las partículas componentes están organizadas con arreglo a un patrón repetitivo ordenado. Un sólido amorfico no tiene una estructura ordenada.

11.55 La celda unitaria es el componente básico de la red cristalina. Al repetirse en tres dimensiones, produce la red cristalina. Es un paralelepípedo con distancias y ángulos característicos. Las celdas unitarias pueden ser primivas o centradas.

11.57 La gran diferencia de puntos de fusión se debe a las fuerzas tan diferentes que imponen un orden atómico en el estado sólido. Se requiere mucha más energía cinética para destruir los enlaces metálicos localizados que para vencer las fuerzas de dispersión de London del Xe, relativamente débiles.

11.59 (a) $r = 1.355 \text{ \AA}$ (b) densidad = 22.67 g/cm^3

11.61 Peso atómico = 55.8 g/mol

11.63 (a) 12 (b) 6 (c) 8

11.65 $a = 6.13 \text{ \AA}$

11.67 (a) La razón de esferas grandes a esferas pequeñas coincide con la razón de O^{2-} a U^{4+} en la fórmula química; por tanto, las pequeñas deben representar el U^{4+} .

(b) densidad = 10.97 g/cm^3

11.69 (a) Puentes de hidrógeno, fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión de London (b) enlaces químicos covalentes (c) enlaces iónicos (d) enlaces metálicos

11.71 En los sólidos moleculares, las

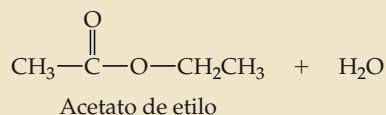
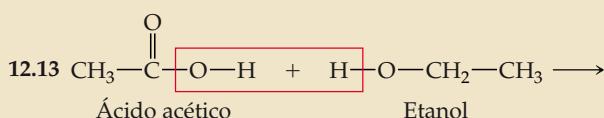
fuerzas intermoleculares relativamente débiles mantienen unidas las moléculas en la red; por tanto, se requiere poca energía para anular estas fuerzas. En los sólidos de red covalente, los átomos están unidos por enlaces covalentes en una red extensa. La fusión o deformación de un sólido de red covalente significa romper enlaces covalentes, para lo cual hace falta gran cantidad de energía. **11.73** Dado su punto de fusión relativamente alto y sus propiedades conductoras en disolución, el sólido debe ser iónico. **11.75** (a) B, red covalente como la del C(s), contra fuerzas de dispersión débiles del BF₃ (b) NaCl, enlaces iónicos contra enlaces metálicos (c) TiO₂, más carga en el O²⁻ que en el Cl⁻ (d) MgF₂, más carga en el Mg²⁺ que en el Na⁺ **11.78** (a) (SO₂, IF, HBr) (b) CH₃NH₂, HCOOH **11.80** (a) El isómero *cis* tiene fuerzas dipolo-dipolo más intensas y el punto de ebullición más alto. (b) Puesto que el isómero *trans*, con fuerzas intermoleculares más débiles, tiene el punto de fusión más alto, debe estar empacado de modo más eficiente en el estado sólido. **11.83** (a) Disminuye (b) aumenta (c) aumenta (d) aumenta (e) aumenta (f) aumenta (g) aumenta **11.86** Los dos grupos O—H del etilenglicol participan en muchas interacciones de puentes de hidrógeno; a esto se debe su más alto punto de ebullición y mayor viscosidad en comparación con el pentano, que experimenta sólo fuerzas de dispersión. **11.88** La bomba de vacío reduce la presión de la atmósfera encima del agua hasta que la presión atmosférica iguala la presión de vapor del agua, y ésta hierva. La ebullición es un proceso endotérmico, y la temperatura baja si el sistema no consigue absorber calor del entorno con la rapidez suficiente. Cuando la temperatura del agua desciende, el agua se congela.

11.93 (a) 1 átomo (b) 2 átomos (c) 4 átomos **11.95** Se produce la difracción más eficaz cuando las distancias entre las capas de átomos del cristal son semejantes a la longitud de onda de la luz que se difracta. Los rayos X del molibdeno de 0.71 Å son del mismo orden de magnitud que las distancias entre capas de los cristales, y se difractan. La luz visible, de 400 a 700 nm o 4000 a 7000 Å, tiene una longitud de onda demasiado larga para ser difractada con eficacia. **11.100** (a) La presión en el tanque debe ser mayor que la presión atmosférica. En tanto esté presente algo de líquido, la presión de gas en el tanque será constante. (b) Si escapa butano gaseoso del tanque, el butano líquido se vaporizará (se evaporará) para mantener la presión de vapor de equilibrio. La vaporización es un proceso endotérmico; el butano absorbe calor del entorno, y la temperatura del tanque y del butano líquido disminuye. (c) 56.8 kJ; V = 67.9 L **11.103** P (vapor de benceno) = 98.6 torr.

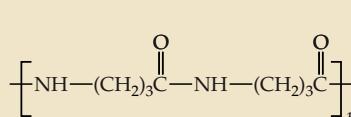
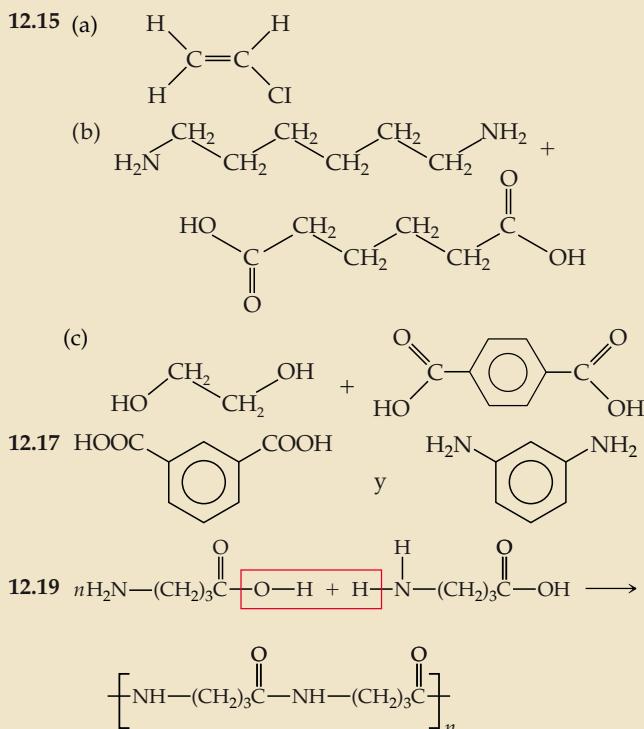
Capítulo 12

12.1 Tanto un líquido ordinario como una fase líquido-cristalina nemática son fluidos; se convierten directamente a la fase sólida al enfriarse. La fase nemática es turbia y más viscosa que un líquido ordinario. Al calentarse, la fase nemática se transforma en un líquido ordinario. **12.3** En el estado sólido la orientación relativa de las moléculas es fija y se repite en las tres dimensiones. Cuando una sustancia cambia a la fase líquido-cristalina nemática, las moléculas permanecen alineadas en una dimensión; el movimiento de traslación está permitido, pero el de rotación está restringido. La transformación a la fase líquida isotrópica destruye el orden unidimensional; en consecuencia, el movimiento de traslación y de rotación es libre. **12.5** La presencia de grupos polares o pares electrónicos no enlazados origina interacciones dipolo-dipolo relativamente intensas entre las moléculas, las cuales son parte importante de las fuerzas orientadoras necesarias para la formación de cristales líquidos.

12.7 En la fase nemática hay un orden unidimensional, en tanto que en la fase esmética hay un orden bidimensional. En la fase esmética, la dimensión larga de las moléculas, así como los extremos de éstas, están alineados. **12.9** Una fase nemática se compone de láminas de moléculas alineadas a lo largo, sin un orden adicional dentro de la lámina o entre láminas. Una fase colestérica también contiene este tipo de lámina, pero con cierto orden entre las láminas. **12.11** El n-decano no tiene una longitud de cadena ni una masa molecular suficientemente grandes para ser considerado como un polímero.



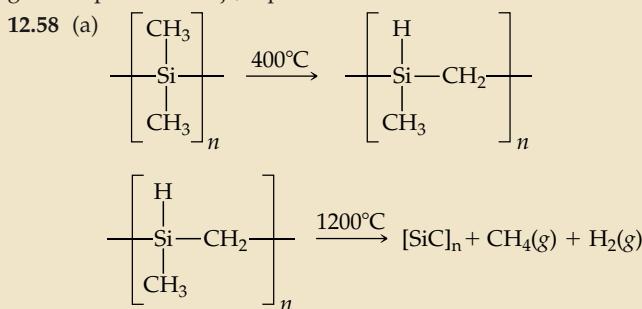
Si se combina un ácido dicarboxílico con un dialcohol, es posible la propagación de la cadena polimérica por ambos extremos de los dos monómeros.



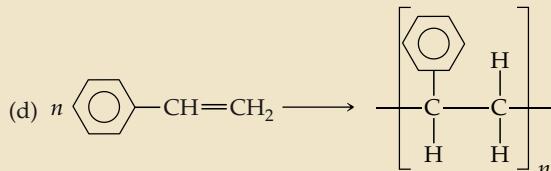
12.21 La flexibilidad de las cadenas moleculares se traduce en flexibilidad del polímero en masa. Aumentan la flexibilidad las características moleculares que inhiben el orden, como la ramificación, y la disminuyen los rasgos que favorecen el orden, como los enlaces transversales o la densidad electrónica π deslocalizada. La formación de *enlaces transversales*, esto es, de enlaces químicos entre cadenas de polímeros, reduce la flexibilidad de las cadenas moleculares, aumenta la dureza del material y disminuye la reactividad química del polímero. **12.23** La función del polímero determina si una masa molecular grande y un alto grado de cristalinidad son propiedades deseables. Si el polímero se va a usar como envoltura flexible o como fibra, la rigidez es una propiedad indeseable. **12.25** ¿Es biocompatible el neopreno? ¿Provoca reacciones inflamatorias? ¿Satisface el neopreno los requisitos físicos de un cable flexible? ¿Conservará su resistencia a la degradación y su elasticidad? ¿Se puede preparar el neopreno en forma suficientemente pura para que sea posible clasificarlo como de *grado médico*? **12.27** Los materiales actuales para injertos vasculares no se pueden revestir de células similares a las de la arteria natural. El organismo percibe el injerto como "extraño" y las plaquetas se adhieren a las superficies internas, lo que origina coágulos sanguíneos. Las superficies internas de los implantes vasculares futuros deberán ser capaces de aceptar un revestimiento de células que no atraigan plaquetas ni se adhieran a ellas. **12.29** Para que las células cutáneas se desarrollen hasta formar piel sintética en un medio de cultivo, debe estar presente una matriz mecánica que mantenga

las células en contacto mutuo. La matriz debe ser resistente, biocompatible y biodegradable. Probablemente tiene grupos funcionales que forman puentes de hidrógeno con las biomoléculas de las células de los tejidos. **12.31** Las cerámicas no se recuperan con facilidad debido a sus puntos de fusión extremadamente altos y a sus rígidas estructuras iónicas o de red covalente.

12.33 Se requieren partículas muy pequeñas, de tamaño y forma uniformes, para la producción de objetos resistentes de cerámica por sinterización. Durante el calentamiento que tiene por objeto iniciar las reacciones de condensación, cuanto más uniforme es el tamaño de partícula y mayor el área total del sólido, tanto más enlaces químicos se forman y más resistente es el objeto de cerámica. **12.35** Las varillas de refuerzo de acero se incorporan al concreto para resistir los esfuerzos aplicados a lo largo de la varilla. Por analogía, la forma del material de refuerzo del "composite" de cerámica debe ser parecido a varillas, con una longitud mucho mayor que su diámetro. Las varillas se pueden orientar en muchas direcciones para que el material quebradizo, ya sea concreto o "composite" de cerámica, se robustezca en todas las direcciones. **12.37** Cada átomo de Si está unido a cuatro átomos de C, y cada C está ligado a cuatro átomos de Si de acuerdo a una disposición tetraédrica, lo que produce una red tridimensional extensa. La naturaleza tridimensional extensa de la estructura da origen a la excepcional dureza, y el carácter covalente de la red de enlaces aporta la gran estabilidad térmica. **12.39** Un material superconductor no ofrece resistencia al flujo de corriente eléctrica. Los materiales superconductores podrían transmitir electricidad con una eficiencia mucho mayor que los conductores de corriente. **12.41** El brusco descenso de la resistividad del MgB₂ cerca de 39 K es la temperatura de transición superconductora, T_c . **12.43** Es difícil moldear los superconductores cerámicos en formas útiles como alambres; estos alambres son frágiles en el mejor de los casos; la cantidad de corriente por área de sección transversal que pueden transportar estos alambres es limitada; las cerámicas superconductoras requieren temperaturas muy bajas que resultan muy poco prácticas para un uso generalizado. **12.45** La adhesión se debe a fuerzas intermoleculares de atracción. Éstas incluyen fuerzas ion-dipolo, dipolo-dipolo y de dispersión, así como la formación de puentes de hidrógeno entre sustancias con características de enlace semejantes. **12.47** El revestimiento de la figura 12.31 es una película metálica que refleja casi toda la luz solar incidente. La exclusión de la luz solar del interior del edificio reduce los reflejos deslumbrantes y la carga de refrigeración. La opacidad de la película proporciona aislamiento. **12.49** Un momento dipolar aproximadamente paralelo a la dimensión larga de la molécula provocaría que las moléculas cambiaren su orientación cuando se aplica un campo eléctrico perpendicular a la dirección habitual de orientación molecular. **12.52** A la temperatura a la que una sustancia pasa de la fase sólida a la cristalina líquida, se ha suministrado la energía cinética suficiente para vencer casi todo el orden de largo alcance del sólido. Se requiere un aumento relativamente pequeño de temperatura para vencer las fuerzas de alineación residuales y producir un líquido isotrópico. **12.54** A las bajas temperaturas de la Antártida, la fase cristalina líquida está más próxima a su punto de congelación. Las moléculas tienen menos energía cinética debido a la temperatura, y el voltaje aplicado puede no ser suficiente para vencer las fuerzas de orientación entre los extremos de las moléculas. Si algunas de las moléculas, o todas ellas, no giran al aplicar el voltaje, la pantalla no funcionará como es debido.



- (b) $2\text{NbBr}_5(g) + 5\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{Nb}(s) + 10\text{HBr}(g)$
(c) $\text{SiCl}_4(l) + 4\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(l) \longrightarrow \text{Si}(\text{OC}_2\text{H}_5)_4(s) + 4\text{HCl}(g)$



- 12.62** (a) $\text{SiO}_2(s)$ (b) $\text{TiO}_2(s)$ (c) $\text{Ge}(s)$ **12.64** (a) $\Delta H = -82$ kJ/mol de C_2H_4 (b) $\Delta H = -14$ kJ/mol (de uno u otro reactivo) (c) $\Delta H = 0$ kJ **12.68** (a) $x = 0.22$ (b) Tanto el Hg como el Cu tienen más de un estado de oxidación estable. Si los diferentes iones de la red sólida tienen cargas distintas, la carga media es un valor no entero. El Ca y el Ba son estables sólo en el estado de oxidación +2, y son pocas sus probabilidades de tener una carga media no entera. (c) El Ba^{2+} es el más grande; el Cu^{2+} es el más pequeño.

Capítulo 13

13.1 Si la magnitud de ΔH_3 es pequeña en comparación con la magnitud de ΔH_1 , ΔH_{soln} será grande y endotérmica (energéticamente desfavorable), y no se disolverá mucho soluto.

13.3 (a) Dispersión (b) ion-dipolo (c) puentes de hidrógeno (d) dipolo-dipolo **13.5** (a) ΔH_1 (b) ΔH_3 **13.7** (a) Puesto que el soluto y el disolvente experimentan fuerzas de dispersión de London muy semejantes, la energía necesaria para separarlos individualmente y la energía que se desprende cuando se mezclan son aproximadamente iguales. $\Delta H_1 + \Delta H_2 \approx -\Delta H_3$. Por tanto, ΔH_{soln} es casi cero. (b) Puesto que no hay fuerzas intermoleculares intensas que impidan que las moléculas se mezclen, éstas lo hacen espontáneamente porque el desorden aumenta. **13.9** (a) Sobresaturada (b) Agregue un cristal semilla. Un cristal semilla aporta un núcleo de moléculas previamente alineadas, lo cual facilita el ordenamiento de las partículas disueltas (crystalización). **13.11** (a) No saturada (b) saturada (c) saturada (d) no saturada **13.13** Los líquidos agua y glicerol forman mezclas homogéneas (soluciones) cualesquiera que sean las cantidades relativas de los dos componentes. El glicerol tiene un grupo —OH en cada átomo de C de la molécula. Esta estructura facilita la formación de puentes de hidrógeno fuertes semejantes a los del agua. **13.15** A medida que n aumenta, la solubilidad en agua disminuye y la solubilidad en hexano aumenta. **13.17** (a) CaCl_2 (b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

13.19 (a) Se requiere un recipiente herméticamente cerrado para mantener una presión parcial de $\text{CO}_2(g)$ mayor de 1 atm encima de la bebida. (b) Puesto que la solubilidad de los gases aumenta al disminuir la temperatura, parte del CO_2 permanecerá disuelto en la bebida si ésta se conserva fría.

- 13.21** $C_{\text{He}} = 5.6 \times 10^{-4} M$, $C_{\text{N}_2} = 9.0 \times 10^{-4} M$
13.23 (a) 2.57% de Na_2SO_4 en masa (b) 6.56 ppm de Ag
13.25 (a) $X_{\text{CH}_3\text{OH}} = 0.017$ (b) 3.0% de CH_3OH en masa (c) CH_3OH 0.96 m **13.27** (a) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0.283 M (b) LiClO_4 3 H_2O 1.12 M (c) HNO_3 0.350 M **13.29** (a) C_6H_6 7.27 m (b) NaCl 0.285 m **13.31** (a) 43.01% de H_2SO_4 en masa (b) $X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.122$ (c) H_2SO_4 7.69 m (d) H_2SO_4 5.827 M
13.33 (a) $X_{\text{CH}_3\text{OH}} = 0.177$ (b) CH_3OH 5.23 m (c) CH_3OH 3.53 M **13.35** (a) 6.38×10^{-2} mol de CaBr_2 (b) 7.50×10^{-3} mol de KCl (c) 6.94×10^{-3} mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ **13.37** (a) Pese 1.3 g de KBr, disuélvalos en agua, diluya con agitación a 0.75 L. (b) Pese 0.877 g de KBr, disuélvalos en 49.1 g de H_2O para preparar exactamente 50.0 g de disolución 0.150 m. (c) Pese 244 g de KBr y disuelva en suficiente H_2O para preparar 1.85 L de disolución. (d) Pese 10.1 g de KBr, disuélvalos en una pequeña cantidad de agua y diluya a 0.568 L. **13.39** NH_3 15 M
13.41 (a) 31.9% de $\text{C}_3\text{H}_6(\text{OH})_2$ en masa (b) $\text{C}_3\text{H}_6(\text{OH})_2$ 6.17 m
13.43 abatimiento del punto de congelación, $\Delta T_f = K_f(m)$; elevación del punto de ebullición, $\Delta T_b = K_b(m)$; presión osmótica,

$\pi = MRT$; abatimiento de la presión de vapor, $P_A = X_A P_A^\circ$

13.45 (a) Una disolución ideal es la que obedece la ley de Raoult. (b) La presión de vapor experimental, 67 mm Hg, es menor que el valor que predice la ley de Raoult, 74.5 mm Hg, para una disolución ideal. La disolución no es ideal.

13.47 (a) $P_{\text{H}_2\text{O}} = 186.0 \text{ torr}$ (b) 192 g de $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$ **13.49** (a) $X_{\text{Et}} = 0.2812$ (b) $P_{\text{soln}} = 238 \text{ torr}$ (c) X_{Et} en el vapor = 0.472

13.51 (a) Debido a que el NaCl es un electrólito fuerte, un mol de NaCl produce dos veces más partículas disueltas que un mol de soluto molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. La elevación del punto de ebullición está directamente relacionada con los moles totales de partículas disueltas; por tanto, el NaCl 0.10 m tiene el punto de ebullición más alto. (b) NaCl 0.10 m: $\Delta T_b = 0.101^\circ\text{C}$, $T_b = 100.1^\circ\text{C}$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 0.10 m: $\Delta T_b = 0.051^\circ\text{C}$, $T_b = 100.1^\circ\text{C}$

13.53 Fenol 0.030 m > glicerina 0.040 m = KBr 0.020 m

13.55 (a) $T_f = -115.3^\circ\text{C}$, $T_b = 78.8^\circ\text{C}$ (b) $T_f = -67.9^\circ\text{C}$, $T_b = 64.6^\circ\text{C}$ (c) $T_f = -0.91^\circ\text{C}$, $T_b = 100.3^\circ\text{C}$ **13.57** $\pi = 0.0271 \text{ atm}$

13.59 $M = 1.8 \times 10^2 \text{ g/mol}$ de adrenalina **13.61** $M = 1.39 \times 10^4 \text{ g/mol}$ de lisozima **13.63** (a) $i = 2.76$ (b) Cuanto más concentrada está la disolución, tanto mayor es la formación de pares de iones y menor el valor medido de i . **13.65** (a) En el estado gaseoso las moléculas están muy separadas y las fuerzas intermoleculares de atracción son pequeñas. Cuando se combinan dos gases, todos los términos de la ecuación 13.1 son prácticamente cero y la mezcla es siempre homogénea. (b) Para establecer si una dispersión de Faraday es una disolución verdadera o un coloide, haga pasar un haz de luz a través de ella. Si la luz se dispersa, la dispersión es un coloide. **13.67** (a) Hidrofóbico (b) hidrofilico (c) hidrofóbico **13.69** Las repulsiones electrostáticas entre los grupos de la superficie de las partículas dispersas inhiben la coalescencia. Los coloides hidrofílicos se coagulan agregando electrólitos, y ciertos coloides se coagulan por calentamiento. **13.71** La periferia de la molécula de BHT tiene principalmente grupos parecidos a hidrocarburos, como $-\text{CH}_3$. El único grupo $-\text{OH}$ está más bien sepultado en el interior y contribuye poco a aumentar la solubilidad en agua. Por tanto, es más probable que el BHT sea soluble en el hidrocarburo no polar hexano, C_6H_{14} , que en el agua polar.

13.73 (a) $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ (b) 60 mm de Hg **13.76** Una disolución con 12 ppm de KCl tiene mayor molaridad de iones K^+ .

13.79 (a) Na 0.16 m (b) Na 2.0 M (c) Es evidente que con respecto a esta amalgama la molalidad y la molaridad no son iguales. Sólo en el caso en que un kg de disolvente y la masa de un litro de disolución son casi iguales tienen valores semejantes las dos unidades de concentración. **13.82** (a) $T_f = -0.6^\circ\text{C}$ (b) $T_f = -0.4^\circ\text{C}$

13.85 (a) $K_b = 2.34^\circ\text{C}/m$ (b) $M = 2.6 \times 10^2 \text{ g/mol}$

13.89 (a) CF_4 , $1.7 \times 10^{-4} \text{ m}$; CClF_3 , $9 \times 10^{-4} \text{ m}$; CCl_2F_2 , $2.3 \times 10^{-2} \text{ m}$; CHClF_2 , $3.5 \times 10^{-2} \text{ m}$ (b) La molalidad y la molaridad son numéricamente semejantes cuando los kilogramos de disolvente y los litros de disolución son casi iguales. Esto se cumple en las disoluciones diluidas y cuando la densidad del disolvente es cercana a 1 g/mL, como en este problema. (c) El agua es un disolvente polar; la solubilidad de los solutos aumenta con su polaridad. De los fluorocarbonos de la tabla, el CF_4 , no polar, es el menos soluble, y el más polar de ellos,

CHClF_2 , es el más soluble en H_2O . (d) La constante de la ley de Henry del CHClF_2 es de $3.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L-atm}$. Este valor es mayor que la constante de la ley de Henry del $\text{N}_2(g)$ porque el $\text{N}_2(g)$ es no polar y de menor masa molecular que el CHClF_2 .

13.93 (a) catión (g) + anión (g) + disolvente

(b) La energía de red (U) guarda una relación inversa con la distancia entre los iones, de modo que las sales con cationes grandes, como el $(\text{CH}_3)_4\text{N}^+$, tienen energías de red más pequeñas que las sales con cationes simples como el Na^+ . Asimismo, los grupos $-\text{CH}_3$ del catión grande pueden tener interacciones de dispersión con grupos no polares de las moléculas de disolvente, lo que da por resultado una energía de solvatación más negativa de los iones gaseosos. En general, en el caso de las sales con cationes más grandes, las energías de red son más pequeñas (menos positivas), la energía de solvatación de los iones gaseosos es más negativa, y el ΔH_{soln} es menos endotérmico. Estas sales son más solubles en disolventes polares no acuosos. **13.96** La fórmula tanto empírica como molecular es $\text{C}_{12}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_3$.

Capítulo 14

14.1 (a) La *velocidad de reacción* es el cambio en la cantidad de productos o reactivos en un intervalo de tiempo dado. (b) Las velocidades dependen de la concentración de los reactivos, del área total de éstos, de la temperatura y de la presencia de un catalizador. (c) Es necesario conocer la estequiometría de la reacción (razones molares de reactivos y productos) para relacionar la velocidad de desaparición de los reactivos con la velocidad de aparición de los productos.

14.3

Tiempo (min)	Mol de A	(a) Mol de B (mol/L)	[A] (mol/L)	$\Delta[A]$ (mol/L)	(b) Velocidad (M/s)
0	0.065	0.000	0.65		
10	0.051	0.014	0.51	-0.14	2.3×10^{-4}
20	0.042	0.023	0.42	-0.09	1.5×10^{-4}
30	0.036	0.029	0.36	-0.06	1.0×10^{-4}
40	0.031	0.034	0.31	-0.05	0.8×10^{-4}

$$(c) \Delta[B]_{\text{prom}}/\Delta t = 1.3 \times 10^{-4} \text{ M/s}$$

14.5

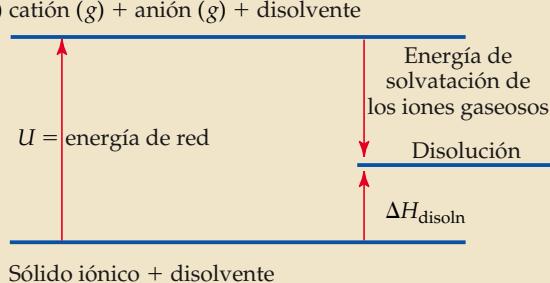
Tiempo (s)	Intervalo de tiempo (s)	Concen- tración (M)	ΔM	Velocidad (M/s)
0		0.0165		
2,000	2,000	0.0110	-0.0055	28×10^{-7}
5,000	3,000	0.00591	-0.0051	17×10^{-7}
8,000	3,000	0.00314	-0.00277	9.23×10^{-7}
12,000	4,000	0.00137	-0.00177	4.43×10^{-7}
15,000	3,000	0.00074	-0.00063	2.1×10^{-7}

14.7 A partir de las pendientes de las tangentes a la gráfica, las velocidades son $-1.2 \times 10^{-6} \text{ M/s}$ a 5000 s, $-5.8 \times 10^{-7} \text{ M/s}$ a 8000 s. **14.9** (a) $-\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]/\Delta t = \Delta[\text{H}_2]/\Delta t = \Delta[\text{O}_2]/\Delta t$

$$(b) -\frac{1}{2} \Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t = \frac{1}{2} \Delta[\text{N}_2]/\Delta t = \Delta[\text{O}_2]/\Delta t$$

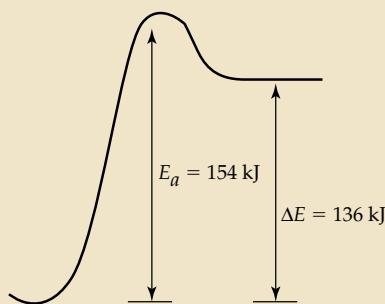
$$(c) -\Delta[\text{N}_2]/\Delta t = -\frac{1}{3} \Delta[\text{H}_2]/\Delta t = \frac{1}{2} \Delta[\text{NH}_3]/\Delta t$$

14.11 (a) $-\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 0.43 \text{ mol/s}$; $\Delta[\text{H}_2\text{O}]/\Delta t = 0.85 \text{ mol/s}$ (b) P_{total} disminuye a razón de 12 torr/min **14.13** (a) Si [A] se duplica, la velocidad aumenta por un factor de cuatro; la constante de velocidad, k , no cambia. La velocidad es proporcional a $[A]^{-2}$; por tanto, cuando el valor de [A] se duplica, la velocidad cambia por 2^2 , o sea 4. La constante de velocidad, k , es la constante de proporcionalidad que no cambia a menos que la temperatura cambie. (b) La reacción es de segundo orden respecto a A, de primer orden respecto a B, y de tercer orden en conjunto. (c) unidades de $k = \text{M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ **14.15** (a) Velocidad = $k[\text{N}_2\text{O}_5]$ (b) Velocidad = $1.16 \times 10^{-4} \text{ M/s}$ (c) Cuando se duplica la concentración de N_2O_5 , la velocidad de la reacción se duplica. **14.17** (a, b) $k = 1.7 \times 10^2 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ (c) Si se triplica $[\text{OH}^-]$, la velocidad se triplica. **14.19** (a) $x = 1$ (b) $x = 3$



(c) $x = 0$. La velocidad no depende de $[A]$. **14.21** (a) Velocidad = $k[\text{OCl}^-][\text{I}^-]$ (b) $k = 60.4 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ (c) Velocidad = $3.02 \times 10^{-5} \text{ M/s}$ **14.23** (a) Velocidad = $k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ (b, c) $k_{\text{prom}} = 7.11 \times 10^3 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ **14.25** (a) Velocidad = $k[\text{NO}]^2[\text{Br}_2]$ (b) $k_{\text{prom}} = 1.2 \times 10^4 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ (c) $\frac{1}{2} \Delta[\text{NOBr}]/\Delta t = -\Delta[\text{Br}_2]/\Delta t$ (d) $-\Delta[\text{Br}_2]/\Delta t = 8.4 \text{ M/s}$ **14.27** (a) $[A]_0$ es la concentración molar del reactivo A en el tiempo 0. $[A]_t$ es la concentración molar del reactivo A en el tiempo t . $t_{1/2}$ es el tiempo necesario para que $[A]_0$ se reduzca por un factor de 2. k es la constante de velocidad de una reacción en particular. (b) Una gráfica de $\ln[A]$ en función del tiempo da una línea recta si la reacción es de primer orden. **14.29** (a) $k = 3.0 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}$ (b) $t_{1/2} = 3.2 \times 10^4 \text{ s}$ **14.31** (a) $P_{65} = 20 \text{ torr}$ (b) $t = 51 \text{ s}$ **14.33** Grafique $\ln[\text{PSO}_2\text{Cl}_2]$ en función del tiempo, $k = -\text{pendiente} = 2.19 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$ **14.35** (a) La gráfica de $1/[A]$ en función del tiempo es lineal; por tanto, la reacción es de segundo orden respecto a $[A]$. (b) $k = 0.040 \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$ (c) $t_{1/2} = 38 \text{ min}$ **14.37** (a) La gráfica de $1/[\text{NO}_2]$ en función del tiempo es lineal; por tanto, la reacción es de segundo orden respecto a NO_2 . (b) $k = \text{pendiente} = 10 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ **14.39** (a) La idea central del *modelo de colisiones* es que las moléculas deben chocar para reaccionar. (b) La energía de la colisión y la orientación de las moléculas en el momento de chocar determinan si hay reacción o no. (c) A una temperatura más alta hay más colisiones en total, y cada colisión tiene más energía. **14.41** $f = 2.33 \times 10^{-2}$. A 400 K, aproximadamente 1 de cada 43 moléculas tiene esta energía cinética.

14.43 (a)



(b) E_a (inversa) = 18 kJ/mol **14.45** La reacción (b) es la más rápida, y la reacción (c) la más lenta. **14.47** (a) $k = 1.1 \text{ s}^{-1}$ (b) $k = 4.9 \text{ s}^{-1}$ **14.49** Una gráfica de $\ln k$ en función de $1/T$ tiene una pendiente de -5.71×10^3 ; $E_a = -R(\text{pendiente}) = 47.5 \text{ kJ/mol}$. **14.51** La reacción será 88 veces más rápida a 50°C, suponiendo las mismas concentraciones iniciales. **14.53** (a) Un *paso elemental* es un proceso que se lleva a cabo en un solo suceso; el orden está dado por los coeficientes de la ecuación balanceada del paso. (b) En un *paso elemental unimolecular* interviene una sola molécula reactivo; en un *paso elemental bimolecular* intervienen dos moléculas reactivo. (c) Un *mechanismo de reacción* es una serie de pasos elementales que describe cómo se lleva a cabo una reacción global y explica la ecuación de velocidad determinada experimentalmente. **14.55** (a) unimolecular, velocidad = $k[\text{Cl}_2]$ (b) bimolecular, velocidad = $k[\text{OCl}^-][\text{H}_2\text{O}]$ (c) bimolecular, velocidad = $k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$. **14.57** Hay un intermediario, B, y dos estados de transición. El paso B → C es más rápido, y la reacción global A → C es exotérmica. **14.59** (a) $\text{H}_2(g) + 2\text{ICl}(g) \rightarrow \text{I}_2(g) + 2\text{HCl}(g)$ (b) El intermediario es HI. (c) primer paso: velocidad = $k[\text{H}_2][\text{ICl}]$; segundo paso: velocidad = $k[\text{HI}][\text{ICl}]$ (d) Si el primer paso es lento, la ecuación de velocidad observada es velocidad = $k[\text{H}_2][\text{HCl}]$. **14.61** (a) Velocidad = $k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$ (b) El segundo paso debe ser lento en comparación con el primero. **14.63** (a) Un catalizador aumenta la velocidad de reacción reduciendo la energía de activación, E_a , o aumentando el factor de frecuencia, A . (b) Un *catalizador homogéneo* está en la misma fase que los reactivos, en tanto que un *catalizador heterogéneo* está en otra fase. **14.65** (a) Multiplique los coeficientes de la primera reacción por dos y sume. (b) El $\text{NO}_2(g)$ es un catalizador porque se consume y luego se produce de nuevo en la serie de reacciones. (c) Se trata de una catálisis homogénea. **14.67** El uso de soportes químicamente estables

permite alcanzar áreas totales muy grandes por unidad de masa del catalizador de metal precioso, porque se puede depositar el metal en una capa muy fina, incluso monomolecular, sobre la superficie del soporte. **14.69** Para poner dos átomos de D en un solo carbono, es necesario que uno de los enlaces C—H ya existentes del etileno se rompa mientras la molécula se encuentra adsorbida, de modo que el átomo de H se desprenda como átomo adsorbido y sea sustituido por un átomo de D. Esto requiere una energía de activación más grande que la simple adsorción de C_2H_4 y la adición de un átomo de D a cada carbono.

14.71 (a) Los organismos vivos funcionan con eficiencia dentro de límites de temperatura muy estrechos; el papel de las enzimas como catalizadores homogéneos que aceleran las reacciones deseables sin que haya calentamiento ni efectos secundarios indeseables es crucial para los sistemas biológicos. (b) *catalasa*: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; *nitrogenasa*: $\text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ (fijación de nitrógeno) **14.73** (a) La reacción catalizada es aproximadamente 10 000 000 veces más rápida a 25°C. (b) La reacción catalizada es 180 000 veces más rápida a 125°C. **14.75** $\Delta[\text{Cl}^-]/\Delta t = 7.8 \times 10^{-7} \text{ M/s}$. **14.78** (a) Velocidad = $k[\text{HgCl}_2][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^2$ (b) $k = 8.7 \times 10^{-3} \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ (c) Velocidad = $1.0 \times 10^{-5} \text{ M/s}$ **14.80** (a) $k = 4.28 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ (b) $[\text{urea}] = 0.059 \text{ M}$ (c) $t_{1/2} = 1.62 \times 10^3 \text{ s}$

14.84 Una gráfica de $\ln K$ en función de $1/T$ es lineal, con pendiente = -1.751×10^4 . $E_a = -(\text{pendiente})R = 1.5 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$. **14.87** (a) $\text{Cl}_2(g) + \text{CHCl}_3(g) \rightarrow \text{HCl}(g) + \text{CCl}_4(g)$ (b) Cl(g), $\text{CCl}_3(g)$ (c) paso 1, unimolecular; paso 2, bimolecular; paso 3, bimolecular (d) El paso 2, el paso lento, es determinante de la velocidad. (e) Velocidad = $k[\text{CHCl}_3][\text{Cl}_2]^{1/2}$

14.89 *Enzima*: anhidrasa carbónica; *sustrato*: ácido carbónico (H_2CO_3); *número de recambio*: 1×10^7 moléculas/s **14.91** Presión parcial de $\text{O}_2 = 0.402 \text{ atm}$ **14.93** (a) Use manómetro de extremo abierto, reloj, regla y baño de temperatura constante. Cargue el matraz con $\text{HCl}(ac)$ y lea la altura del Hg en los dos brazos del manómetro. Agregue rápidamente Zn(s) al matraz y registre el tiempo = 0 cuando el Zn(s) entra en contacto con el ácido. Registre la altura de Hg en un brazo del manómetro a intervalos de tiempo convenientes (v.gr., 5 s). Calcule la presión de $\text{H}_2(g)$ en cada tiempo. Puesto que $P = (n/V)RT$, $\Delta P/\Delta t$ a temperatura constante es una medida aceptable de la velocidad de reacción. (b) Mantenga constante la cantidad de Zn(s) y varíe la concentración de $\text{HCl}(ac)$ para determinar el orden de reacción del H^+ y del Cl^- . Mantenga constante la concentración de $\text{HCl}(ac)$ y varíe la cantidad de Zn(s) para determinar el orden del Zn(s). Combine esta información para escribir la ecuación de velocidad. (c) $-\Delta[\text{H}^+]/\Delta t = 2\Delta[\text{H}_2]/\Delta t$; la velocidad de desaparición de H^+ es dos veces mayor que la velocidad de aparición de $\text{H}_2(g)$. $[\text{H}_2] = P/RT$ (d) Modificando la temperatura del baño de temperatura constante, mida los datos de velocidad a varias temperaturas y calcule la constante de velocidad k a estas temperaturas. Grafique $\ln k$ en función de $1/T$; la pendiente de la recta es $-E_a/R$. (e) Mida los datos de velocidad a temperatura, concentración de HCl y masa de Zn(s) constantes, variando sólo la forma del Zn(s). Compare la velocidad de reacción de las tiras y los gránulos de metal. **14.96** Los cambios de temperatura alteran la energía cinética de los diversos grupos de la enzima y su tendencia a formar asociaciones moleculares o a liberarse de ellas. A temperaturas por encima de la temperatura de actividad máxima, se ha impartido energía cinética suficiente para destruir la estructura tridimensional de la enzima. Éste es el proceso de *desnaturalización*. En el modelo de llave y cerradura de la acción enzimática, el sitio activo es el lugar específico de la enzima donde se lleva a cabo la reacción. La geometría precisa del sitio activo permite que el sustrato se aloje en él y también lo activa. Cuando se desnaturaliza una enzima, se destruye su actividad porque se ha deshecho el sitio activo.

Capítulo 15

15.1 Sí. En los cuadros cuarto y quinto, las cantidades (concentraciones) relativas de A y B son constantes. Aunque la reacción continúa, las velocidades de $\text{A} \rightarrow \text{B}$ y $\text{B} \rightarrow \text{A}$ son iguales.

15.3 (a) $K_{eq} = 2.8 \times 10^{-2}$ (b) Puesto que $k_d < k_i$, para que las dos velocidades sean iguales [A] debe ser mayor que [B].

15.5 (a) La ley de acción de masas expresa la relación entre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio de cualquier reacción. $K_{eq} = P_{NOBr_2}/P_{NO} \times P_{Br_2}$ (b) La expresión de la constante de equilibrio es una ecuación algebraica donde las variables son las concentraciones de equilibrio de los reactivos y productos de una reacción química específica. La constante de equilibrio es un número; es el cociente calculado a partir de la expresión de equilibrio de una reacción química en particular. (c) Introduzca una cantidad conocida de $NOBr_2(g)$ en un recipiente de volumen conocido a una temperatura constante (conocida). Cuando se haya establecido el equilibrio, mida la presión total del matraz. Con base en una tabla que presente los diferentes espacios al equilibrio, calcule las presiones y concentraciones de equilibrio y el valor de la K_{eq} .

15.7 (a) $K_{eq} = P_{N_2O} \times P_{NO_2}/P_{NO}^3$; homogénea

(b) $K_{eq} = P_{CS_2} \times P_{H_2}^4/P_{CH_4} \times P_{H_2S}^2$; homogénea

(c) $K_{eq} = P_{CO}^4/P_{Ni(CO)_4}$; heterogénea

(d) $K_{eq} = [H^+][F^-]/[HF]$; homogénea

(e) $K_{eq} = [Ag^+]^2/[Zn^{2+}]$; heterogénea **15.9** (a) principalmente reactivos (b) principalmente productos **15.11** (a) $K_{eq} = 4.2 \times 10^2$ (b) El equilibrio favorece al SO_3 a esta temperatura.

15.13 (a) $K_{eq} = 0.0490$ (b) $K_{eq} = 416$ (c) 5.21 **15.15** (a) $K_{eq} = 0.10$ (b) $K_{eq} = 1.2 \times 10^{-4}$ (c) $K_{eq} = 8.3 \times 10^3$

15.17 (a) $K_{eq} = [Hg]^4 P_{O_2}/[Hg_2O]^2$ (b) La concentración molar, esto es, la razón de los moles de una sustancia respecto al volumen ocupado por ella, es constante en los sólidos y líquidos puros. (c) $K_{eq} = P_{O_2}$ **15.19** $K_{eq} = 1.84 \times 10^{-2}$ **15.21** $K_{eq} = 51$

15.23 (a) $P_{H_2} = 0.299$ atm, $P_{N_2} = 0.466$ atm, $P_{H_2O} = 3.394$ atm (a las cifras significativas apropiadas, estos valores son 0.3 atm, 0.5 atm y 3.4 atm) (b) $K_{eq} = 25.65$ o 3×10^1 (una cifra significativa) **15.25** (a) $P_{CO_2} = 3.87$, $P_{H_2} = 1.82$, $P_{CO} = 0.23$

(b) $K_{eq} = 0.11$ **15.27** (a) Un cociente de reacción es el resultado de un conjunto general de concentraciones; en cambio, la constante de equilibrio demanda las concentraciones al equilibrio.

(b) a la derecha (c) Las concentraciones que se usen para calcular Q deben ser concentraciones al equilibrio. **15.29** (a) $Q = 3.35 \times 10^{-7}$; la reacción avanza hacia la izquierda. (b) $Q = 1.68 \times 10^{-10}$; la reacción avanza hacia la derecha. (c) $Q = 2.19 \times 10^{-10}$; la mezcla está en equilibrio. **15.31** $P_{Cl_2} = 4.98$ atm

15.33 (a) $P_{Br_2} = 0.980$ atm, $P_{Br} = 0.361$ atm; 0.451 g de Br

(b) $P_{HI} = 4.7$ atm, 21 g de HI

15.35 $P_{NO} = 0.43$ atm, $P_{N_2} = P_{O_2} = 18$ atm

15.37 La presión de equilibrio de $Br_2(g)$ es de 0.416 atm.

15.39 (a) $P_{PH_3} = P_{BCl_3} = 0.233$ atm (b) Se necesita un poco más de 0.608 g de PH_3BCl_3 . **15.41** $P_{IBr} = 15.5$ atm,

$P_{I_2} = P_{Br_2} = 0.926$ atm **15.43** (a) Desplaza el equilibrio a la derecha (b) reduce el valor de K (c) desplaza el equilibrio a la izquierda (d) ningún efecto (e) ningún efecto (f) desplaza el equilibrio a la derecha **15.45** (a) Ningún efecto (b) ningún efecto (c) aumenta la constante de equilibrio (d) ningún efecto **15.47** (a) $\Delta H^\circ = -155.7$ kJ (b) La reacción es exotérmica; por tanto, la constante de equilibrio disminuye al aumentar la temperatura. (c) Δn no es igual a cero; por tanto, un cambio de volumen a temperatura constante influye en la fracción de productos en la mezcla al equilibrio. **15.49** (a) $K_{eq} = 1.5 \times 10^{-39}$ (b) Los reactivos son mucho más abundantes que los productos en el equilibrio. **15.51** $K_{eq} = 18$ **15.54** (a) $P_t = 0.74$ atm (b) $K_{eq} = 0.40$ **15.57** $P_{PH_3} = 6.8 \times 10^{-2}$ atm

15.60 (a) $Q = 1.7$; $Q > K_{eq}$; la reacción se desplaza a la izquierda. (b) $Q = 1.7$; $Q > K_{eq}$; la reacción se desplaza a la izquierda. (c) $Q = 5.8 \times 10^{-3}$; $Q < K_{eq}$; la mezcla de reacción se desplaza a

la derecha. **15.63** El valor máximo de Q es de 4.1; habrá reducción. **15.66** $P_{H_2} = P_{I_2} = 1.48$ atm;

$P_{HI} = 10.22$ atm **15.69** Lo que afirma la patente es falso. Un catalizador no altera la posición del equilibrio de un sistema, sólo la rapidez de aproximación a la condición de equilibrio.

15.70 (a) (i) $K_{eq} = [Na^+]/[Ag^+]$ (ii) $K_{eq} = [Hg^{2+}]^3/[Al^{3+}]^2$ (iii) $K_{eq} = [Zn^{2+}]P_{H_2}/[H_2]^2$ (b) Con base en datos de la tabla 4.5: (1) El Ag^+ está muy abajo del Na; por tanto, la reacción se desplaza a la derecha y K_{eq} es grande. (ii) El Al^{3+} está arriba del Hg; por tanto, la reacción no se desplaza a la derecha y K_{eq} es pequeña. (iii) El H^+ está abajo del Zn; por tanto, la reacción se desplaza a la derecha y K_{eq} es grande. (c) $K_{eq} > 1$ en esta reacción; por tanto, el Cd está abajo del Fe. **15.72** (a) Al equilibrio, las reacciones directa e inversa se llevan a cabo a la misma velocidad. (b) El equilibrio favorece a los reactivos. (c) Un catalizador reduce la energía de activación de las reacciones tanto directa como inversa. (d) La razón de las constantes de velocidad no cambia. (e) El valor de K_{eq} aumenta con la temperatura. **15.75** A $850^\circ C$, $K_{eq} = 14.1$; a $950^\circ C$, $K_{eq} = 78.8$; a $1050^\circ C$, $K_{eq} = 2.7 \times 10^2$; a $1200^\circ C$, $K_{eq} = 1.7 \times 10^3$. Puesto que K_{eq} aumenta con la temperatura, la reacción es endotérmica.

Capítulo 16

16.1 Las disoluciones de HCl y H_2SO_4 conducen la electricidad, tienen sabor agrio, vuelven rojo el papel tornasol (son ácidos), neutralizan las disoluciones de bases y reaccionan con los metales activos con desprendimiento de $H_2(g)$. Las disoluciones de HCl y H_2SO_4 tienen estas propiedades en común porque ambos compuestos son ácidos fuertes. Es decir, los dos se disocian totalmente en agua para formar $H^+(ac)$ y un anión. (El HSO_4^- no se disocia en su totalidad, pero la primera etapa de disociación del H_2SO_4 sí se completa.) La presencia de iones permite que las disoluciones conduzcan la electricidad; la presencia de $H^+(ac)$ a una concentración mayor que $1 \times 10^{-7} M$ explica las demás propiedades citadas. **16.3** (a) La definición de Arrhenius de los ácidos se limita a las disoluciones acuosas; la definición de Brønsted-Lowry es aplicable a todos los estados físicos. (b) El HCl es el ácido de Brønsted-Lowry; el NH_3 es la base de Brønsted-Lowry. **16.5** (a) HSO_3^- (b) $C_2H_3O_2^-$ (c) $HAsO_4^{2-}$ (d) NH_3

16.7

Ácido de B-L	+	Base de B-L	\rightleftharpoons	Ácido Conjugado	+	Base Conjugada
(a) $NH_4^+(ac)$		$CN^-(ac)$		$HCN(ac)$		$NH_3(ac)$
(b) $H_2O(l)$		$(CH_3)_3N(ac)$		$(CH_3)_3NH^+(ac)$		$OH^-(ac)$
(c) $HCHO_2(ac)$		$PO_4^{3-}(ac)$		$HPO_4^{2-}(ac)$		$CHO_2^-(ac)$

16.9 (a) Ácido: $HC_2O_4^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2O_4^{2-}(ac) + H_3O^+(ac)$ Base: $HC_2O_4^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2C_2O_4(ac) + OH^-(ac)$

(b) $H_2CO_2O_4$ es el ácido conjugado de $HC_2O_4^-$. $C_2O_4^{2-}$ es la base conjugada de $HC_2O_4^-$. **16.11** (a) débil, NO_2^- (b) fuerte, HSO_4^- (c) débil, PO_4^{3-} (d) despreciable (e) débil, CH_3NH_2 . **16.13** (a) HBr. Es uno de los siete ácidos fuertes.

(b) F^- . El HCl es un ácido más fuerte que el HF; por tanto, el F^- es la base conjugada más fuerte. **16.15** (a) $HF(ac) + CO_3^{2-}(ac)$, el equilibrio está desplazado a la izquierda

(b) $OH^-(ac) + OH^-(ac)$, el equilibrio está desplazado a la derecha (c) $H_2S(ac) + C_2H_3O_2^-(ac)$, el equilibrio está desplazado a la derecha. **16.17** (a) La autodisociación es la disociación de una molécula neutra en un anión y un catión. La expresión de equilibrio de la autodisociación del agua es

$\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$. (b) El agua pura es mala conductora de la electricidad porque contiene muy pocos iones. (c) Si una disolución es ácida, contiene más H^+ que OH^- .

16.19 (a) $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-10} M$, básica (b) $[\text{H}^+] = 3.1 \times 10^{-6} M$, ácida (c) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-8} M$, básica

16.21 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 3.5 \times 10^{-8} M$ **16.23** (a) $[\text{H}^+]$ cambia por un factor de 100. (b) $[\text{H}^+]$ cambia por un factor de 3.2

16.25 (a) $[\text{H}^+]$ disminuye, el pH aumenta (b) El pH está entre 4 y 5. Por cálculo, pH = 4.5; la disolución es ácida. (c) pH = 7.8 está entre pH 7 y pH 8, más cerca de pH = 8. Una buena estimación es $[\text{H}^+] = 3 \times 10^{-8} M$ y $[\text{OH}^-] = 7 \times 10^{-7} M$. Por cálculo, $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-8}$; $[\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-7} M$

16.27

$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH	Ácida o Básica
$7.5 \times 10^{-3} M$	$1.3 \times 10^{-12} M$	2.12	11.88	ácida
$2.8 \times 10^{-5} M$	$3.6 \times 10^{-10} M$	4.56	9.44	ácida
$5.6 \times 10^{-9} M$	$1.8 \times 10^{-6} M$	8.25	5.75	básica
$5.0 \times 10^{-9} M$		8.30	5.70	básica

16.29 $[\text{H}^+] = 4.0 \times 10^{-8} M$, $[\text{OH}^-] = 6.0 \times 10^{-7} M$

16.31 (a) Un ácido fuerte se disocia totalmente en iones en disolución acuosa. (b) $[\text{H}^+] = 0.500 M$ (c) HCl, HBr, HI

16.33 (a) $[\text{H}^+] = 8.5 \times 10^{-3} M$, pH = 2.07

(b) $[\text{H}^+] = 0.0419 M$, pH = 1.377 (c) $[\text{H}^+] = 0.0250 M$, pH = 1.602 (d) $[\text{H}^+] = 0.167 M$, pH = 0.778 **16.35**

(a) $[\text{OH}^-] = 3.0 \times 10^{-3} M$, pH = 11.48 (b) $[\text{OH}^-] = 0.3758 M$, pH = 13.5750

(c) $[\text{OH}^-] = 8.75 \times 10^{-5} M$, pH = 9.942 (d) $[\text{OH}^-] = 0.17 M$, pH = 13.23 **16.37** $3.2 \times 10^{-3} M$ NaOH **16.39** pH = 13.400

16.41 (a) $\text{HBrO}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{BrO}_2^-(\text{ac})$,

$$K_a = [\text{H}^+][\text{BrO}_2^-]/[\text{HBrO}_2];$$

$\text{HBrO}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{BrO}_2^-(\text{ac})$,

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{BrO}_2^-]/[\text{HBrO}_2]$$

(b) $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-(\text{ac})$, $2.0 \times 10^{-6} M$

$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-(\text{ac})$,

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-]/[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_2]$$
 16.43 $K_a = 1.4 \times 10^{-4}$

16.45 $[\text{H}^+] = [\text{X}^-] = 0.019 M$, $[\text{HX}] = 0.181 M$,

$$K_a = 2.0 \times 10^{-3}$$
 16.47 0.089 M $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

16.49 $[\text{H}^+] = [\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-] = 1.8 \times 10^{-3} M$,

$[\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2] = 0.048 M$ **16.51** (a) $[\text{H}^+] = 1.1 \times 10^{-3} M$,

pH = 2.95 (b) $[\text{H}^+] = 1.7 \times 10^{-4} M$, pH = 3.76

(c) $[\text{OH}^-] = 1.4 \times 10^{-5} M$, pH = 9.15

16.53 $[\text{H}^+] = 2.0 \times 10^{-2} M$, pH = 1.71

16.55 (a) $[\text{H}^+] = 2.8 \times 10^{-3} M$, 0.69% de disociación

(b) $[\text{H}^+] = 1.4 \times 10^{-3} M$, 1.4% de disociación

(c) $[\text{H}^+] = 8.7 \times 10^{-4} M$, 2.2% de disociación

16.57 $\text{HX}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{X}^-(\text{ac})$; $K_a = [\text{H}^+][\text{X}^-]/[\text{HX}]$.

Suponga que el porcentaje de ácido que se disocia es pequeño. Sea $[\text{H}^+] = [\text{X}^-] = y$, $K_a = y^2/[\text{HX}]$; $y = K_a^{1/2}/[\text{HX}]^{1/2}$. Porcentaje de disociación = $y/[\text{HX}] \times 100$.

Sustituyendo y , porcentaje de disociación = 100

$K_a^{1/2}[\text{HX}]^{1/2}/[\text{HX}]$ o 100 $K_a^{1/2}/[\text{HX}]^{1/2}$. Es decir, el porcentaje de disociación varía inversamente con la raíz cuadrada de la concentración de HX. **16.59** $[\text{H}^+] = 5.72 \times 10^{-3} M$, pH = 2.24, $[\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}] = 1.2 \times 10^{-9} M$. La aproximación de que la primera disociación es de menos del 5% de la concentración total de ácido no es válida; es preciso resolver la ecuación cuadrática. La $[\text{H}^+]$ que se genera en la segunda y tercera disociaciones es pequeña en comparación con la que está presente

debido a la primera etapa; la segunda y tercera disociaciones se pueden pasar por alto para calcular la $[\text{H}^+]$ y el pH. **16.61** Todas las bases de Brønsted-Lowry contienen al menos un par electrónico no compartido (solitario) que atrae al H^+ .

16.63 (a) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$; $K_b = [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+][\text{OH}^-]/[(\text{CH}_3)_2\text{NH}]$

(b) $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$; $K_b = [\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]/[\text{CO}_3^{2-}]$ (c) -

$\text{CHO}_2^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{HCHO}_2(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$; -

$K_b = [\text{HCHO}_2][\text{OH}^-]/[\text{CHO}_2^-]$ **16.65** Con base en la fórmula cuadrática, $[\text{OH}^-] = 6.6 \times 10^{-3} M$, pH = 11.82.

16.67 (a) $[\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{ON}] = 0.033 M$, -

$[\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{ONH}^+] = [\text{OH}^-] = 2.1 \times 10^{-3} M$ (b) $K_b = 1.4 \times 10^{-4}$

16.69 (a) Con respecto a un par de ácido conjugado/base conjugada como $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$, la K_b de la base conjugada siempre se puede calcular a partir de la K_a del ácido conjugado, por lo que no es necesaria una lista de valores de K_b por separado. (b) $K_b = 7.7 \times 10^{-5}$ (c) El fenolato es una base más fuerte que el NH_3 . **16.71** (a) El ácido acético es más fuerte. (b) El ion hipoclorito es la base más fuerte.

(c) K_b de $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- = 5.6 \times 10^{-10}$, K_b de $\text{ClO}^- = 3.3 \times 10^{-7}$

16.73 (a) $[\text{OH}^-] = 1.4 \times 10^{-3} M$, pH = 11.15

(b) $[\text{OH}^-] = 3.8 \times 10^{-3} M$, pH = 11.58 (c) $[\text{NO}_2^-] = 0.50 M$, $[\text{OH}^-] = 3.3 \times 10^{-6} M$, pH = 8.52 **16.75** (a) Ácida (b) ácida (c) básica (d) neutra (e) ácida **16.77** La sal desconocida es NaF . **16.79** $[\text{OH}^-] = 5.0 \times 10^{-6} M$, pH = 8.70 **16.81** (a) A medida que la electronegatividad del átomo central (X) aumenta, la fuerza del oxiácido crece. (b) Conforme el número de átomos de oxígeno no protonados de la molécula aumenta, la fuerza del oxiácido crece. **16.83** (a) El HNO_3 es un ácido más fuerte porque tiene un átomo de oxígeno no protonado adicional y, por tanto, el número de oxidación del N es mayor.

(b) En los hidruros binarios, la fuerza ácida aumenta al descender por una familia; por tanto, el H_2S es un ácido más fuerte que el H_2O . (c) El H_2SO_4 es un ácido más fuerte porque el anión HSO_4^- retiene el H^+ con mucha más fuerza. (d) Entre los oxiácidos, cuanto mayor es la electronegatividad del átomo central, tanto más fuerte es el ácido; por tanto, el H_2SO_4 es el ácido más fuerte. (e) El CCl_3COOH es más fuerte porque los átomos electronegativos de Cl atraen densidad electrónica de otras partes de la molécula, lo cual debilita el enlace O—H y facilita la extracción del H^+ . **16.85** (a) BrO^- (b) BrO_-

(c) HPO_4^{2-} **16.87** (a) Verdadero (b) Falso. En una serie de ácidos que tienen el mismo átomo central, la fuerza ácida aumenta con el número de átomos de oxígeno no protonados unidos al átomo central. (c) Falso. El H_2Te es un ácido más fuerte que el H_2S porque el enlace H—Te es más largo, más débil, y se disocia con más facilidad que el enlace H—S. **16.89** Sí. La definición de Arrhenius de una base, un donador de $\text{OH}^-(\text{ac})$, es la más restrictiva; la definición de Brønsted, un receptor de H^+ , es más general; y la definición de Lewis, un donador de pares electrónicos, es la más general. Toda sustancia que se ajuste a la estrecha definición de Arrhenius cabrá en las definiciones de Brønsted y de Lewis, más amplias. **16.91** (a) Ácido: $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$ o Fe^{3+} ; base: H_2O (b) Ácido: H_2O ; base: CN^- (c) Ácido: BF_3 ; base: $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ (d) Ácido: HIO ; base: NH_2 **16.93** (a) Cu^{2+} , mayor carga catiónica (b) Fe^{3+} , mayor carga catiónica (c) Al^{3+} , menor radio catiónico, misma carga **16.95** (a) Correcto. (b) Incorrecto. Un ácido de Brønsted debe tener hidrógeno disociable. Los ácidos de Lewis son receptores de pares electrónicos, pero no necesitan tener hidrógeno disociable. (c) Correcto. (d) Incorrecto. El K^+ es despreciable como ácido de Lewis porque su radio iónico relativamente grande y su pequeña carga positiva lo hacen poco atractante de pares electrónicos. (e) Correcto. **16.98** Suponga que $T = 25^\circ\text{C}$. Si las

concentraciones de solutos ácidos o básicos son menores que $1 \times 10^{-6} M$, considere la autodisociación del agua como una fuente de $\text{H}^+(ac)$ u $\text{OH}^-(ac)$. En el caso de esta disolución, $[\text{H}^+] = 9.9 \times 10^{-8} M$, pH = 7.01. **16.99** (a) Una disolución 0.1 M de un ácido débil (b) el ácido con $K_a = 8 \times 10^{-6}$ (c) la base con $pK_b = 4.5$ **16.101** (a) $[\text{H}^+] = 0.050 M$, pH = 1.30 (b) $[\text{H}^+] = 0.10 M$, pH = 1.00 (c) Suponiendo que el HX^- no se disocia, el pH es de 1.30; por tanto, el HX^- no está totalmente disociado; el H_2X , que está totalmente disociado, es un ácido más fuerte que el HX^- . (d) Puesto que el H_2X es un ácido fuerte, el HX^- no tiene tendencia a actuar como base. El HX^- actúa como un ácido débil; por tanto, una disolución de NaHX sería ácida. **16.104** Con respecto a todos los compuestos, salvo la cafeína, $[\text{BH}^+]/[\text{B}] > 1$, y la forma protonada predomina. La cafeína, una base muy débil, existe como base neutra. **16.107** 6.0×10^{13} iones H^+ **16.109** (a) Con la precisión de los datos reseñados, el pH del agua de lluvia de hace 40 años era de 5.4, igual que el pH actual. Con más cifras significativas, $[\text{H}^+] = 3.63 \times 10^{-6} M$, pH = 5.440. (b) Un cubo de 20.0 L de agua de lluvia actual contiene 0.02 L (con más cifras significativas, 0.200 L) de CO_2 disuelto. **16.112** [cocaina] = $2.93 \times 10^{-3} M$, $[\text{OH}^-] = 3.4 \times 10^{-6} M$, $K_b = 3.9 \times 10^{-9}$

16.114 (a) K(i) 5.6×10^3 , K(ii) = 10 (b) Tanto (i) como (ii) tienen $K > 1$; por tanto, ambas se podrían escribir con flecha sencilla.

Capítulo 17

17.1 (a) El grado de disociación de un electrólito débil disminuye cuando se le agrega un electrólito fuerte que contiene un ion en común con el electrólito débil. (b) NaNO_2 **17.3** (a) El pH aumenta (b) el pH disminuye (c) el pH aumenta (d) no hay cambio (e) el pH disminuye

17.5 $[\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5} M$, pH = 4.73, $[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-] = 6.0 \times 10^{-2} M$

17.7 (a) pH = 3.53 (b) pH = 5.01 **17.9** (a) 4.5% de disociación (b) 0.018% de disociación **17.11** En una mezcla de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, el $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ reacciona con la base adicional y el $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ se combina con el ácido adicional; en consecuencia, la $[\text{H}^+]$ queda prácticamente igual. Aunque el HCl y el Cl^- son un par conjugado ácido-base, el Cl^- no tiene tendencia alguna a combinarse con el ácido adicional para formar HCl no disociado. Todo el ácido adicional simplemente aumenta la $[\text{H}^+]$ en una mezcla de HCl y NaCl. **17.13** (a) pH = 3.82

(b) pH = 3.96 **17.15** (a) pH = 4.60

(b) $\text{Na}^+(ac) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(ac) + \text{H}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac) \longrightarrow \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{Na}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$

(c) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{Na}^+(ac) + \text{OH}^-(ac) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) + \text{Na}^+(ac)$

17.17 0.18 mol de NaBrO **17.19** (a) pH = 4.86 (b) pH = 5.0

(c) pH = 4.71 **17.21** (a) $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = 11$ (b) $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = 5.4$ **17.23** (a) Curva B (b) pH en el punto de equivalencia aproximado de la curva A = 8.0, pH en la proximidad del punto de equivalencia de la curva B = 7.0 (c) Para volúmenes iguales de A y B, la concentración del ácido B es mayor, puesto que requiere un volumen mayor de base para alcanzar el punto de equivalencia. **17.25** (a) HX es más débil. Cuanto mayor es el pH en el punto de equivalencia, tanto más fuerte es la base conjugada (X^-) y más débil el ácido conjugado (HX). (b) La fenolftaleína, que cambia de color en el intervalo de pH de 8 a 10, es perfecta para el HX y probablemente apropiada para el HY . **17.27** (a) 42.4 mL de soln. de NaOH (b) 29.6 mL de soln. de NaOH (c) 29.8 mL de soln. de NaOH **17.29** (a) pH = 1.54 (b) pH = 3.30 (c) pH = 7.00 (d) pH = 10.69 (e) pH = 12.74 **17.31** (a) pH = 2.78 (b) pH = 4.74 (c) pH = 6.58 (d) pH = 8.81 (e) pH = 11.03

(f) pH = 12.42 **17.33** (a) pH = 7.00

(b) $[\text{HONH}_3^+] = 0.100 M$, pH = 3.52

(c) $[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 0.100 M$, pH = 2.82 **17.35** (a) La concentración de sólido no disuelto no aparece en la expresión del producto de solubilidad porque es constante en tanto hay sólido presente. (b) $K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$; $K_{sp} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$; $K_{sp} = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2$; $K_{sp} = [\text{Hg}_2^{2+}][\text{Br}^-]^2$

17.37 (a) $K_{ps} = 7.63 \times 10^{-9}$ (b) $K_{ps} = 2.7 \times 10^{-9}$

(c) 5.3×10^{-4} mol $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{L}$ **17.39** $K_{ps} = 2.3 \times 10^{-9}$

17.41 (a) 7.1×10^{-7} mol AgBr/L (b) 1.7×10^{-11} mol AgBr/L

(c) 5.0×10^{-12} mol AgBr/L **17.43** (a) 1.4×10^{-3} g $\text{Mn}(\text{OH})_2/\text{L}$

(b) 1.7×10^{-2} g/L (c) 3.6×10^{-7} g/L **17.45** Más solubles en ácido: (a) ZnCO_3 (b) ZnS (d) AgCN (e) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ **17.47**

$[\text{Cu}^{2+}] = 2 \times 10^{-12} M$ **17.49** $K = K_{ps} \times K_f = 8 \times 10^4$ **17.51** (a)

$Q < K_{ps}$; no precipita $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (b) $Q < K_{ps}$; no precipita

Ag_2SO_4 **17.53** pH = 13.0 **17.55** Primero precipita AgI , a $[\text{I}^-] = 4.2 \times 10^{-13} M$. **17.57** Los primeros dos experimentos eliminan los iones de los grupos 1 y 2 (Fig. 17.22). La ausencia de precipitados de carbonatos insolubles en el filtrado del tercer experimento obliga a descartar los iones del grupo 4. Los iones que podrían estar en la muestra son los del grupo 3

(Al^{3+} , Fe^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Ni^{2+} , Co^{2+} o Mn^{2+}) y los del grupo 5

(NH_4^+ , Na^+ o K^+). **17.59** (a) Acidifique la disolución con HCl 0.5 M; sature con H_2S . El CdS precipitará; no así el ZnS .

(b) Agregue un exceso de base; precipita $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$, pero el Cr^{3+}

forma el complejo soluble $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$. (c) Agregue $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$; el Mg^{2+} precipita como MgNH_4PO_4 ; el K^+ permanece en disolución. (d) Agregue HCl 6 M; el Ag^+ precipita como $\text{AgCl}(s)$. **17.61** (a) Se requiere base para aumentar la $[\text{PO}_4^{3-}]$ de modo que se exceda el producto de solubilidad de los fosfatos metálicos de interés y precipiten las sales de fosfato. (b) La K_{ps} de los cationes del grupo 3 es mucho más grande; por tanto, para exceder la K_{ps} se requiere una $[\text{S}^{2-}]$ mayor. (c) Todos deberán disolverse de nuevo en disolución fuertemente ácida.

17.63 (a) pH = 3.025 (b) pH = 2.938 (c) pH = 12.862 **17.65**

$pK_a = 4.68$ **17.68** HOBr y NaOBr en proporción molar de 1 a 1. H_2NNH_3^+ y H_2NNH_2 en proporción molar de 1 a 3.1.

17.70 (a) $\mathcal{M} = 82.2 \text{ g/mol}$ (b) $K_a = 3.8 \times 10^{-7}$

17.72 (a) El pH en el punto de equivalencia es de 8.94; tanto la fenolftaleína como el azul de timol son idóneos. Habitualmente se elige la fenolftaleína porque es más fácil ver el punto final de incoloro a rosa. (b) NaOH 0.06206 M **17.75** Se obtiene 1.00 L de disolución amortiguadora que contiene 0.10 mol de H_2PO_4^- y 0.35 mol de HPO_4^{2-} . pH = 7.75 **17.78** $1.1 \times 10^3 \mu\text{L}$ de NaOH 1.0 M **17.81** $[\text{Ca}^{2+}]$ en disolución = $9.8 \times 10^{-10} M$

17.84 $[\text{SO}_4^{2-}] = 9.7 \times 10^{-4} M$, $[\text{Pb}^{2+}] = 6.5 \times 10^{-4} M$, $[\text{Sr}^{2+}] = 3.3 \times 10^{-4} M$ **17.87** $[\text{OH}^-]$ debe ser mayor que o igual a $1.0 \times 10^{-2} M$. **17.88** (a) $\text{H}^+(ac) + \text{CHO}_2^-(ac) \rightleftharpoons \text{HCHO}_2(ac)$

(b) $K = 5.6 \times 10^3$ (c) $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 0.075 M$,

$[\text{H}^+] = [\text{HCHO}_2^-] = 3.7 \times 10^{-3} M$, $[\text{HCHO}_2] = 0.071 M$

17.90 $[\text{NH}_4^+] = 0.10 M$, $[\text{NH}_3] = 0.050 M$, pH = 8.95

17.93 $[\text{Sr}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 5.7 \times 10^{-4} M$, $K_{sp} = 3.2 \times 10^{-7}$

Capítulo 18

18.1 (a) Su perfil de temperatura (b) troposfera: de 0 a 12 km;

estratosfera: de 12 a 50 km; mesosfera: de 50 a 85 km; termosfera: de 85 a 110 km **18.3** La presión parcial de O_3 es de 2.4×10^{-4} torr. **18.5** 1.5×10^{17} moléculas de CO **18.7** 570 nm

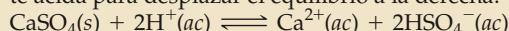
18.9 La fotodisociación del O_2 requiere 1205 kJ/mol. La fotodisociación requiere sólo 495 kJ/mol. A altitudes menores, la radiación solar de longitud de onda corta, de gran energía, ya ha

sido absorbida. Abajo de 90 km, el proceso de fotodisociación predomina debido a la mayor concentración de O₂ y a la disponibilidad de radiación de longitud de onda más larga.

18.11 (a) La velocidad de formación de ozono, que es un proceso exotérmico, es máxima a los 50 km aproximadamente, cerca de la estratopausa. Debido al calor que genera esta reacción de formación, la temperatura es más alta cerca de la estratopausa que en la tropopausa, de menor altitud. (b) El primer paso de la formación de O₃ es la fotodisociación de O₂ en dos átomos de O. Despues, un átomo de O y una molécula de O₂ chocan y forman O₃^{*}, una especie con un exceso de energía. Si una molécula portadora, como N₂ u O₂, choca con el O₃^{*} y le quita el exceso de energía, se forma O₃. **18.13** Un hidrofluorocarbono es un compuesto que contiene hidrógeno, flúor y carbono; tiene hidrógeno en vez de cloro. Los HFC son potencialmente menos nocivos que los CFC porque su fotodisociación no produce átomos de Cl, los cuales catalizan la destrucción del ozono.

18.15 (a) El enlace C—F requiere más energía que el enlace C—Cl para disociarse, y las longitudes de onda de luz UV disponibles no lo rompen con facilidad. (b) El cloro está presente en forma de átomos de cloro y moléculas de óxido de cloro, Cl y ClO, respectivamente. **18.17** (a) El CO se enlaza a la hemoglobina de la sangre y bloquea el transporte de O₂ a las células; las personas intoxicadas con CO se asfixian por falta de O₂. (b) El SO₂ es muy corrosivo para los tejidos y favorece las enfermedades respiratorias, en especial en las personas que tienen otros problemas respiratorios. También es una fuente importante de lluvia ácida, que daña los bosques y la flora y la fauna de las aguas naturales. (c) El O₃ es sumamente reactivo y tóxico debido a su gran capacidad oxidante. Los productos de sus reacciones con otros contaminantes de la atmósfera irritan los ojos y provocan dificultades respiratorias. **18.19** (a) El metano, CH₄, es un producto de la descomposición de materia orgánica por ciertos microorganismos; también escapa de los depósitos subterráneos de gas. (b) Se libera SO₂ en los gases volcánicos, y también es un producto de la acción bacteriana sobre la materia vegetal y animal en descomposición. (c) El óxido nítrico, NO, es producto de la oxidación de materia orgánica en descomposición, y se forma al caer los rayos. (d) El CO es un posible producto de la descomposición de cierta materia vegetal.

18.21 (a) H₂SO₄(ac) + CaCO₃(s) → CaSO₄(s) + H₂O(l) + CO₂(g) (b) El CaSO₄(s) sería mucho menos reactivo ante una disolución ácida, pues se requeriría una disolución fuertemente ácida para desplazar el equilibrio a la derecha.



18.23 (a) ultravioleta (b) 357 kJ/mol (c) La energía media del enlace C—H según la tabla 8.4 es de 413 kJ/mol. La energía del enlace C—H del CH₂O, 357 kJ/mol, es menor que la energía "media" del enlace C—H. **18.25** Las energías que entran y las que salen pertenecen a diferentes regiones del espectro electromagnético. El CO₂ es transparente a la radiación visible que entra, pero absorbe la radiación infrarroja que sale.

18.27 Na⁺ 0.093 M **18.29** 4.8 × 10⁶ g de CaO **18.31** La presión mínima que se necesita para iniciar la ósmosis inversa es de más de 5.1 atm. **18.33** (a) CO₂(g), HCO₃⁻, H₂O(l), SO₄²⁻, NO₃⁻, HPO₄²⁻, H₂PO₄⁻ (b) CH₄(g), H₂S(g), NH₃(g), PH₃(g)

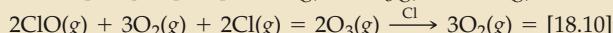
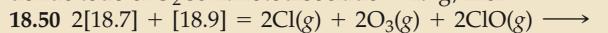
18.35 2.5 g de O₂

18.37 Mg²⁺(ac) + Ca(OH)₂(s) → Mg(OH)₂(s) + Ca²⁺(ac)

18.39 0.35 mol de Ca(OH)₂, 0.15 mol de Na₂CO₃ **18.41** El Al₂(SO₄)₃ reacciona con el OH⁻ para formar Al(OH)₃(s), un precipitado gelatinoso que ocubre partículas finas y bacterias presentes en el agua. El Al(OH)₃(s) se sedimenta lentamente, arrastrando consigo las partículas indeseables de materia.

18.43 La producción de cualquier forma de energía requiere un

combustible y genera productos residuales. Un dispositivo o proceso energéticamente más eficiente consume menos energía; por tanto, necesita menos combustible y genera menos productos residuales. **18.45** Cuando se utiliza carbonato de dimetilo en vez de fosgeno como fuente de carbonilo se condensa metanol, CH₃OH, en vez de HCl. El metanol es mucho menos tóxico que el HCl, y es potencialmente un producto secundario útil, no un producto residual. **18.48** Masa molar media en la superficie = 27 g/mol. Masa molar media a la altitud donde todo el O₂ se ha fotodisociado = 19 g/mol.



18.53 La formación de NO(g) es endotérmica; por tanto, la K_{eq} aumenta con la temperatura. La oxidación de NO(g) a NO₂(g) es exotérmica; por tanto, el valor de la K_{eq} disminuye al aumentar la temperatura. **18.56** (a) La solubilidad del CO₂(g) en el océano disminuiría si la temperatura del océano aumentase.

(b) Si la solubilidad del CO₂(g) en el océano disminuyese debido al calentamiento global, se liberaría más CO₂(g) en la atmósfera, y esto perpetuaría un ciclo de temperatura creciente y desprendimiento concomitante de CO₂(g) del océano. **18.59**

(a) El CO₃²⁻ se hidroliza en disolución acuosa y produce OH⁻. Si el OH⁻(ac) es suficiente para exceder la K_{ps} del Mg(OH)₂, el sólido precipita. (b) Q = 3.5 × 10⁻⁸; Q > K_{ps}; por tanto, precipita Mg(OH)₂ **18.63** (a) P_{NO₂} = 1.6 × 10⁻⁵ torr (b) 2 × 10¹⁹ moléculas de NO₂ **18.66** (a) λ = 258 nm (b) O₃(g) + O(g)

→ 2O₂(g). Puesto que se consume y luego se produce nuevamente, el OH(g) es el catalizador de la reacción global, otra vía para la destrucción del ozono. **18.70** P_{NO} = 0.08 atm; concentración de NO = 8 × 10⁴ ppm **18.73** (a) 1.1 × 10⁻⁵ M (b) resolviendo la fórmula cuadrática: [H⁺] = 2.0 × 10⁻⁶ M, pH = 5.71

Capítulo 19

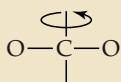
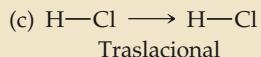
19.1 Espontáneos: b, c, d; no espontáneos: a, e **19.3** (a) El NH₄NO₃(s) se disuelve en agua, como en una compresa fría química. El naftaleno (bolas de naftalina) sublima a temperatura ambiente. (b) La fusión de un sólido es espontánea arriba de su punto de fusión, pero no lo es abajo de esa temperatura.

19.5 (a) endotérmico (b) a 100°C o más (c) abajo de 100°C (d) a 100°C **19.7** (a) En un proceso reversible, los cambios directo e inverso siguen el mismo camino. En un conjunto específico de condiciones, hay una sola vía reversible. Se puede realizar trabajo sólo a expensas de un proceso reversible. (b)

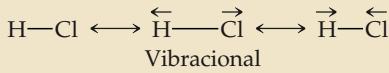
El entorno no sufre un cambio neto. (c) La vaporización de agua a vapor de agua es reversible si se lleva a cabo a la temperatura de ebullición del agua que corresponde a una presión externa (atmosférica) específica. **19.9** No. ΔE es una función de estado. ΔE = q + w; q y w no son funciones de estado. Su valor depende del camino, pero no su suma, ΔE. **19.11** Sabemos que la fusión es un proceso que incrementa la energía del sistema no obstante que la temperatura no cambia. El ΔE del proceso no es cero. **19.13** (a) Sí (b) w = -P_{ext}ΔV. Puesto que el gas se expande en un vacío, P_{ext} = 0 y w = 0. (c) La fuerza motriz de esta expansión es el aumento del desorden del sistema.

19.15 (a) 16 arreglos en total (b) un solo arreglo (c) El gas adoptará espontáneamente el estado de máximo desorden, que es el estado con el mayor número de arreglos posibles de las moléculas. **19.17** (a) ΔS es positivo. (b) No. ΔS no es una función de estado; por tanto, es independiente del camino. **19.19** (a) ΔS es positivo. (b) ΔS es positivo en el ejercicio **19.2** (a) y (c). **19.21** S aumenta en (a), (b) y (c); S disminuye

en (d). **19.23** (a) ΔS aumenta (b) 213 J/K **19.25** (a) En un proceso espontáneo, la entropía del universo aumenta; en un proceso reversible, la entropía del universo no cambia. (b) En un proceso reversible, si la entropía del sistema aumenta, la entropía del entorno debe disminuir en la misma cantidad. (c) En un proceso espontáneo, la entropía del universo debe aumentar; por tanto, la entropía del entorno debe disminuir en menos de 42 J/K. **19.27** (a) La entropía de una sustancia cristalina pura en el cero absoluto es cero. (b) En el movimiento de *traslación* la molécula entera se desplaza en una sola dirección; en el movimiento de *rotación*, la molécula gira sobre un eje fijo. En el movimiento de *vibración*, los enlaces de una molécula se alargan y se doblan, pero la posición promedio de los átomos no cambia.



Rotacional

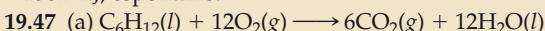


19.29 (a) $\text{Ar}(g)$ (b) $\text{He}(g)$ a 1.5 atm (c) 1 mol de $\text{Ne}(g)$ en 15.0 L (d) $\text{CO}_2(g)$ **19.31** (a) $\Delta S < 0$ (b) $\Delta S > 0$ (c) $\Delta S < 0$ (d) $\Delta S > 0$ **19.33** (a) $\text{Sc}(s)$: 34.6 J/mol-K; $\text{Sc}(g)$: 174.7 J/mol-K. En general, la fase gaseosa de una sustancia tiene una S° mayor que la fase sólida debido a que el volumen es más grande y a la libertad de movimiento de las moléculas. (b) $\text{NH}_3(g)$:

192.5 J/mol-K; $\text{NH}_3(ac)$: 111.3 J/mol-K. Las moléculas en fase gaseosa tienen más libertad de movimiento que las moléculas en disolución. (c) 1 mol de $\text{P}_4(g)$: 280 J/K; 2 mol de $\text{P}_2(g)$: 2(218.1) = 436.2 J/K. Más partículas tienen un número mayor de arreglos. (d) C (diamante): 2.43 J/mol-K; C (grafito): 5.69 J/mol-K. La entropía interna del grafito es mayor porque hay libertad de traslación entre las láminas planas de átomos de C; en cambio, hay poca libertad dentro de la red cristalina covalente del diamante. **19.35** El valor de S° de cada uno de los hidrocarburos es $\text{CH}_4(g)$: 186.3 J/mol-K; $\text{C}_2\text{H}_6(g)$: 229.5 J/mol-K; $\text{C}_3\text{H}_8(g)$: 269.9 J/mol-K; $\text{C}_4\text{H}_{10}(g)$: 310.0 J/mol-K. A medida que el número de átomos de C aumenta, la mayor complejidad estructural da origen a más grados de libertad de movimiento, y la S° del hidrocarburo aumenta. **19.37** (a) $\Delta S^\circ = -120.5 \text{ J/K}$. ΔS° es negativo porque hay menos moles de gas en los productos. (b) $\Delta S^\circ = +176.6 \text{ J/K}$. ΔS° es positivo porque hay más moles de gas en los productos. (c) $\Delta S^\circ = +152.39 \text{ J/K}$. ΔS° es positivo porque en los productos hay más partículas en total y más moles de gas. (d) $\Delta S^\circ = +92.3 \text{ J/K}$. ΔS° es positivo porque hay más moles de gas en los productos. **19.39** (a) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ (b) Si ΔG es positivo, el proceso no es espontáneo, pero el proceso inverso sí lo es. (c) No hay relación entre ΔG y la velocidad de reacción. **19.41** (a) Exotérmica (b) ΔS° es negativo; la reacción origina una disminución del desorden. (c) $\Delta G^\circ = -9.9 \text{ kJ}$ (d) Si todos los reactivos y productos están presentes en su estado estándar, la reacción es espontánea a esta temperatura. **19.43** (a) $\Delta H^\circ = -537.22 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ = 13.7 \text{ J/K}$, $\Delta G^\circ = -541.40 \text{ kJ}$, $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -541.31 \text{ kJ}$

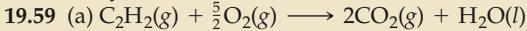
(b) $\Delta H^\circ = -106.7 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ = -142.2 \text{ J/K}$, $\Delta G^\circ = -64.0 \text{ kJ}$, $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -64.3 \text{ kJ}$ (c) $\Delta H^\circ = -508.3 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ = -178 \text{ J/K}$, $\Delta G^\circ = -465.8 \text{ kJ}$, $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -455.1 \text{ kJ}$. La discrepancia de los valores de ΔG° se debe a las incertidumbres experimentales de los datos termodinámicos tabulados. (d) $\Delta H^\circ = -165.9 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ = 1.4 \text{ J/K}$, $\Delta G^\circ = 166.2 \text{ kJ}$, $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -166.3 \text{ kJ}$

19.45 (a) $\Delta G^\circ = -140.0 \text{ kJ}$, espontánea (b) $\Delta G^\circ = +104.70 \text{ kJ}$, no espontánea (c) $\Delta G^\circ = +146 \text{ kJ}$, no espontánea (d) $\Delta G^\circ = -156.7 \text{ kJ}$, espontánea



(b) Puesto que ΔS° es negativo, ΔG° es menos negativo que ΔH° . **19.49** (a) La reacción directa es espontánea a bajas temperaturas, pero se hace no espontánea a temperaturas más altas. (b) La reacción no es espontánea en el sentido directo a cualquier temperatura. (c) La reacción directa no es espontánea a temperaturas bajas, pero se hace espontánea a temperaturas más altas. (d) La reacción se hace espontánea en el sentido directo a temperaturas muy altas. **19.51** $\Delta S > +76.7 \text{ J/K}$

19.53 (a) $T = 330 \text{ K}$ (b) espontánea **19.55** (a) $\Delta H^\circ = 155.7 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ = 171.4 \text{ J/K}$. Puesto que ΔS° es positivo, ΔG° se hace más negativo al aumentar la temperatura. (b) $\Delta G^\circ = 19 \text{ kJ}$. La reacción no es espontánea en condiciones estándar a 800 K. (c) $\Delta G^\circ = -15.7 \text{ kJ}$. La reacción es espontánea en condiciones estándar a 1000 K. **19.57** (a) $T_b = 79^\circ\text{C}$ (b) Según el *Handbook of Chemistry and Physics*, 74a. edición, $T_b = 80.1^\circ\text{C}$. Los valores son notablemente parecidos; la pequeña diferencia se debe a la desviación con respecto al comportamiento ideal del $\text{C}_6\text{H}_6(g)$ y a la incertidumbre experimental de la medición del punto de ebullición y de los datos termodinámicos.



(b) -1299.5 kJ de calor producido/mol de C_2H_2 quemado

(c) $w_{\max} = -1235.1 \text{ kJ/mol de } \text{C}_2\text{H}_2$ **19.61** (a) ΔG se hace más negativo. (b) ΔG se hace más positivo. (c) ΔG se hace más positivo. **19.63** (a) $\Delta G^\circ = -5.40 \text{ kJ}$ (b) $\Delta G = 0.30 \text{ kJ}$

19.65 (a) $\Delta G^\circ = -16.77 \text{ kJ}$, $K_p = 870$ (b) $\Delta G^\circ = 8.0 \text{ kJ}$, $K_p = 0.04$ (c) $\Delta G^\circ = -497.9 \text{ kJ}$, $K_p = 2 \times 10^{87}$

19.67 $\Delta H^\circ = 269.3 \text{ kJ}$, $\Delta S^\circ = 0.1719 \text{ kJ/K}$

(a) $P_{\text{CO}_2} = 6.0 \times 10^{-39} \text{ atm}$ (b) $P_{\text{CO}_2} = 1.6 \times 10^{-4} \text{ atm}$

19.69 (a) $\text{HNO}_2(ac) \rightleftharpoons \text{H}^+(ac) + \text{NO}_2^-(ac)$ (b) $\Delta G^\circ = 19.1 \text{ kJ}$

(c) $G = 0$ en el equilibrio (d) $\Delta G = -2.72 \text{ kJ}$ **19.73** (a) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$ (b) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$ (c) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$ (d) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$ (e) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$ **19.77** El propileno tiene una S° más grande a 25°C . El propileno presenta rotación libre en torno al enlace sencillo C—C; esta mayor libertad de movimiento se refleja en una entropía absoluta más grande.

19.81 (a) $\Delta G^\circ = -33.32 \text{ kJ}$, $\Delta G = -47.98 \text{ kJ}$ (b) $\Delta G^\circ = -1336.8 \text{ kJ}$, $\Delta G = -1324.2 \text{ kJ}$ (c) $\Delta G^\circ = -159.4 \text{ kJ}$, $\Delta G = -152.1 \text{ kJ}$

19.83 (a) $K_{eq} = 4 \times 10^{15}$ (b) Un aumento de temperatura reduce la fracción molar de CH_3COOH en el equilibrio. Es preciso emplear temperaturas altas para aumentar la velocidad de la reacción. (c) $K_{eq} = 1$ a 836 K o 563°C . **19.86** $\Delta G^\circ = -2878.8 \text{ kJ}$, $94.4 \text{ mol de ATP/mol de glucosa}$ **19.89** (a) $q_{rev} = nRT \ln(V_2/V_1)$ (b) $\Delta S = 8.4 \text{ J/K}$ (c) Cuando un gas se expande, las partículas disponen de más arreglos posibles y la entropía aumenta. El signo positivo de ΔS en el inciso (b) concuerda con esta predicción. (d) $\Delta S = -1.5 \times 10^2 \text{ J/K}$ **19.93** (a) La polimerización del etileno reduce el número de partículas del sistema; por tanto, es de esperar que ΔS_{pol} sea negativo. (b) Si la reacción es espontánea y la entropía del sistema disminuye, la entalpía de polimerización debe ser exotérmica.

(c) $\Delta H_{\text{pol}} = 1.36 \times 10^{-19} \text{ J/monómero de C}_2\text{H}_4$ (d) En términos de estructura, un polímero de condensación impone más orden en el o los monómeros que un polímero de adición. Sin embargo, la polimerización por condensación no da lugar a una reducción del número de partículas del sistema; por tanto, ΔS_{pol} es menos negativo que en una polimerización por adición.

19.96 (a) $\ddot{\text{S}}=\text{C}=\ddot{\text{S}}$ El orden del enlace C—S es de aproximadamente 2. (b) 2 dominios e^- en torno al C, geometría lineal de dominios e^- , estructura molecular lineal (c) $\text{CS}_2(l) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{SO}_2(g)$ (d) $\Delta H^\circ = -1077 \text{ kJ}$; $\Delta G^\circ = -1060.5 \text{ kJ}$. La reacción es exotérmica ($-\Delta H^\circ$) y espontánea ($-\Delta G^\circ$) a 298 K. (e) $\Delta S_{\text{vap}} = 86.6 \text{ kJ/K}$. El ΔS_{vap} siempre es positivo porque la fase gaseosa ocupa un volumen más grande y tiene más libertad de movimiento y más entropía absoluta que el líquido. (f) $T_b = 320 \text{ K} = 47^\circ\text{C}$. El CS_2 es líquido a 298 K y 1 atm. **19.99** (a) $K_{eq} = 8 \times 10^{15}$ (b) El proceso es factible en principio. Sin embargo, el uso de $\text{H}_2\text{S}(g)$ representa un grave riesgo de seguridad.

(c) $P_{\text{SO}_2} = 5 \times 10^{-7} \text{ atm}$ (d) El proceso será menos eficaz a temperaturas elevadas.

Capítulo 20

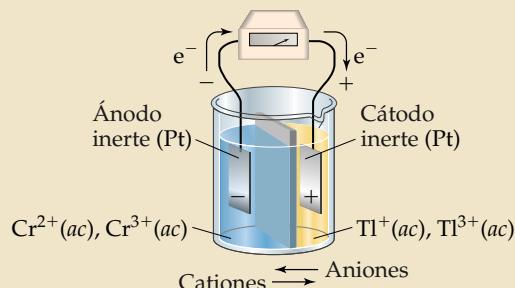
20.1 (a) La oxidación es la pérdida de electrones. (b) Los electrones aparecen del lado de los productos (lado derecho). (c) El oxidante es el reactivo que se reduce. **20.3** (a) I: +5 a 0; C: +2 a +4 (b) Hg: +2 a 0; N: -2 a 0 (c) N: +5 a +2; S: -2 a 0 (d) Cl: +4 a +3; O: -1 a 0 **20.5** (a) $\text{TiCl}_4(g) + 2\text{Mg}(l) \rightarrow \text{Ti}(s) + 2\text{MgCl}_2(l)$ (b) Mg(*l*) es el reductor; TiCl₄(*g*) es el oxidante. **20.7** (a) $\text{Sn}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(ac) + 2e^-$, oxidación (b) $\text{TiO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$, reducción (c) $\text{ClO}_3^-(ac) + 6\text{H}^+(ac) + 6e^- \rightarrow \text{Cl}^-(ac) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$, reducción (d) $4\text{OH}^-(ac) \rightarrow \text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + 4e^-$, oxidación (e) $\text{SO}_3^{2-}(ac) + 2\text{OH}^-(ac) \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) + 2e^-$, oxidación **20.9** (a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + \text{I}^-(ac) + 8\text{H}^+(ac) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(ac) + \text{IO}_3^-(ac) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$; agente oxidante: Cr₂O₇²⁻; agente reductor: I⁻ (b) $4\text{MnO}_4^-(ac) + 5\text{CH}_3\text{OH}(ac) + 12\text{H}^+(ac) \rightarrow 4\text{Mn}^{2+}(ac) + 5\text{HCO}_2\text{H}(ac) + 11\text{H}_2\text{O}(l)$; agente oxidante: MnO₄⁻; agente reductor: CH₃OH (c) $\text{I}_2(s) + 5\text{OCl}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{IO}_3^-(ac) + 5\text{Cl}^-(ac) + 2\text{H}^+(ac)$; agente oxidante: OCl⁻; agente reductor: I₂ (d) $\text{As}_2\text{O}_3(s) + 2\text{NO}_3^-(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{H}_3\text{As}_2\text{O}_4(ac) + \text{N}_2\text{O}_3(ac)$; agente oxidante: NO₃⁻; agente reductor: As₂O₃ (e) $2\text{MnO}_4^-(ac) + \text{Br}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{MnO}_2(s) + \text{BrO}_3^-(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$; agente oxidante: MnO₄⁻; agente reductor: Br⁻ (f) $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-}(ac) + \text{ClO}^-(ac) \rightarrow \text{PbO}_2(s) + \text{Cl}^-(ac) + 2\text{OH}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$; agente oxidante: ClO⁻; agente reductor: Pb(OH)₄²⁻ **20.11** (a) La reacción $\text{Cu}^{2+}(ac) + \text{Zn}(s) \rightarrow \text{Cu}(s) + \text{Zn}^{2+}(ac)$ se lleva a cabo en las dos figuras. En la figura 20.3 los reactivos están en contacto, en tanto que en la figura 20.4 la media reacción de oxidación y la media reacción de reducción se llevan a cabo en compartimientos separados. En la figura 20.3 no se puede aislar ni utilizar el flujo de electrones; en la figura 20.4 se aísla la corriente eléctrica, y ésta fluye a través del potenciómetro. (b) Los cationes Na⁺ son atraídos hacia el compartimiento catódico para mantener el balance de cargas a medida que se eliminan los iones Cu²⁺. **20.13** (a) $\text{Ag}^+(ac) + 1e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$; Fe(*s*) $\rightarrow \text{Fe}^{2+}(ac) + 2e^-$ (b) El Fe(*s*) es el ánodo, la Ag(*s*) es el catódico. (c) El Fe(*s*) es negativo; la Ag(*s*) es positiva. (d) Los electrones fluyen del electrodo de Fe (-) hacia el electrodo de Ag (+). (e) Los cationes emigran hacia el catódico de Ag(*s*); los aniones emigran hacia el ánodo de Fe(*s*).

20.15 (a) La fuerza electromotriz, fem, es la diferencia de energía potencial entre un electrón del ánodo y un electrón del catódico de una celda volálica. (b) Un volt es la diferencia de energía potencial que se requiere para impartir 1 J de energía a una carga de 1 coulomb. (c) El potencial de celda, E_{cel} , es la fem de una celda electroquímica. **20.17** (a) $2\text{H}^+(ac) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$

(b) Un electrodo estándar de hidrógeno, EEH, tiene componentes en condiciones estándar: H⁺(*ac*) 1 M y H₂(*g*) a 1 atm. (c) La laminilla de platino de un EEH sirve como portador inerte de electrones y superficie sólida de reacción. **20.19** (a) Un potencial estándar de reducción es el potencial relativo de una media reacción de reducción medido en condiciones estándar. (b) $E^\circ_{\text{red}} = 0$ (c) La reducción de Ag⁺(*ac*) a Ag(*s*) es mucho más favorable desde el punto de vista energético.

20.21 (a) $\text{Cr}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(ac) + e^-$; $\text{Ti}^{3+}(ac) + 2e^- \rightarrow \text{Ti}^-(ac)$ (b) $E^\circ_{\text{red}} = 0.78 \text{ V}$

(c)



20.23 (a) $E^\circ = 0.823 \text{ V}$ (b) $E^\circ = 1.89 \text{ V}$ (c) $E^\circ = 1.211 \text{ V}$

(d) $E^\circ = -1.21 \text{ V}$

20.25 (a) $3\text{Ag}^+(ac) + \text{Cr}(s) \rightarrow 3\text{Ag}(s) + \text{Cr}^{3+}(ac)$, $E^\circ = 1.54 \text{ V}$

(b) Dos de las combinaciones tienen valores de E° prácticamente iguales: $2\text{Ag}^+(ac) + \text{Cu}(s) \rightarrow 2\text{Ag}(s) + \text{Cu}^{2+}(ac)$, $E^\circ = 0.462 \text{ V}$; $3\text{Ni}^{2+}(ac) + 2\text{Cr}(s) \rightarrow 3\text{Ni}(s) + 2\text{Cr}^{3+}(ac)$, $E^\circ = 0.46 \text{ V}$

20.27 (a) $\text{MnO}_4^-(ac) + 8\text{H}^+(ac) + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$, $E^\circ_{\text{red}} = 1.51 \text{ V}$ (b) La media reacción del inciso (a)

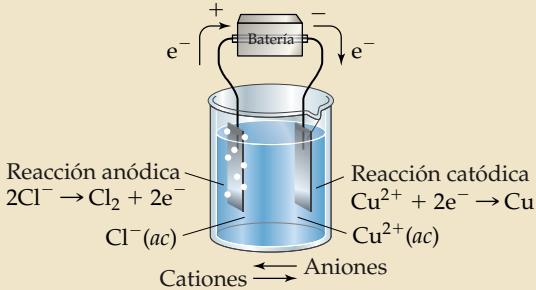
(c) $\text{Sn}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(ac) + 2e^-$ (d) $5\text{Sn}^{2+}(ac) + 2\text{MnO}_4^-(ac) + 16\text{H}^+(ac) \rightarrow 5\text{Sn}^{4+}(ac) + 2\text{Mn}^{2+}(ac) + 8\text{H}_2\text{O}(l)$ (e) $E^\circ = 1.36 \text{ V}$ **20.29** (a) Ánodo, Sn(*s*); catódico, Cu(*s*). (b) El electrodo de cobre gana masa conforme se deposita Cu, y el electrodo de estaño pierde masa a medida que el Sn se oxida. (c) $\text{Cu}^{2+}(ac) + \text{Sn}(s) \rightarrow \text{Cu}(s) + \text{Sn}^{2+}(ac)$. (d) $E^\circ = 0.473 \text{ V}$. **20.31** (a) Negativo (b) derecho **20.33** (a) Cl₂(*g*) (b) Ni²⁺(*ac*) (c) BrO₃⁻(*ac*) (d) O₃(*g*) **20.35** (a) Cl₂(*ac*): oxidante fuerte (b) MnO₄⁻(*ac*), ácido: oxidante fuerte (c) Ba(*s*): reductor fuerte (d) Zn(*s*): reductor **20.37** (a) $\text{Cu}^{2+}(ac) < \text{O}_2(g) < \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) < \text{Cl}_2(g) < \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$ (b) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) < \text{I}^-(ac) < \text{Sn}^{2+}(ac) < \text{Zn}(s) < \text{Al}(s)$ **20.39** Al y H₂C₂O₄ **20.41** (a) Cuanto más positiva es la fem de una reacción, tanto más espontánea es la reacción. (b) Las reacciones (a), (b) y (c) del ejercicio 20.23 son espontáneas. (c) 20.23(a) $\Delta G^\circ = -103 \text{ kJ}$; 20.23(b) $\Delta G^\circ = -365 \text{ kJ}$; 20.23(c) $\Delta G^\circ = -96.5 \text{ kJ}$; 20.23(d) $\Delta G^\circ = 730 \text{ kJ}$

20.43 (a) $2\text{Fe}^{2+}(ac) + \text{S}_2\text{O}_6^{2-}(ac) + 4\text{H}^+(ac) \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}(ac) + 2\text{H}_2\text{SO}_3(\text{ac})$; $2\text{Fe}^{2+}(ac) + \text{N}_2\text{O}(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{VO}_2^+(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{VO}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (b) $E^\circ = -0.17 \text{ V}$, $\Delta G^\circ = 33 \text{ kJ}$; $E^\circ = -2.54 \text{ V}$, $\Delta G^\circ = 4.90 \times 10^2 \text{ kJ}$; $E^\circ = 0.23 \text{ V}$, $\Delta G^\circ = -22 \text{ kJ}$ **20.45** (a) La ecuación de Nernst es aplicable cuando los componentes de una celda electroquímica están en condiciones no estándar. (b) $Q = 1$ (c) Q disminuye y E

aumenta **20.47** (a) E disminuye (b) E disminuye (c) E disminuye (d) ningún efecto **20.49** (a) $E^\circ = 0.48 \text{ V}$
 (b) $E = 0.53$ (c) $E = 0.46 \text{ V}$ **20.51** (a) $E^\circ = 0.46 \text{ V}$ (b) $E = 0.42 \text{ V}$ **20.53** (a) El compartimiento con $[\text{Zn}^{2+}] = 1.00 \times 10^{-2} \text{ M}$ es el ánodo. (b) $E^\circ = 0$ (c) $E = 0.0799 \text{ V}$ (d) En el compartimiento anódico $[\text{Zn}^{2+}]$ aumenta; en el compartimiento catódico $[\text{Zn}^{2+}]$ disminuye **20.55** $E^\circ = 0.763 \text{ V}$, $\text{pH} = 1.6$ **20.57** (a) $E^\circ = 0.16 \text{ V}$, $K_{eq} = 2.54 \times 10^5 = 3 \times 10^5$ (b) $E^\circ = 0.277 \text{ V}$, $K_{eq} = 2.3 \times 10^9$ (c) $E^\circ = 0.44 \text{ V}$, $K_{eq} = 10^{74}$ **20.59** (a) $K_{eq} = 9.8 \times 10^2$ (b) $K_{eq} = 9.5 \times 10^5$ (c) $K_{eq} = 9.3 \times 10^8$ **20.61** (a) Una batería es una fuente de energía electroquímica autosuficiente y portátil compuesta de una o más celdas volálicas. (b) Una batería *primaria* no es recargable; en cambio, una batería *secundaria* se puede recargar. (c) No. Ninguna celda volálica individual es capaz de producir 7.5 V. Tres celdas volálicas de 2.5 V conectadas en serie producirían el voltaje deseado.

20.63 441 g de PbO_2 **20.65** (a) El ánodo (b) $E^\circ = 3.50 \text{ V}$ (c) La fem de la batería, 3.5 V, es exactamente el potencial de celda calculado en el inciso (b). **20.67** (a) La fem de celda tendrá un valor más pequeño. (b) Las baterías de NiMH utilizan una aleación como ZnNi_2 como material anódico. Esto elimina los problemas asociados con el uso y eliminación de Cd, un metal pesado tóxico.

20.69 (a) ánodo: $\text{Fe}(s) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac) + 2\text{e}^-$; cátodo: $\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(ac) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$ (b) $2\text{Fe}^{2+}(ac) + 3\text{H}_2\text{O}(l) + 3\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}(s) + 6\text{H}^+(ac) + 2\text{e}^-$; $\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(ac) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$ **20.71** (a) El Zn^{2+} tiene un potencial de reducción más negativo que el Fe^{2+} . Si se expone Zn y Fe a O_2 , el Zn se oxidará pero no el Fe; el Zn actúa como ánodo de sacrificio. (b) El Zn protege al Fe convirtiendo a éste en el cátodo del proceso electroquímico; esto se conoce como *protección catódica*. **20.73** (a) La *electrólisis* es un proceso electroquímico impulsado por una fuente externa de energía. (b) Por definición, las reacciones de electrólisis no son espontáneas. (c) $2\text{Cl}^-(l) \longrightarrow \text{Cl}_2(g) + 2\text{e}^-$ **20.75** (a) Los productos son diferentes porque en una electrólisis acuosa el agua se reduce preferentemente con respecto al Mg^{2+} . (b) $\text{MgCl}_2(l) \longrightarrow \text{Mg}(l) + \text{Cl}_2(g)$; $2\text{Cl}^-(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Cl}_2(g) + \text{H}_2(g) + \text{OH}^-(ac)$ (c) el Mg^{2+} se reduce, $E^\circ = -3.73 \text{ V}$; el H_2O se reduce, $E^\circ = -2.19 \text{ V}$ **20.77** El Cl^- se oxida preferentemente con respecto al agua porque la formación de Cl_2 es cinéticamente favorable.



20.79 (a) 120 g de $\text{Cr}(s)$ (b) 2.51 A **20.81** (a) 10.5 L de $\text{Cl}_2(g)$ (b) 0.940 mol de NaOH **20.83** $w_{\text{máx}} = -110 \text{ kJ}$ **20.85** (a) $4.0 \times 10^5 \text{ g de Li}$ (b) 0.24 kWh/mol de Li **20.87** (a) $3\text{MnO}_4^{2-}(ac) + 4\text{H}^+(ac) \longrightarrow 2\text{MnO}_4^-(ac) + \text{MnO}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$

(b) $3\text{H}_2\text{SO}_3(ac) \longrightarrow \text{S}(s) + 2\text{HSO}_4^-(ac) + 2\text{H}^+(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 (c) $\text{Cl}_2(ac) + 2\text{OH}^-(ac) \longrightarrow \text{Cl}^-(ac) + \text{ClO}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$

20.90 (a) $2\text{Rh}^{3+}(ac) + 3\text{Cd}(s) \longrightarrow 2\text{Rh}(s) + 3\text{Cd}^{2+}(ac)$ (b) El Cd(s) es el ánodo y el Rh(s) es el cátodo. (c) $E^\circ_{\text{req}} = 0.80 \text{ V}$ (d) $\Delta G^\circ = -695 \text{ kJ}$ **20.93** (a) $E^\circ = 1.08 \text{ V}$ (b) $[\text{Ni}^{2+}]$ aumenta al funcionar la celda. (c) $[\text{Ag}^+] = 0.474 = 0.5 \text{ M}$

20.95 $E^\circ = 0.368 \text{ V}$, $K_{eq} = 1.6 \times 10^6$ **20.97** (a) En la descarga, $\text{Cd}(s) + 2\text{NiO(OH)}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2(s) + 2\text{Ni}(\text{OH})_2(s)$. En la carga, se lleva a cabo la reacción inversa.

(b) $E^\circ = 1.25 \text{ V}$ (c) 1.25 V es el potencial de celda estándar, E° . Las concentraciones de reactivos y productos dentro de la batería se ajustan de modo que la salida de la celda sea mayor que E° . **20.100** El agua (humedad) proporciona un medio de transporte de iones que completa la celda volálica y facilita la corrosión. Ésta ocurre con más facilidad en disolución ácida porque el O_2 tiene un potencial de reducción más positivo en presencia de $\text{H}^+(ac)$. El SO_2 y sus productos de oxidación se disuelven en agua y forman disoluciones ácidas, lo cual favorece la corrosión. Las reacciones anódica y catódica de la corrosión de Ni son $\text{Ni}(s) \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(ac) + 2\text{e}^-$, $E^\circ_{\text{red}} = -0.28 \text{ V}$; $\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(ac) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$

20.103 El indio está en el estado de oxidación +2 en el halogenuro fundido.

20.107 El signo de E es negativo; por tanto, la reacción no es espontánea en este amortiguador. **20.110** (a) $E^\circ = 0.028 \text{ V}$ (b) ánodo: $\text{Fe}^{2+}(ac) \longrightarrow \text{Fe}^{3+}(ac) + 1\text{e}^-$; cátodo: $\text{Ag}^+(ac) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$ (c) $\Delta S^\circ = 148.5 \text{ J}$. Puesto que ΔS° es positivo, ΔG° se hace más negativo y E° más positivo conforme se incrementa la temperatura. **20.113** $K_{ps} = 1 \times 10^{-12}$

20.116 $[\text{Sn}^{2+}] = 0.530 \text{ M}$, $[\text{H}^+] = 0.140 \text{ M}$, $[\text{SO}_4^{2-}]$ no cambia.

Capítulo 21

21.1 (a) 25 protones, 30 neutrones (b) 80 protones, 121 neutrones (c) 19 protones, 20 neutrones **21.3** (a) ${}^1\text{p}$ (b) ${}^0\text{e}$

(c) ${}^0\beta$ **21.5** (a) ${}^{214}\text{Bi} \longrightarrow {}^{214}\text{Po} + {}^0\beta$

(b) ${}^{195}\text{Au} + {}^0\text{e}$ (electrón de orbital) $\longrightarrow {}^{195}\text{Pt}$

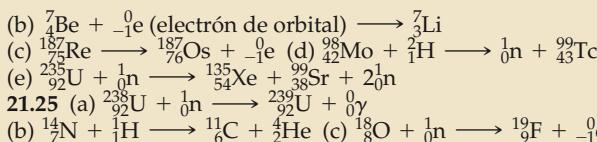
(c) ${}^{38}\text{K} \longrightarrow {}^{38}\text{Ar} + {}^0\text{e}$ (d) ${}^{242}\text{Pu} \longrightarrow {}^{238}\text{U} + {}^4\text{He}$

21.7 (a) ${}^{211}\text{Pb} \longrightarrow {}^{211}\text{Bi} + {}^0\beta$ (b) ${}^{50}\text{Mn} \longrightarrow {}^{50}\text{Cr} + {}^0\text{e}$

(c) ${}^{179}\text{W} + {}^0\beta \longrightarrow {}^{179}\text{Ta}$ (d) ${}^{90}\text{Th} \longrightarrow {}^{226}\text{Ra} + {}^4\text{He}$

21.9 7 emisiones alfa, 4 emisiones beta **21.11** (a) Emisión de positrones (si el número atómico es pequeño, la emisión de positrones es más común que la captura de electrones) (b) emisión beta (c) emisión beta (d) emisión beta **21.13** (a) No (razón de protones/neutrones pequeña, podría ser un emisor de positrones o sufrir captura de electrones de orbitales) (b) no (número atómico grande, emisor alfa) (c) no (razón de protones/neutrones grande, emisor beta) (d) no (razón de protones/neutrones pequeña, podría ser un emisor de positrones o sufrir captura de electrones de orbitales) **21.15** (a) Estable: ${}^{39}\text{K}$, 20 neutrones es un número mágico (b) estable: ${}^{83}\text{Bi}$, 126 neutrones es un número mágico (c) estable: ${}^{25}\text{Mg}$; el ${}^{24}_{10}\text{Ne}$ tiene una razón de neutrones a protones mucho más grande

21.17 (a) ${}^4\text{He}$ (b) ${}^{40}\text{Ca}$ (e) ${}^{208}\text{Pb}$ **21.19** Radioactivos: ${}^{14}\text{O}$, ${}^{115}_{52}\text{Te}$, razón de neutrones a protones pequeña; ${}^{84}\text{Po}$, número atómico ≥ 84 **21.21** Los protones y las partículas alfa tienen carga positiva y deben moverse con gran rapidez para vencer las fuerzas electrostáticas que los repelerían del núcleo objetivo. Los neutrones son eléctricamente neutros y no son repelidos por el núcleo. **21.23** (a) ${}^{32}\text{S} + {}^0\text{n} \longrightarrow {}^1\text{p} + {}^{32}\text{P}$



21.27 Los cambios de energía que se dan en las reacciones nucleares son demasiado pequeños como para permitirnos alterar las propiedades nucleares mediante procedimientos químicos. Los núcleos que se forman en una reacción nuclear seguirán emitiendo radiactividad independientemente de cualquier cambio químico al que se les someta. **21.29** Quedan 24.0 g de tritio al cabo de 12.3 años; 3.0 mg después de 49.2 años.

21.31 $k = 0.0307 \text{ yr}^{-1}$, $t_{1/2} = 22.6 \text{ yr}$ **21.33** $k = 0.0249 \text{ d}^{-1}$, $t = 53.9 \text{ d}$ **21.35** (a) Se desintegran $4.1 \times 10^{-12} \text{ g}$ de ${}^{226}\text{Ra}$ en 1.0 min, se emiten 1.1×10^{10} partículas alfa. (b) 4.9 mCi

21.37 $k = 1.21 \times 10^{-4} \text{ año}^{-1}$; $t = 2.20 \times 10^3 \text{ años}$ **21.39** $k = 1.5 \times 10^{-10} \text{ año}^{-1}$; la roca original contenía 66.2 mg de ${}^{238}\text{U}$ y tiene una antigüedad de 1.8×10^9 años. **21.41** $\Delta m = 4.378 \times 10^{-9} \text{ g}$ **21.43** $\Delta m = 0.200287 \text{ uma}$; se requiere $\Delta E = 2.98912 \times 10^{-11} \text{ J/núcleo de } {}^{23}\text{Na}$, $1.80009 \times 10^{13} \text{ J/mol de } {}^{23}\text{Na}$

21.45 (a) defecto de masa = 0.098940 uma, energía de enlace por nucleón = $1.2305 \times 10^{-12} \text{ J}$
 (b) defecto de masa = 0.340423 uma, energía de enlace por nucleón = $1.37312 \times 10^{-12} \text{ J}$

(c) defecto de masa = 1.234249 uma, energía de enlace por nucleón = $1.344536 \times 10^{-12} \text{ J}$

21.47 (a) $1.71 \times 10^5 \text{ kg/d}$ (b) $2.1 \times 10^8 \text{ g } {}^{235}\text{U}$ **21.49** (a) ${}^{59}\text{Co}$; tiene la energía de enlace por nucleón más grande, y la energía de enlace da origen al defecto de masa. **21.51** El ${}^{59}\text{Fe}$ se incorpora en el componente de la dieta y se alimenta a los conejos. Se extraen muestras de sangre de los animales, se separan los glóbulos rojos y se mide la radiactividad de la muestra. Si el hierro de los compuestos de la dieta se ha incorporado en la hemoglobina de la sangre, la muestra de células sanguíneas deberá presentar emisión beta. Se pueden tomar muestras a diversos intervalos para determinar la incorporación de hierro, la rapidez de pérdida de hierro de la sangre, etcétera. **21.53** (a) Las barras de control regulan el flujo de neutrones de modo que haya los suficientes para sostener la reacción en cadena, pero no tantos como para que el núcleo del reactor se caliente. (b) Un moderador retarda los neutrones para que los núcleos que se fisionan los capturen con más facilidad. **21.55** (a) ${}_{\text{n}}^4$ (b) ${}_{\text{Kr}}^{94}$ **21.57** La temperatura extremadamente alta es necesaria para vencer las repulsiones electrostáticas de las cargas entre los núcleos, a fin de que éstos puedan juntarse y reaccionar. **21.59** $\cdot\text{OH}$ es un radical libre; puede reaccionar con casi cualquier partícula (átomo, molécula, ion) para adquirir un electrón y convertirse en OH^- . Esto suele iniciar una destructiva cadena de reacciones, cada una de las cuales produce un radical libre diferente. El ion hidróxido, OH^- , por otra parte, es atraído hacia los cationes o hacia el extremo positivo de una molécula polar. Las reacciones ácido-base del OH^- son normalmente mucho menos perjudiciales para el organismo que la cadena de reacciones redox que inicia el radical $\cdot\text{OH}$. **21.61** (a) $3.2 \times 10^8 \text{ des/s}$, $3.2 \times 10^8 \text{ Bq}$ (b) $1.5 \times 10^2 \text{ mrad}$, $1.5 \times 10^{-3} \text{ Gy}$

(c) $1.5 \times 10^3 \text{ mrem}$, $1.5 \times 10^{-2} \text{ Sv}$ **21.63** ${}_{\text{Pb}}^{210}$ Los radionúclidos de mayor masa tienen las razones de neutrones a protones más grandes; por tanto, se desintegran por un proceso que aumente la razón de neutrones/protones: emisión de positrones o captura de electrones de orbitales. **21.68** $1.3 \times 10^6 \text{ partículas alfa/s}$; $3.5 \times 10^{-5} \text{ Ci}$ **21.70** $3.7 \times 10^4 \text{ desintegraciones/s}$; $4.8 \times 10^{13} \text{ núcleos de } {}^{90}\text{Sr}$ o $7.2 \times 10^{-9} \text{ g de } {}^{90}\text{Sr}$

21.73 Si el yoduro no disminuye por incorporación a las plantas, la actividad calculada al cabo de 32 días es de 11.1 cuentas/min. La actividad que se observa, 12.2 cuentas, es de hecho mayor;

cabe suponer que las plantas no absorbieron yoduro. **21.75** ${}_{\text{Be}}^7$: $8.612 \times 10^{-13} \text{ J/nucleón}$; ${}_{\text{Be}}^9$: $1.035 \times 10^{-12} \text{ J/nucleón}$; ${}_{\text{Be}}^{10}$: $1.042 \times 10^{-12} \text{ J/nucleón}$. Las energías de enlace/nucleón del ${}_{\text{Be}}^9$ y del ${}_{\text{Be}}^{10}$ son muy semejantes; la del ${}_{\text{Be}}^{10}$ es ligeramente mayor. **21.77** $2 \times 10^5 \text{ g de U/año}$

21.79 $7.55 \times 10^{19} \text{ núcleos de } {}^{36}\text{Cl}$, $k = 7.3 \times 10^{-14} \text{ s}^{-1}$, $5.5 \times 10^6 \text{ des/s}$ **21.81** (a) 1.4×10^{17} partículas alfa
 (b) $P_{\text{He}} = 0.28 \text{ torr}$

Capítulo 22

22.1 Metales: (b) Sr, (c) Ce, (e) Rh; no metales: (d) Se, (f) Kr; metaloide: (a) Sb **22.3** (a) Cl (b) K (c) K en fase gaseosa (menor energía de disociación), Li en disolución acuosa (valor más positivo de E°) (d) Ne; es difícil comparar el Ne y el Ar porque no forman compuestos, y sus radios no se miden del mismo modo que los de otros elementos. **22.5** (a) El N es un átomo central demasiado pequeño para alojar cinco átomos de flúor, y no tiene orbitales d disponibles, los cuales podrían ayudar a dar cabida a más de ocho electrones. (b) El Si no forma fácilmente enlaces π , que son necesarios para satisfacer la regla del octeto en los dos átomos de la molécula. (c) El As es menos electronegativo que el N; es decir, cede electrones a un receptor con más facilidad, y se oxida más fácilmente.

22.7 (a) $\text{LiN}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{HN}_3(ac) + \text{LiOH}(ac)$
 (b) $2\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}(l) + 9\text{O}_2(g) \longrightarrow 6\text{CO}_2(g) + 8\text{H}_2\text{O}(l)$
 (c) $\text{NiO}(s) + \text{C}(s) \longrightarrow \text{CO}(g) + \text{Ni}(s)$ or
 $2\text{NiO}(s) + \text{C}(s) \longrightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{Ni}(s)$
 (d) $\text{AlP}(s) + 3\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{PH}_3(g) + \text{Al(OH)}_3(s)$
 (e) $\text{Na}_2\text{S}(s) + 2\text{HCl}(ac) \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(g) + 2\text{NaCl}(ac)$

22.9 (a) ${}_{\text{H}}^1$, protio; ${}_{\text{H}}^2$, deuterio; ${}_{\text{H}}^3$, tritio
 (b) en orden de abundancia natural decreciente: protio > deuterio > tritio **22.11** Al igual que los otros elementos del grupo 1A, el hidrógeno tiene un electrón de valencia. Al igual que los otros elementos del grupo 7A, el hidrógeno necesita un solo electrón para completar su capa de valencia.

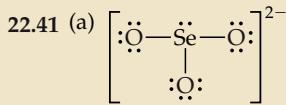
22.13 (a) $\text{Mg}(s) + 2\text{H}^+(ac) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(ac) + \text{H}_2(g)$
 (b) $\text{C}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{CO}(g) + \text{H}_2(g)$
 (c) $\text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \xrightarrow{1100^\circ\text{C}} \text{CO}(g) + 3\text{H}_2(g)$
22.15 (a) $\text{NaH}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{NaOH}(ac) + \text{H}_2(g)$
 (b) $\text{Fe}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(ac) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac) + \text{H}_2(g) + \text{SO}_4^{2-}(ac)$
 (c) $\text{H}_2(g) + \text{Br}_2(g) \longrightarrow 2\text{HBr}(g)$ (d) $\text{Na}(l) + \text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{NaH}(s)$
 (e) $\text{PbO}(s) + \text{H}_2(g) \xrightarrow{\Delta} \text{Pb}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$

22.17 (a) molecular (b) iónico (c) metálico **22.19** La energía de disociación del xenón es menor que la del argón; debido a que los electrones de valencia no son atraídos con tanta intensidad hacia el núcleo, es más fácil promoverlos a un estado en el que el átomo puede formar enlaces con el flúor. Además, el Xe es más grande y puede alojar con más facilidad un octeto expandido de electrones. **22.21** (a) BrO_3^- , +5 (b) HI, -1
 (c) BrF_3 , Br, +3; F, -1 (d) NaOCl , +1 (e) HClO_4 , +7 (f) XeF_4 , +4 **22.23** (a) clorato de potasio (b) yodato de calcio (c) cloruro de aluminio (d) ácido bromíco (e) ácido paraperyódico (f) tetrafluoruro de xenón **22.25** (a) Las fuerzas de atracción intermoleculares de van der Waals aumentan con el número de electrones presentes en los átomos. (b) El F_2 reacciona con el agua. $\text{F}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{HF}(g) + \text{O}_2(g)$. Es decir, el flúor es un agente oxidante demasiado fuerte para existir en el agua.

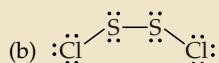
(c) El HF forma una extensa red de puentes de hidrógeno. (d) El poder oxidante guarda relación con la electronegatividad. La electronegatividad y el poder oxidante disminuyen en el orden que se indica.

22.27 (a) $\text{Br}_2(l) + 2\text{OH}^-(ac) \longrightarrow \text{BrO}^-(ac) + \text{Br}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 (b) $\text{Cl}_2(g) + 3\text{I}^-(ac) \longrightarrow \text{I}_3^-(ac) + 2\text{Cl}^-(ac)$ **22.29** (a) plana cuadrada (b) piramidal trigonal (c) octaédrica en torno al átomo central de yodo (d) lineal **22.31** (a) Como agente oxidante en la fabricación de acero; para blanquear pulpa y papel; en sopletes oxiacetilénicos; en medicina para facilitar la respiración (b) síntesis de productos farmacéuticos, lubricantes y otros compuestos orgánicos donde se rompen enlaces $\text{C}=\text{C}$; en el tratamiento de aguas

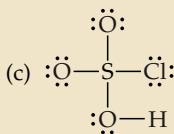
22.33 (a) $\text{CaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$
 (b) $\text{Al}_2\text{O}_3(s) + 6\text{H}^+(ac) \longrightarrow 2\text{Al}^{3+}(ac) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$
 (c) $\text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{Na}^+(ac) + 2\text{OH}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}_2(ac)$
 (d) $\text{N}_2\text{O}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{HNO}_2(ac)$
 (e) $2\text{KO}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{K}^+(ac) + 2\text{OH}^-(ac) + \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}_2(ac)$
 (f) $\text{NO}(g) + \text{O}_3(g) \longrightarrow \text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$ **22.35** (a) Neutro
 (b) ácido (c) básico (d) anfótero **22.37** (a) $\text{SeO}_3, +6$
 (b) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, +2$ (c) $\text{SF}_4, +4$ (d) $\text{H}_2\text{S}, -2$ (e) $\text{H}_2\text{SO}_3, +4$
22.39 (a) $2\text{Fe}^{3+}(ac) + \text{H}_2\text{S}(ac) \longrightarrow 2\text{Fe}^{2+}(ac) + \text{S}(s) + 2\text{H}^+(ac)$
 (b) $\text{Br}_2(l) + \text{H}_2\text{S}(ac) \longrightarrow 2\text{Br}^-(ac) + \text{S}(s) + 2\text{H}^+(ac)$
 (c) $2\text{MnO}_4^-(ac) + 6\text{H}^+(ac) + 5\text{H}_2\text{S}(ac) \longrightarrow 2\text{Mn}^{2+}(ac) + 5\text{S}(s) + 8\text{H}_2\text{O}(l)$
 (d) $2\text{NO}_3^-(ac) + \text{H}_2\text{S}(ac) + 2\text{H}^+(ac) \longrightarrow 2\text{NO}_2(ac) + \text{S}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$



Piramidal trigonal

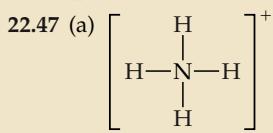


Angular (rotación libre en torno al enlace S—S)

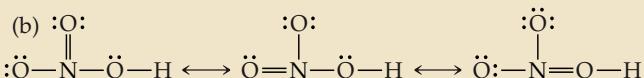
Tetraédrica
(en torno al S)**22.43**

(a) $\text{SO}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(ac) \rightleftharpoons \text{H}^+(ac) + \text{HSO}_3^-(ac)$
 (b) $\text{ZnS}(s) + 2\text{HCl}(ac) \longrightarrow \text{ZnCl}_2(ac) + \text{H}_2\text{S}(g)$

(c) $8\text{SO}_3^{2-}(ac) + \text{S}_8(s) \longrightarrow 8\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(ac)$
 (d) $\text{SO}_3(ac) + \text{H}_2\text{SO}_4(l) \longrightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7(l)$ **22.45** (a) $\text{NaNO}_2, +3$
 (b) $\text{NH}_3, -3$ (c) $\text{N}_2\text{O}, +1$ (d) $\text{NaCN}, -3$ (e) $\text{HNO}_3, +5$
 (f) $\text{NO}_2, +4$



Tetraédrica



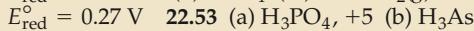
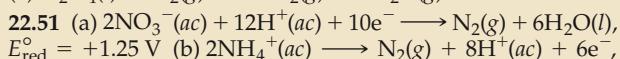
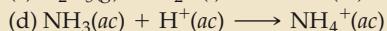
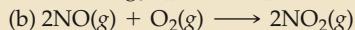
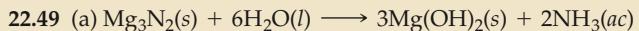
La geometría en torno al nitrógeno es plana trigonal, pero no es forzoso que el átomo de hidrógeno se encuentre en este plano. La tercera forma de resonancia hace una contribución mucho menor a la estructura que las otras dos.



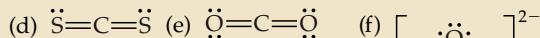
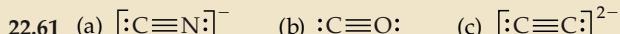
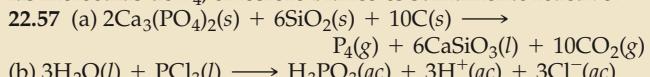
La molécula es lineal. También en este caso, la tercera forma de resonancia contribuye menos a la estructura debido a las grandes cargas formales que implica.



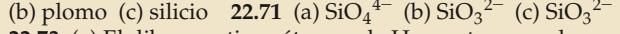
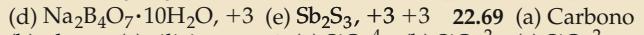
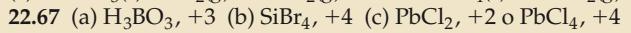
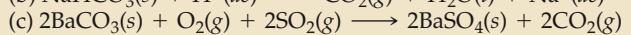
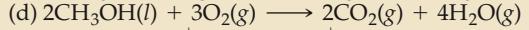
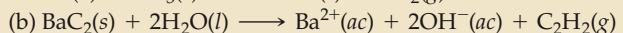
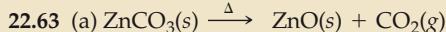
La molécula es (no lineal).



22.55 (a) El átomo de fósforo es más grande que el de nitrógeno, y el P tiene orbitales 3d energéticamente disponibles, los cuales participan en la formación de enlaces; no así el nitrógeno. (b) Sólo uno de los tres hidrógenos del H_3PO_2 está unido a oxígeno. Los otros dos están ligados directamente al fósforo y no se ionizan con facilidad. (c) La PH_3 es una base más débil que el H_2O ; en consecuencia, todo intento por adicionar H^+ a PH_3 en presencia de H_2O da lugar a la protonación del H_2O . (d) Debido a los ángulos de enlace severamente tensionados de las moléculas de P_4 , el fósforo blanco es sumamente reactivo.

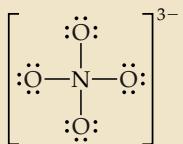


una de tres estructuras de resonancia equivalentes

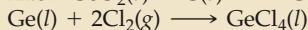
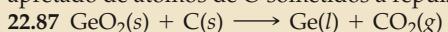


22.73 (a) El diborano tiene átomos de H puente que enlanzan los dos átomos de B. En la estructura del etano los átomos de C están unidos directamente, sin átomos puente. (b) El B_2H_6 es una molécula deficiente en electrones. Los 6 pares de electrones de valencia participan en la formación de enlaces sigma B—H; por tanto, la única forma de satisfacer la regla del octeto en el B es tener los átomos de H puente que se muestran en la figura 22.55. (c) El término *hidrúrico* indica que los átomos de H del

B_2H_6 tienen más densidad electrónica que la habitual en un átomo de H unido de forma covalente. **22.76** (a) 88.2 g H_2 (b) 980 L **22.79** SiH_4 , CO, Mg **22.81** (a) SO_3 (b) Cl_2O_5 (c) N_2O_3 (d) CO_2 (e) P_2O_5 **22.84** (a) PO_4^{3-} , +5; NO_3^- , +5 (b) La estructura de Lewis del NO_4^{3-} sería

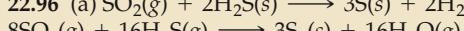
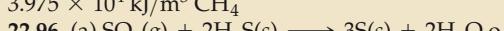


La carga formal del N es +1 y la de cada átomo de O es -1. Los cuatro átomos electromagnéticos de oxígeno atraen densidad electrónica y dejan al nitrógeno con deficiencia. Puesto que el N forma cuatro enlaces como máximo, no puede formar un enlace π con uno o más de los átomos de O para recuperar densidad electrónica, como sí lo hace el átomo de P en el PO_4^{3-} . Asimismo, la corta distancia N—O daría lugar a un tetraedro apretado de átomos de O sometidos a repulsión estérica.



22.91 $P = 0.174 \text{ atm}$ **22.93** (a) $\Delta H_{comb} = -285.83 \text{ kJ/mol H}_2$, $-890.4 \text{ kJ/mol CH}_4$ (b) $\Delta H_{comb} = -141.79 \text{ kJ/g H}_2$,

-55.50 kJ/g CH_4 (c) $\Delta H_{comb} = -1.276 \times 10^4 \text{ kJ/m}^3 \text{ H}_2$, $3.975 \times 10^4 \text{ kJ/m}^3 \text{ CH}_4$



(b) $2.0 \times 10^3 \text{ mol} = 5.01 \times 10^4 \text{ L H}_2\text{S}(g)$

(c) $9.5 \times 10^4 \text{ g de S} = 210 \text{ lb de S por ton de hulla quemada.}$

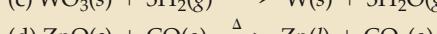
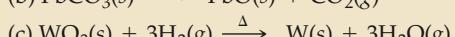
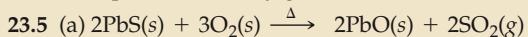
22.98 $D(\text{H—O}) = 463 \text{ kJ}$, $D(\text{H—S}) = 367 \text{ kJ}$,

$D(\text{H—Se}) = 316 \text{ kJ}$, $D(\text{H—Te}) = 266 \text{ kJ}$. La energía del enlace H—X disminuye de modo uniforme en la serie, probablemente debido al creciente tamaño del orbital de X con el que se debe trasladar el orbital 1s del hidrógeno. **22.101** 12 toneladas de N_2O_4

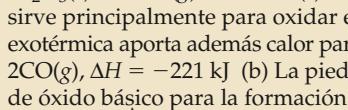
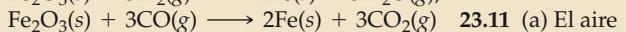
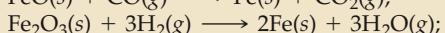
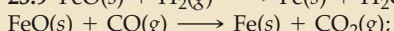
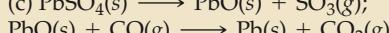
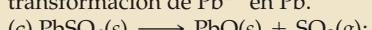
Capítulo 23

23.1 Hierro: hematita, Fe_2O_3 ; magnetita, Fe_3O_4 . Aluminio: bauxita, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. En las menas, el hierro está presente como ion +3 o como los iones 2+ y 3+, como en la magnetita. El aluminio siempre está presente en el estado de oxidación +3.

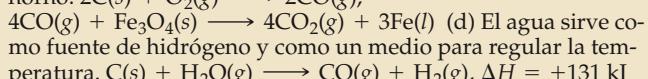
23.3 Una mena consiste de un poco del material que nos interesa (calcocipirita, CuFeS_2) y gran cantidad de basura (ganga).



23.7 (a) $\text{SO}_3(g)$ (b) CO(g) aporta un ambiente reductor para la transformación de Pb^{2+} en Pb.



$\text{CaO}(l) + \text{SiO}_2(l) \longrightarrow \text{CaSiO}_3(l)$. (c) El coque es el combustible del alto horno y la fuente de CO, el principal agente reductor del horno. $2\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{CO}(g)$;



23.13 (a) El proceso Bayer es necesario para separar los sólidos que contienen hierro de la bauxita antes de la electrorreducción.

(b) Por ser anfótero, el Al^{3+} reacciona con un exceso de OH^- para formar el ion complejo soluble $\text{Al}(\text{OH})_4^-$, en tanto que los sólidos de Fe^{3+} no reaccionan. Esto permite separar por filtración los sólidos indeseables que contienen hierro.

23.15 Para purificar el cobalto crudo por medios electroquímicos, use una celda电解质 inlectrolítica en la que el metal crudo sea el ánodo, una lámina delgada de cobalto puro, el cátodo, y el electrolito, una disolución acuosa de una sal de cobalto soluble, como $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. El agua no se reduce debido a efectos cinéticos. Reacción anódica: $\text{Co}(s) \longrightarrow \text{Co}^{2+}(ac) + 2\text{e}^-$; reacción catódica:



23.17 El sodio es metálico; cada átomo está unido a muchos otros. Cuando se deforma la red metálica, muchos enlaces permanecen intactos. En el NaCl las fuerzas iónicas son intensas, y los iones están dispuestos en formaciones muy regulares. Las fuerzas iónicas tienden a romperse a lo largo de ciertos planos de ruptura en el sólido, y la sustancia no tolera mucha deformación sin agrietarse.

23.19 En el modelo de mar de electrones, los electrones se mueven por toda la red metálica, en tanto que los átomos de plata permanecen en posiciones más o menos fijas. Bajo la influencia de un potencial aplicado, los electrones se desplazan libremente por toda la estructura, y esto da origen a conductividad térmica y eléctrica.

23.21 La variación de la densidad indica distancias de enlace metal-metal más cortas al avanzar de izquierda a derecha en la serie. Al parecer el grado de enlazamiento metal-metal aumenta en la serie, y todos los electrones de valencia de estos elementos participan en la formación de enlaces metálicos.

23.23 De acuerdo con la teoría de bandas, un *aislador* tiene bandas de energía que están, o totalmente llenas, o totalmente vacías, con una gran diferencia de energía entre las bandas llenas y las vacías. Un *conductor* tiene bandas de energía parcialmente llenas. Un *semiconductor* tiene una banda de energía llena o parcialmente llena, separada por una pequeña diferencia de energía de una banda vacía o casi vacía.

23.25 El estaño blanco tiene más carácter metálico; tiene una conductividad mayor y una distancia Sn—Sn más larga (3.02 Å) que el estaño gris (2.81 Å).

23.27 Una *aleación* contiene átomos de más de un elemento y sus propiedades son las de un metal. En una *aleación en disolución* los componentes están dispersos al azar. En una *aleación heterogénea* los componentes no están dispersos de modo uniforme y se pueden distinguir por observación macroscópica. En un *compuesto intermetálico* los componentes han interactuado para formar una sustancia compuesta, como el Cu_3As .

23.29 Átomos aislados: (b), (c) y (f); metal en masa: (a), (d) y (e)

23.31 La *contracción lantánida* es el nombre que se da a la disminución de tamaño atómico debida a la acumulación de carga nuclear efectiva a medida que avanza a lo largo de los lantánidos (elementos del 57 al 70) y más allá de ellos. La contracción lantánida influye en las propiedades relacionadas con el tamaño, como la energía de disociación, la afinidad electrónica y la densidad.

23.33 (a) ScF_3 (b) CoF_3 (c) ZnF_2 **23.35** El cromo, $[\text{Ar}]4s^13d^5$, tiene seis electrones de valencia, algunos de los cuales (o todos) pueden participar en la formación de enlaces, lo que da origen a varios estados de oxidación estables. El Al, $[\text{Ne}]3s^23p^1$, tiene sólo tres electrones de valencia, los cuales se pierden o se comparten al formar enlaces; esto produce exclusivamente el estado +3.

23.37 (a) Cr^{3+} , $[\text{Ar}]3d^3$ (b) Au^{3+} , $[\text{Xe}]4f^{14}5d^8$

- (c) Ru^{2+} , $[\text{Kr}]4d^6$ (d) Cu^+ , $[\text{Ar}]3d^{10}$ (e) Mn^{4+} , $[\text{Ar}]3d^3$
 (f) Ir^+ : $[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^7$ **23.39** Ti^{2+} **23.41** El Fe^{2+} es un agente reductor que se oxida con facilidad a Fe^{3+} en presencia de O_2 del aire. **23.43** (a) $\text{Fe}(s) + 2\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{FeCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$
 (b) $\text{Fe}(s) + 4\text{HNO}_3(g) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3(ac) + \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$

23.45 Los electrones no apareados de un material paramagnético hacen que éste sea atraído débilmente hacia un campo magnético. Un material diamagnético, en el que todos los electrones están apareados, es repelido muy débilmente por un campo magnético. **23.47** $\text{PbS}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{Pb}(l) + \text{SO}_2(g)$. El $\text{SO}_2(g)$ es un producto de la tostación de menas de sulfuro. En un ambiente rico en oxígeno, el $\text{SO}_2(g)$ se oxida a $\text{SO}_3(g)$, el cual se disuelve en $\text{H}_2\text{O}(l)$ para formar ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(ac)$. Una fábrica de ácido sulfúrico cerca de las instalaciones donde se lleva a cabo la tostación representa un medio para eliminar el peligroso $\text{SO}_2(g)$, capaz de generar también una utilidad. **23.49** $\text{CO}(g)$: $\text{Pb}(s)$; $\text{H}_2(g)$: $\text{Fe}(s)$; $\text{Zn}(s)$; $\text{Au}(s)$ **23.52** Debido a que tanto el selenio como el telurio son no metales, es de esperar que resulten difíciles de oxidar. Es probable que el Se y el Te se acumulen como elementos libres en los así llamados lodos anódicos, junto con los metales nobles que no se oxidan. **23.55** (a) Los compuestos intermetálicos tienen una estequiometría y propiedades definidas, en tanto que las aleaciones de sustitución tienen una gama de composiciones. Ambos son aleaciones homogéneas en *disolución*. (b) Una sustancia paramagnética tiene electrones no apareados y es atraída hacia un campo magnético. Una sustancia diamagnética tiene sólo electrones apareados y es débilmente repelida por un campo magnético. (c) Los aisladores tienen una banda de valencia llena, con una gran diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción. Los semiconductores tienen una banda de valencia llena pero una diferencia de bandas más pequeña, por lo que algunos electrones pueden pasar a la banda de conducción. (d) En la conducción metálica, los átomos permanecen estacionarios en tanto que unos pocos electrones de valencia actúan como portadores de carga. En la conducción electrolítica los iones móviles transportan carga por todo el líquido. **23.57** E° se torna más negativa a medida que la estabilidad (valor de K_f) del complejo aumenta. **23.60** En un sólido ferromagnético los espines de todos los electrones no apareados son paralelos. A medida que la temperatura del sólido aumenta, la mayor energía cinética de los átomos vence la fuerza que alinea los espines electrónicos. La sustancia se torna paramagnética; aún tiene electrones no apareados, pero sus espines ya no están alineados.

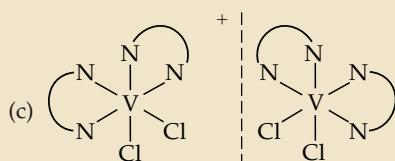
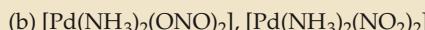
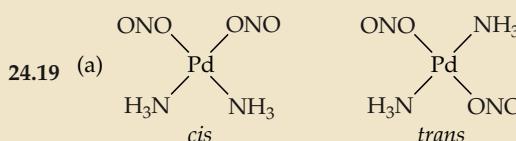
- 23.63** (a) $2\text{NiS}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NiO}(s) + 2\text{SO}_2(g)$
 (b) $2\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}(g)$
 $\text{C}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}(g) + \text{H}_2(g)$
 $\text{NiO}(s) + \text{CO}(g) \rightarrow \text{Ni}(s) + \text{CO}_2(g)$
 $\text{NiO}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Ni}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
 (c) $\text{Ni}(s) + 2\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{NiCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$
 (d) $\text{NiCl}_2(ac) + 2\text{NaOH}(ac) \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaCl}(ac)$
 (e) $\text{Ni}(\text{OH})_2(s) \rightarrow \text{NiO}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$ **23.65** $2.63 \times 10^6 \text{ kg}$ o $2.63 \times 10^3 \text{ toneladas}$ **23.68** $7.3 \times 10^2 \text{ g}$ de $\text{Ni}^{2+}(ac)$

23.70 (a) En las condiciones del convertidor, el H^+ necesario para la oxidación del Fe en aire no está presente. (b) Los productos de estas reacciones son $\text{CO}(g)$, $\text{SO}_2(g)$, $\text{P}_2\text{O}_5(l)$, SiO_2 y $\text{M}_x\text{O}_y(l)$. El CO_2 y el SO_2 escapan en forma de gases. El P_2O_5 reacciona con $\text{CaO}(l)$ para formar $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(l)$, que se extrae junto con la capa de escoria básica. El SiO_2 y los óxidos metálicos se combinan para formar otros silicatos; todos ellos se extraen junto con la capa de escoria básica. **23.73** (a) El potencial estándar de reducción del $\text{H}_2\text{O}(l)$ es mucho mayor que el del $\text{Mg}^{2+}(ac)$ (-0.83 V contra -2.37 V). En *disolución* acuosa el $\text{H}_2\text{O}(l)$ se reduciría preferentemente, y no se obtendría $\text{Mg}(s)$. (b) $2.0 \times 10^3 \text{ kg}$ de Mg **23.76** (a) $K_{eq} = 6 \times 10^{-9}$ (b) La constante de equilibrio es mucho menor que uno; el proceso no resulta práctico.

(c) $K_{eq} = 2 \times 10^{11}$. Dado que $K_{eq} \gg 1$ en el proceso, éste es potencialmente útil. Sin embargo, la magnitud de K_{eq} nada dice acerca de la velocidad de reacción. Se requeriría calor, un catalizador, o ambos, para que fuese práctica.

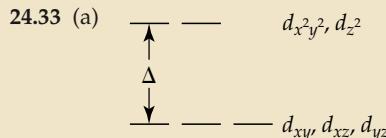
Capítulo 24

- 24.1** (a) Un *complejo metálico* consiste en un ion metálico central ligado a un cierto número de moléculas o iones que lo rodean. El número de enlaces que forma el ion metálico central es el *número de coordinación*. Las moléculas o iones que lo rodean son los *ligandos*. (b) Los iones metálicos, en virtud de su carga positiva y sus orbitales *d*, *s* y *p* vacíos, actúan como receptores de pares electrónicos, o ácidos de Lewis. Los ligandos, que tienen al menos un par de electrones no compartido, actúan como donadores de pares electrónicos, o bases de Lewis. **24.3** (a) +2 (b) 6 (c) precipitan 2 mol de $\text{AgBr}(s)$ por mol de complejo. **24.5** (a) Número de coordinación = 4, número de oxidación = +2 (b) 5, +4 (c) 6, +3 (d) 5, +2 (e) 6, +3 (f) 4, +2 **24.7** (a) 4Cl^- (b) 4Cl^- , IO_4^{2-} (c) $4\text{N}, 2\text{Cl}^-$ (d) 5C (e) 6O **24.9** (a) Un ligando monodentado se une a un metal por medio de un átomo, y un ligado bidentado, por medio de dos átomos. (b) Tres ligandos bidentados llenan la esfera de coordinación de un complejo hexacoordinado. (c) Un ligando tridentado tiene al menos tres átomos con pares electrónicos no compartidos, con la orientación correcta para unirse simultáneamente a uno o más iones metálicos. **24.11** (a) La *ortho*-fenantrolina, *o*-phen, es bidentada (b) el oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, es bidentado (c) el etilendiaminotetraacetato, EDTA, es hexadentado (d) la etilendiamina, en, es bidentada **24.13** (b) El aumento de entropía, $+\Delta S$, asociado con la sustitución de un ligando quelante por dos o más ligandos monodentados da origen generalmente al *efecto del quelato*. Las reacciones químicas con $+\Delta S$ tienden a ser espontáneas, pues tienen valores negativos de ΔG y valores positivos grandes de K_{eq} . **24.15** (a) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$ (b) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]_2\text{SO}_4$ (c) $[\text{Pt}(\text{en})_2\text{Cl}_2]\text{Br}_2$ (d) $\text{K}[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_4]$ (e) $[\text{Zn}(\text{en})_2][\text{HgI}_4]$ **24.17** (a) cloruro de tetraaminodicitlororodio(III) (b) hexaclorotitanato(IV) de potasio (c) tetraclorooxomolibdeno(VI) (d) bromuro de tetraacuo(oxalato)platino(IV)



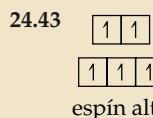
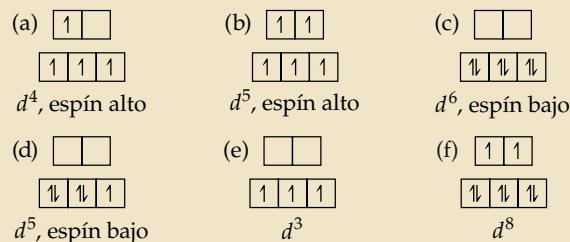
- (d) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{BrCl}]\text{Br}$ **24.21** Sí. Un complejo tetraédrico de la forma MA_2B_2 no puede tener isómeros es-structurales ni estereoisómeros. El complejo debe ser plano cuadrado con isómeros geométricos *cis* y *trans*. **24.23** En el isómero *trans* el ángulo de enlace $\text{Cl}-\text{Co}-\text{NH}_3$ es de 180° ; en el isómero *cis* este ángulo de enlace es de 90° . El isómero *cis* es quiral. **24.25** (a) un isómero (b) isómeros *trans* y *cis* con ángulos $\text{Cl}-\text{Fe}-\text{Cl}$ de 180° y 90° , respectivamente. El isómero *cis* es ópticamente activo. **24.27** (a) La luz visible tiene longitudes de onda entre 400 y 700 nm. (b) Los colores complementarios

se encuentran opuestos unos a otros en una rueda cromática de pintor. (c) Un complejo metálico colorido absorbe luz visible de su color complementario. **24.29** De azul a azul-violeta **24.31** En su mayor parte, la atracción entre un ion metálico y un ligando es electrostática. Tanto si la interacción es ion-ion como ion-dipolo, el ligado es atraído intensamente al centro metálico y se puede representar como una carga negativa puntual.

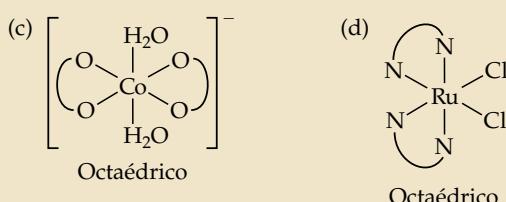
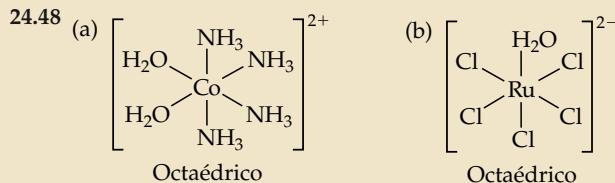


(b) La magnitud de Δ y la energía de la transición $d-d$ de un complejo d^1 son iguales. (c) La serie espectroquímica es un ordenamiento de ligandos de acuerdo con su capacidad para aumentar la diferencia de energía Δ . **24.35** Un color amarillo se debe a la absorción de luz de 400 a 430 nm, aproximadamente; un color azul, a la absorción cercana a 620 nm. La longitud de onda más corta corresponde a una transición electrónica de mayor energía y a un valor más grande de Δ . El cianuro es un ligando de campo fuerte, y es de esperar que sus complejos tengan valores de Δ más grandes que los complejos acuo. **24.37** (a) $\text{Ru}^{3+}: d^5$ (b) $\text{Cu}^{2+}: d^9$ (c) $\text{Co}^{3+}: d^6$ (d) $\text{Mo}^{5+}: d^1$ (e) $\text{Re}^{3+}: d^4$

24.39 (a) $[\text{Ar}]4s^23d^5$, $[\text{Ar}]3d^4$, 2 electrones no apareados (b) $[\text{Kr}]5s^14d^7$, $[\text{Kr}]4d^5$, 1 electrón no apareado (c) $[\text{Kr}]5s^14d^8$, $[\text{Kr}]4d^6$, 0 electrones no apareados **24.41** Todos los complejos de este ejercicio son octaédricos hexacoordinados.



24.45 (a) $[\text{Ni}(\text{en})_2\text{Cl}_2]$ (b) $\text{K}_2[\text{NiCN}]_4$ (c) $[\text{CoF}_6]^{3-}$, espín alto; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, espín bajo (d) tiocianato, SCN^- o NCS^- (e) $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$ (f) $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$



24.51 (a) En un complejo plano cuadrado, si un par de ligandos es *trans*, los dos sitios de coordinación restantes también son *trans* uno con respecto al otro. El ligando bidentado etilendiamina es demasiado corto para ocupar sitios de coordinación *trans*; por consiguiente, no se conoce el isómero *trans* del $[\text{Pt}(\text{en})\text{Cl}_2]$ (b) El requisito estérico mínimo para un ligando bidentado *trans* es una cadena de mediana longitud entre los dos átomos coordinantes que ocuparán las posiciones *trans*. Un dentado polidentado, como el EDTA, tiene mucho mejores posibilidades de ocupar posiciones *trans* porque fija el ion metálico en su lugar con varios sitios de coordinación y lo protege de los ligandos competidores presentes en la disolución.

24.54 (a) $\text{AgCl}(s) + 2\text{NH}_3(ac) \longrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$ (b) $[\text{Cr}(\text{en})_2\text{Cl}_2]\text{Cl}(ac) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow$

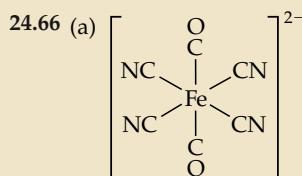


(c) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(ac) + 2\text{NaOH}(ac) \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaNO}_3(ac)$

$\text{Zn}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaOH}(ac) \longrightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}(ac) + 2\text{Na}^+(ac)$

(d) $\text{Co}^{2+}(ac) + 4\text{Cl}^-(ac) \longrightarrow [\text{CoCl}_4]^{2-}(ac)$ **24.57** (a) zapato izquierdo (b) taladro para madera (c) palo de golf típico

24.60 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, amarillo; $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, rosa; $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, azul **24.63** (a) $[\text{FeF}_6]^{4-}$. El F^- es un ligando de campo débil que impone al ion complejo una Δ más pequeña y una λ más larga. (b) $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. El V^+ tiene menos carga; por tanto, la interacción con el ligando produce un campo más débil, una Δ más pequeña y una longitud de onda absorbida más larga. (c) $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. El Cl^- es un ligando de campo débil que impone al ion complejo una Δ más pequeña y una λ más larga.



(b) dicarboniltetracianoferrato(II) de sodio (c) +2, 6 electrones

d (d) Es de esperar que el complejo sea de espín bajo. El cianuro (y el carbonilo) ocupan posiciones altas en la serie espectroquímica, lo que significa que el complejo tendrá un

desdoblamiento Δ grande, característico de los complejos de espín bajo. **24.71** (a) El Co se halla en el mismo estado de oxidación +3 en ambos complejos. (b) Los iones que forman precipitados con $\text{AgNO}_3(ac)$ y $\text{BaCl}_2(ac)$ están fuera de la esfera de coordinación. El compuesto violeta oscuro A forma un precipitado con $\text{BaCl}_2(ac)$ pero no con $\text{AgNO}_3(ac)$; por tanto, tiene SO_4^{2-} fuera de la esfera de coordinación y Br^- coordinado: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$. El compuesto violeta rojizo B forma un precipitado con $\text{AgNO}_3(ac)$ pero no con $\text{BaCl}_2(ac)$; por tanto, tiene Br^- fuera de la esfera de coordinación y SO_4^{2-} coordinado: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$.

(c) Los compuestos A y B son isómeros de esfera de coordinación. (d) Los compuestos A y B son electrolitos fuertes. **24.74** $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{ox})_2\text{Br}_2]$

24.76 47.3 mg de Mg^{2+}/L , 53.4 mg de Ca^{2+}/L

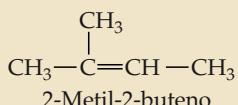
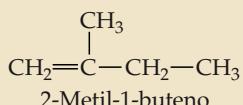
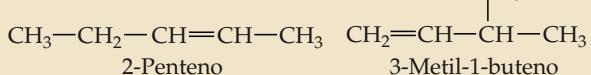
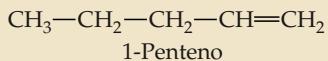
Capítulo 25

25.1 Los átomos de carbono con dos y tres hidrógenos tienen geometría tetraédrica de dominios electrónicos, ángulos de enlace de 109° e hibridación sp^3 . El átomo de carbono con un hidrógeno tiene geometría plana trigonal de dominios electrónicos, ángulos de enlace de 120° e hibridación sp^2 .

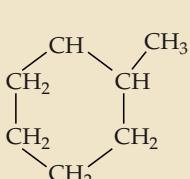
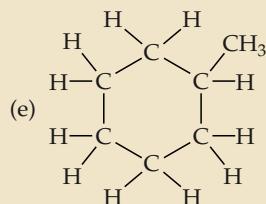
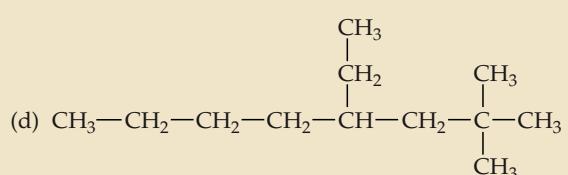
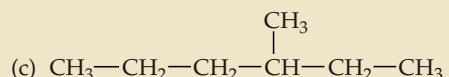
25.3 Carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y fósforo. El oxígeno y el nitrógeno son más electronegativos que el carbono; el azufre tiene la misma electronegatividad que el car-

bono. 25.5 (a) Un hidrocarburo de cadena lineal tiene todos sus átomos de carbono unidos formando una cadena continua. Un hidrocarburo de cadena ramificada tiene una ramificación; al menos un átomo de carbono está unido a tres o más átomos de carbono. (b) Un *alcano* es una molécula compuesta en su totalidad de carbono e hidrógeno, cuyos enlaces son todos enlaces σ . Un grupo *alquilo* es un sustituyente que se forma quitando un átomo de hidrógeno a un alcano. 25.7 (a) C₅H₁₂ (b) C₅H₁₀ (c) C₅H₁₀ (d) C₅H₈; saturados: (a), (b); insaturados: (c), (d) 25.9 C_nH_{2n-2}

25.11

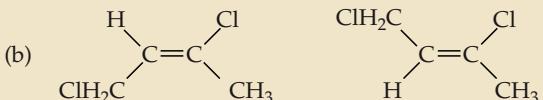


25.13 (c) y (d) son la misma molécula. 25.15 (a) 109° (b) 120° (c) 180° 25.17 (a) 2-metilhexano (b) 4-etil-2,4-dimetilnonano

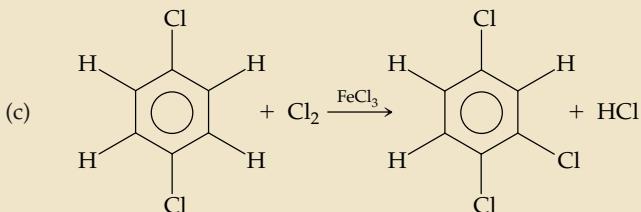
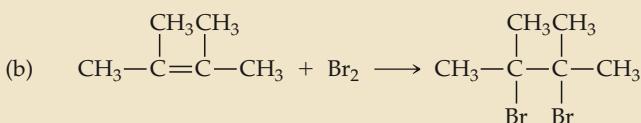


25.19 (a) 2,3-dimetilheptano (b) *cis*-6-metil-3-octeno (c) *para*-dibromobenceno (d) 4,4-dimetil-1-hexino (e) metilciclobutano 25.21 En los alquenos la isomería geométrica es el resultado de la rotación restringida en torno al doble enlace. En los alcanos los sitios de enlazamiento son intercambiables por rotación libre en torno a los enlaces sencillos C—C. En los alquinos hay un solo sitio de enlazamiento adicional en un carbono con un enlace triple; por tanto, no hay isomería.

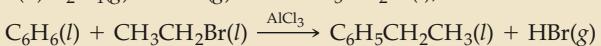
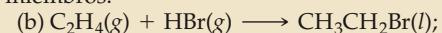
25.23 (a) no



(c) no (d) no 25.25 65 25.27 (a) Una reacción de adición es la adición de cierto reactivo a los dos átomos que forman un enlace múltiple. En una reacción de sustitución un átomo o grupo de átomos ocupa el lugar de otro átomo. Típicamente, los alquenos sufren adición; en cambio, por lo regular los hidrocarburos aromáticos sufren sustitución.

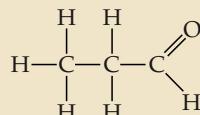


25.29 (a) Los ángulos C—C—C de 60° del anillo de ciclopropano originan una tensión que representa una fuerza motriz de las reacciones cuyo resultado es la apertura del anillo. No existe una tensión comparable en los anillos de cinco o seis miembros.

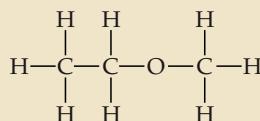


25.31 El intermediario es un carbocatión. Uno de los átomos de C que participaba en el enlace π está unido ahora a un segundo átomo de H del halogenuro de hidrógeno. El otro átomo de C que participaba en el enlace π tiene una carga positiva completa y forma sólo tres enlaces sigma: dos con átomos de C adyacentes y uno con H. 25.33 Δ_{comb} /mol de CH₂ del ciclopropano = 693.3 kJ; del ciclopentano = 663.4 kJ. El ΔH /grupo CH₂ del ciclopropano es más grande porque el C₃H₆ contiene un anillo tensionado. Al llevarse a cabo la combustión, se alivia la tensión y se libera la energía almacenada. 25.35 (a) Cetona (b) ácido carboxílico (c) alcohol (d) éster (e) amida (f) amina

25.37 (a) Propionaldehído (propanal):

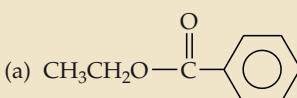


(b) éter etilmético:



25.39 (a) Ácido metanoico (b) ácido butanoico (c) ácido 3-metilpentanoico

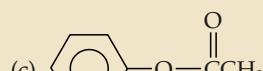
25.41



Benzoato de etilo

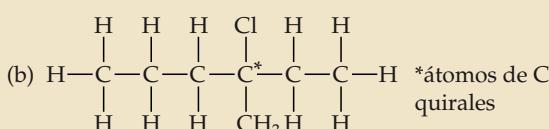
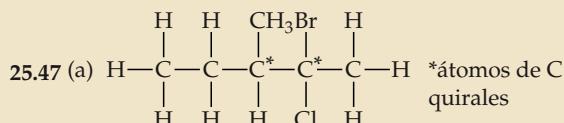
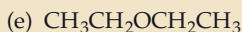
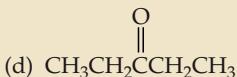
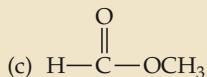
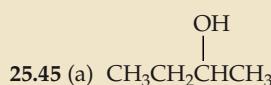
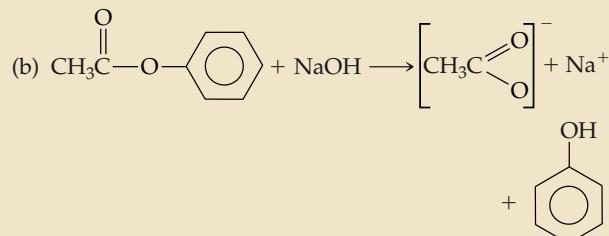
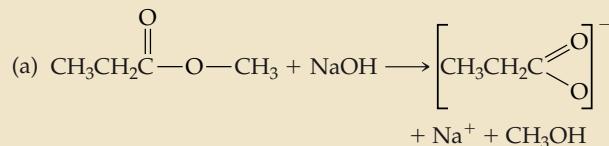


N-metiletanamida o N-metilacetamida



Acetato de fenilo

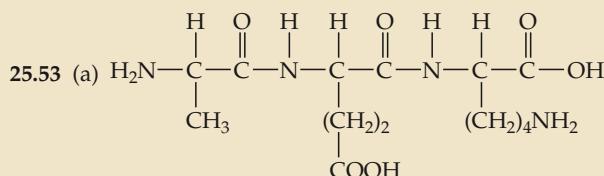
25.43



Sí, la molécula tiene isómeros ópticos. El átomo de carbono quiral está unido a grupos cloro, metilo, etilo y propilo.

25.49 (a) Un α -aminoácido contiene una función NH_2 en el carbono adyacente a la función ácido carboxílico. (b) En la formación de proteínas, los aminoácidos sufren una reacción de condensación entre el grupo amino de una molécula y el grupo ácido carboxílico de otra para formar el enlace de amida.

25.51 Son posibles dos péptidos:



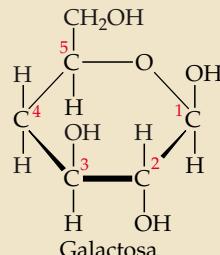
(b) Ocho: Ser-Ser-Ser; Ser-Ser-Phe; Ser-Phe-Ser; Phe-Ser-Ser; Ser-Phe-Phe; Phe-Ser-Phe; Phe-Phe-Ser; Phe-Phe-Phe

25.55 La *estructura primaria* de una proteína se refiere a la secuencia de aminoácidos de la cadena. La *estructura secundaria* es la configuración (helicoidal, plegada, abierta) de la cadena proteínica. La *estructura terciaria* es la forma general de la proteína determinada por el modo como los segmentos se pliegan.

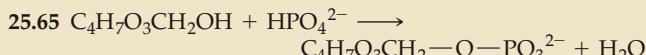
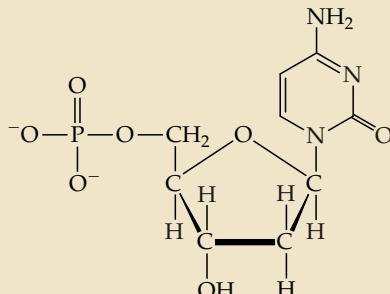
25.57 (a) Los carbohidratos, o azúcares, son polihidroxialdehídos

o cetonas compuestos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Proviene principalmente de las plantas y son una fuente muy importante de alimento para los animales. (b) Un monosacárido es una molécula de azúcar sencillo que no se puede descomponer en moléculas de azúcar más pequeñas por hidrólisis.

(c) Un disacárido es un carbohidrato compuesto de dos unidades de azúcar sencillo. La hidrólisis rompe los disacáridos en dos monosacáridos. 25.59 (a) En la forma lineal de la galactosa, el carbono aldehídico es C1. los átomos de carbono 2, 3, 4 y 5 son quirales porque cada uno tiene cuatro grupos diferentes. (b) Son posibles tanto la forma β (que aquí se muestra) como la forma α (el OH el carbono 1 del mismo lado del anillo que el OH del carbono 2).

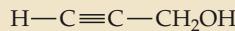
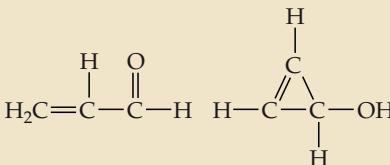


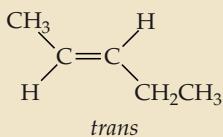
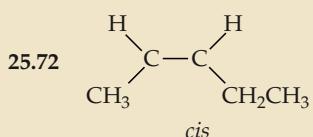
25.61 La fórmula empírica del glucógeno es $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$. La forma anular de seis miembros de la glucosa es la unidad que constituye la base del glucógeno. Las unidades monoméricas de glucosa están unidas por enlaces α . 25.63 Un nucleótido consiste en un compuesto aromático nitrogenado, un azúcar en la forma de furanosa (anillo de cinco miembros) y un grupo ácido fosfórico. La estructura del monofosfato de desoxicitidina es



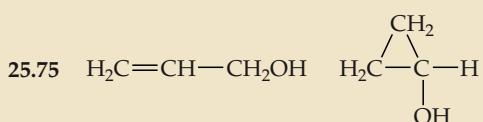
25.67 En la estructura helicoidal del DNA, las cadenas de polinucleótidos se mantienen unidas en virtud de interacciones de formación de puentes de hidrógeno entre pares de bases específicos. La adenina y la timina constituyen un par de bases, y la guanina y la citosina, otro. Por cada adenina de una cadena, hay una citosina en la otra, de modo que el total de adenina es igual que el total de citosina, y el total de guanina es igual al total de citosina.

25.69





El ciclopenteno no presenta isomería *cis-trans* porque la existencia del anillo exige que los enlaces C—C sean *cis* uno con respecto al otro.



(El grupo —OH no puede estar unido a un átomo de carbono de alqueno; estas moléculas se llaman “alcoholes vinílicos”, y son inestables.) 25.80 La diferencia entre un hidrógeno alcohólico y un hidrógeno de ácido carboxílico estriba en el carbono al cual está unido el —OH. En un ácido carboxílico el oxígeno

electronegativo del carbonilo atrae densidad electrónica del enlace O—H; esto hace más polar el enlace y más ionizable el H. En un alcohol no hay átomos electronegativos unidos al carbono que tiene el grupo —OH, y el H está fuertemente unido al O. 25.83 (a) Ninguno (b) El carbono que tiene el —OH secundario tiene cuatro grupos diferentes unidos a él y, por tanto, es quiral. (c) Tanto el carbono que tiene el grupo —NH₂ como el que tiene el grupo CH₃ son quirales. 25.85 La única estructura posible es Glu-Cys-Gly. 25.87 La glucosa es una aldohexosa, y la fructosa es una cetohexosa. 25.89 El etanol contiene enlaces —O—H, que forman enlaces de hidrógeno intermoleculares fuertes; en cambio, el éter dimetílico experimenta sólo débiles fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión. El CH₂F₂ polar experimenta fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión, en tanto que el CF₄ no polar experimenta sólo fuerzas de dispersión.



25.93 $\Delta G = -36 \text{ kJ}$ 25.97 $[\text{AMPOH}^-]/[\text{AMPO}^{2-}] = 0.65$

Glosario

acción capilar Proceso por el que un líquido asciende por un tubo debido a una combinación de adhesión a las paredes del tubo y cohesión entre las partículas del líquido. (Sección 11.3)

acelerador de partículas Dispositivo que utiliza campos magnéticos y electrostáticos intensos para acelerar partículas cargadas. (Sección 21.3)

ácido Sustancia que puede donar un ion H^+ (un protón) y por tanto aumenta la concentración de $H^+(ac)$ cuando se disuelve en agua. (Sección 4.3)

ácido carboxílico Compuesto que contiene el grupo funcional $-COOH$. (Secciones 16.10 y 25.6)

ácido conjugado Sustancia que se forma por la adición de un protón a una base de Brønsted-Lowry. (Sección 16.2)

ácido de Brønsted-Lowry Sustancia (molécula o ion) que actúa como donante de protones. (Sección 16.2)

ácido de Lewis Aceptor de pares de electrones. (Sección 16.11)

ácido débil Ácido que se ioniza parcialmente en agua. (Sección 4.3)

ácido desoxirribonucleico (ADN) Polinucleótido en el que el azúcar es desoxiribosa. (Sección 25.11)

ácido fuerte Ácido que se disocia totalmente en agua. (Sección 4.3)

ácido poliprótico Sustancia que puede disociar más de un protón en el agua; el H_2SO_4 es un ejemplo. (Sección 16.6)

ácido ribonucleico (ARN) Polinucleótido en el que el azúcar es ribosa. (Sección 25.11)

ácidos nucleicos Polímeros de alto peso molecular que llevan información genética y controlan la síntesis de proteínas. (Sección 25.11)

actínido Elemento en el que los orbitales 5f sólo están ocupados parcialmente. (Sección 6.8)

actividad Velocidad de desintegración de un material radiactivo, generalmente expresada como número de desintegraciones por unidad de tiempo. (Sección 21.4)

adsorción Unión de moléculas a una superficie. (Sección 14.7)

afinidad electrónica El cambio de energía que se da cuando se añade un electrón a un átomo o ion gaseoso. (Sección 7.5)

agente oxidante, u oxidante La sustancia que se reduce y por tanto hace que se oxide alguna otra sustancia en una reacción de oxidación-reducción. (Sección 20.1)

agente quelante Ligando polidentado que puede ocupar dos o más sitios en la esfera de coordinación. (Sección 24.2)

agente reductor, o reductor Sustancia que se oxida y por tanto hace que se reduzca alguna otra sustancia en una reacción de oxidación-reducción. (Sección 20.1)

agua dura Agua que contiene concentraciones apreciables de Ca^{2+} y Mg^{2+} ; estos iones reaccionan con los jabones para formar un material insoluble. (Sección 18.6)

alcanos Compuestos de carbono e hidrógeno que sólo contienen enlaces carbono-carbono sencillos. (Secciones 2.9 y 25.2)

alcohol Compuesto orgánico que se obtiene sustituyendo un hidrógeno de un hidrocarburo por un grupo hidroxilo ($-OH$). (Secciones 2.9 y 25.5)

aldehído Compuesto orgánico que contiene un grupo carbonilo al que está unido por lo menos un átomo de hidrógeno. (Sección 25.6)

aleación Sustancia que tiene las propiedades características de un metal y contiene más de un elemento. Por lo regular hay un componente metálico principal y los demás elementos están presentes en menores cantidades. Las aleaciones pueden ser homogéneas o heterogéneas. (Sección 23.6)

aleación en disolución Aleación homogénea, en la que todos los componentes están distribuidos uniformemente. (Sección 23.6)

aleación heterogénea Aleación en la que los componentes no están distribuidos de manera uniforme; están presentes dos o más fases bien definidas con composiciones características. (Sección 23.6)

almidón Nombre general que se da a un grupo de polisacáridos que las plantas usan para almacenar energía. (Sección 25.10)

alquenos Hidrocarburos que contienen uno o más dobles enlaces carbono-carbono. (Sección 25.2)

alquinos Hidrocarburos que contienen uno o más triples enlaces carbono-carbono. (Sección 25.2)

amida Compuesto orgánico que tiene un grupo NR_2 unido a un carbonilo. (Sección 25.6)

amina Compuesto que tiene la fórmula general R_3N , donde R puede ser H o un grupo hidrocarbonado. (Sección 16.7)

aminoácido Ácido carboxílico que contiene un grupo amino ($-NH_2$) unido al átomo de carbono adyacente al grupo funcional de ácido carboxílico ($-COOH$). (Sección 25.9)

análisis cualitativo Determinación de la presencia o ausencia de una sustancia dada en una mezcla. (Sección 17.7)

análisis cuantitativo Determinación de la cantidad de una sustancia dada que está presente en una muestra. (Sección 17.7)

análisis dimensional Método para resolver problemas en el que se llevan las unidades a través de todos los cálculos. El análisis dimensional asegura que la respuesta final de un cálculo tenga las unidades deseadas. (Sección 1.6)

anfótero Que puede comportarse como ácido o como base. (Sección 16.2)

angstrom Unidad común de longitud no del SI, denotada por Å, que se usa para medir dimensiones atómicas: $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$. (Sección 2.3)

ángulos de enlace Los ángulos formados por las líneas que unen a los núcleos de los átomos de una molécula. (Sección 9.1)

anhídrido ácido (óxido ácido) Óxido que forma un ácido al añadirse al agua; los óxidos

solubles de no metales son anhídridos ácidos. (Sección 22.5)

anhídrido básico (óxido básico) Óxido que forma una base cuando se añade al agua; los óxidos metálicos solubles son anhídridos básicos. (Sección 22.5)

anión Ion con carga negativa. (Sección 2.7)

ánodo Electrodo en el que hay oxidación. (Sección 20.3)

atmósfera (atm) Unidad de presión igual a 760 torr; 1 atm = 101.325 kPa. (Sección 10.2)

átomo La partícula más pequeña representativa de un elemento. (Secciones 1.1 y 2.1)

átomo donante El átomo de un ligando que se une al metal. (Sección 24.1)

autoionización El proceso por el que el agua forma espontáneamente pequeñas cantidades de iones $H^+(ac)$ y $OH^-(ac)$ por transferencia de un protón de una molécula de agua a otra. (Sección 16.3)

bar Unidad de presión igual a 10^5 Pa. (Sección 10.2)

base Sustancia que acepta iones H^+ ; una base produce un exceso de iones $OH^-(ac)$ cuando se disuelve en agua. (Sección 4.3)

base conjugada Sustancia formada por la pérdida de un protón de un ácido de Brønsted-Lowry. (Sección 16.2)

base de Brønsted-Lowry Sustancia (molécula o ion) que actúa como aceptador de protones. (Sección 16.2)

base de Lewis Donante de pares de electrones. (Sección 16.11)

base débil Base que se ioniza parcialmente en agua. (Sección 4.3)

base fuerte Base que se ioniza totalmente en agua. (Sección 4.3)

batería Fuente de energía electroquímica independiente que contiene una o más celdas voltaicas. (Sección 20.7)

becquerel La unidad de radiactividad en el SI. Corresponde a una desintegración nuclear por segundo. (Sección 21.4)

biocompatible Cualquier sustancia o material que es compatible con los sistemas vivos. (Sección 12.3)

biodegradable Material orgánico que las bacterias pueden oxidar. (Sección 18.6)

biomaterial Cualquier material que tiene una aplicación biomédica. (Sección 12.3)

biopolímero Molécula polimérica de alto peso molecular presente en los sistemas vivos. Las tres clases principales de biopolímeros son proteínas, carbohidratos y ácidos nucleicos. (Sección 25.8)

bioquímica El estudio de la química de los sistemas vivos. (Capítulo 25: Introducción)

bomba calorimétrica Dispositivo para medir el calor que se desprende en la combustión de una sustancia en condiciones de volumen constante. (Sección 5.5)

boranos Hidruros covalentes de boro. (Sección 22.11)

calcinación Calentamiento de una arena para descomponerla y eliminar un producto vo-

látil. Por ejemplo, una mena de carbonato se podría calcinar para eliminar CO_2 . (Sección 23.2)

calor Flujo de energía desde un cuerpo con más alta temperatura hacia otro con más baja temperatura, cuando se les coloca en contacto térmico. (Sección 5.1)

calor de fusión El cambio de entalpía, ΔH , que se observa al fundirse un sólido. (Sección 11.4)

calor de vaporización El cambio de entalpía, ΔH , que se observa al vaporizarse un líquido. (Sección 11.4)

calor específico La capacidad calorífica de 1 g de una sustancia; el calor requerido para elevar la temperatura de 1 g de una sustancia en 1°C. (Sección 5.5)

caloría Unidad de energía: la cantidad de energía que se requiere para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C, de 14.5°C a 15.5°C. Una unidad emparentada es el joule: 1 cal = 4.184 J. (Sección 5.1)

calorimetría Medición experimental del calor que se produce en procesos químicos y físicos. (Sección 5.5)

calorímetro Aparato que mide el desprendimiento de calor. (Sección 5.5)

cambio de fase Conversión de una sustancia de un estado de la materia a otro. Los cambios de fase que consideramos son fusión y congelación (sólido \leftrightarrow líquido), sublimación y deposición (sólido \leftrightarrow gas) y vaporización y condensación (líquido \leftrightarrow gas). (Sección 11.4)

cambios de estado Transformaciones de la materia de un estado a otro, por ejemplo, de gas a líquido. (Sección 1.3)

cambios físicos Cambios (como un cambio de fase) que no alteran la composición química. (Sección 1.3)

cambios químicos Procesos en los que una o más sustancias se convierten en otras sustancias; también se denominan **reacciones químicas**. (Sección 1.3)

cantidad de movimiento El producto de la masa, m , y la velocidad, v , de una partícula. (Sección 6.4)

capa de electrones Conjunto de orbitales que tienen el mismo valor de n . Por ejemplo, los orbitales con $n = 3$ (los orbitales 3s, 3p y 3d) constituyen el tercer nivel. (Sección 6.5)

capacidad amortiguadora Cantidad de ácido o base que un amortiguador puede neutralizar antes de que el pH comience a cambiar apreciablemente. (Sección 17.2)

capacidad calorífica Cantidad de calor necesaria para elevar en 1°C (o 1 K) la temperatura de una muestra de materia. (Sección 5.5)

capacidad calorífica molar Calor necesario para elevar en 1°C la temperatura de 1 mol de una sustancia. (Sección 5.5)

captura de electrones Modo de desintegración radiactiva en el que un electrón de un orbital interno es capturado por el núcleo. (Sección 21.1)

carácter metálico Grado en que un elemento exhibe las propiedades físicas y químicas características de los metales, como lustre, maleabilidad, ductilidad y buena conductividad térmica y eléctrica. (Sección 7.6)

carbohidratos Clase de sustancias que se forma a partir de polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas. (Sección 25.10).

carbón vegetal Material de alto contenido en carbono, que se produce cuando se calienta madera a alta temperatura con insuficiente aire. (Sección 22.9)

carburo Compuesto binario de carbono con un metal o metaloide. (Sección 22.9)

carga electrónica La carga negativa de un electrón; tiene una magnitud de 1.602×10^{-19} C. (Sección 2.3)

carga formal El número de electrones de valencia en un átomo aislado menos el número de electrones asignados al átomo en la estructura de Lewis. (Sección 8.5)

carga nuclear efectiva Carga positiva neta que un electrón experimenta en un átomo con muchos electrones; esta carga no es la carga nuclear total porque los demás electrones del átomo escudan parcialmente el núcleo. (Sección 7.2)

catalizador Sustancia que altera la velocidad de una reacción química sin sufrir un cambio químico permanente al hacerlo. (Sección 14.7)

catalizador heterogéneo Catalizador que está en una fase distinta de la de los reactivos. (Sección 14.7)

catalizador homogéneo Catalizador que está en la misma fase que los reactivos. (Sección 14.7)

cátion Ion con carga positiva. (Sección 2.7)

cátodo Electrodo en el que hay reducción. (Sección 20.3)

celda cúbica centrada en el cuerpo Celda unitaria cúbica en la que los puntos de red están en las esquinas y en el centro. (Sección 11.7)

celda cúbica centrada en las caras Celda unitaria cúbica que tiene puntos de red en cada vértice y también en el centro de cada cara. (Sección 11.7)

celda cúbica primitiva Celda unitaria cúbica en la que los puntos de red están únicamente en los vértices. (Sección 11.7)

celda de combustible Celda voltaica que utiliza la oxidación de un combustible convencional, digamos H_2 o CH_4 , como reacción de la celda. (Sección 20.7)

celda de concentración Celda voltaica que confiere el mismo electrolito y los mismos materiales de electrodo tanto en el compartimento del ánodo como en el del cátodo. La fem de la celda se deriva de una diferencia en las concentraciones de las mismas soluciones electrolíticas en los compartimentos. (Sección 20.6)

celda Downs Celda que se usa para obtener sodio metálico por electrolisis de NaCl fundido. (Sección 23.4)

celda electrolítica Dispositivo en el que se produce una reacción de oxidación-reducción no espontánea por el paso de una corriente bajo un potencial eléctrico externo suficiente. (Sección 20.9)

celda galvánica Véase celda voltaica. (Sección 20.3)

celda unitaria La porción más pequeña de un cristal que reproduce la estructura de todo el cristal si se repite en diferentes direcciones en el espacio. Es la unidad de repetición o

“bloque de construcción” de la red cristalina. (Sección 11.7)

celda voltaica (galvánica) Dispositivo en el que se efectúa una reacción espontánea de oxidación-reducción con paso de electrones por un circuito externo. (Sección 20.3)

celulosa Polisacárido de glucosa; es el principal elemento estructural de la materia vegetal. (Sección 25.10)

cerámica Material inorgánico sólido que puede ser cristalino (óxidos, carburos, silicatos) o amorfos (vidrios). Casi todos los materiales cerámicos funden a altas temperaturas. (Sección 12.4)

cerámica superconductora Óxido metálico complejo que sufre una transición a un estado superconductor a baja temperatura. (Sección 12.5)

cetona Compuesto en el que el grupo carbonilo está en el interior de una cadena de carbono, así que está flanqueado por átomos de carbono. (Sección 25.6)

ciclo Born-Haber Ciclo termodinámico basado en la ley de Hess que relaciona la energía de red de una sustancia iónica con su entalpía de formación y con otras cantidades medibles. (Sección 8.2)

cicloalcanos Hidrocarburos saturados con fórmula general C_nH_{2n} , en los que los átomos de carbono forman un anillo cerrado. (Sección 25.3)

cifras significativas Los dígitos que indican la precisión con que se efectúa una medición; todos los dígitos de una cantidad medida son significativos, incluido el último, que es incierto. (Sección 1.5)

cinética química Área de la química que se ocupa de la velocidad de las reacciones químicas. (Capítulo 14: Introducción)

clorofila Pigmento vegetal que desempeña un papel principal en la conversión de energía solar en energía química durante la fotosíntesis. (Sección 24.2)

clorofluorocarbonos Compuestos que contienen exclusivamente cloro, flúor y carbono. (Sección 18.3)

cociente de reacción (Q) El valor que se obtiene cuando se insertan concentraciones de reactivos y productos en la expresión de equilibrio. Si las concentraciones son concentraciones de equilibrio, $Q = K$; de lo contrario, $Q \neq K$. (Sección 15.5)

colores complementarios Colores que, al mezclarse en las proporciones correctas, se ven blancos o incoloros. (Sección 24.5)

combustibles fósiles Hullas, petróleo y gas natural, que actualmente son nuestras principales fuentes de energía. (Sección 5.8)

complejo activado (estado de transición) El acomodo específico de átomos que se encuentra en la parte más alta de la barrera de energía potencial cuando una reacción avanza de los reactivos a los productos. (Sección 14.5)

complejo de alto espín Complejo cuyos electrones ocupan los orbitales d para dar el número máximo de electrones no apareados. (Sección 24.6)

complejo de bajo espín Complejo que tiene el número más bajo posible de electrones no apareados. (Sección 24.6)

complejo metálico (ión complejo o complejo) Conjunto formado por un ion metálico y las bases de Lewis unidas a él. (Sección 24.1)

composite Mezcla sólida compleja de dos o más componentes. Uno de ellos suele estar presente en mucha mayor cantidad que los otros y actúa como matriz primaria en la que están embebidos los otros componentes. (Sección 12.4)

compuesto Sustancia formada por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. (Sección 1.2)

compuesto de coordinación o complejo Compuesto que contiene un ion metálico unido a un grupo de moléculas o iones circundantes que actúan como ligandos. (Sección 24.1)

compuesto intermetálico Aleación homogénea con propiedades y composición bien definidas. Los compuestos intermetálicos son estequiométricos, pero sus composiciones no se explican fácilmente en términos de la teoría ordinaria de enlaces químicos. (Sección 23.6)

compuesto iónico Compuesto formado por cationes y aniones. (Sección 2.7)

compuesto molecular Compuesto que consta de moléculas. (Sección 2.6)

concentración Cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente o de disolución. (Sección 4.5)

configuración electrónica Disposición específica de electrones en los orbitales de un átomo. (Sección 6.8)

constante de disociación ácida (K_a) Constante de equilibrio que expresa el grado en que un ácido transfiere un protón al agua disolvente. (Sección 16.6).

constante de disociación básica (K_b) Constante de equilibrio que expresa el grado en que una base reacciona con el agua disolvente, aceptando protones y formando $\text{OH}^{(ac)}$. (Sección 16.7)

constante de equilibrio El valor numérico de la expresión de constante de equilibrio de un sistema en equilibrio. La constante de equilibrio se denota con K_{eq} . (Sección 15.2)

constante de formación Para un complejo de ion metálico, es la constante de equilibrio de la formación del complejo a partir del ion metálico y las especies básicas presentes en la disolución. Es una medida de la tendencia del complejo a formarse. (Sección 17.5)

constante de los gases (R) Constante de proporcionalidad de la ecuación del gas ideal. (Sección 10.4)

constante de Planck (h) Constante que relaciona la energía y la frecuencia de un fotón, $E = h\nu$. Su valor es 6.62×10^{-34} J-s. (Sección 6.2)

constante de velocidad Constante de proporcionalidad entre la velocidad de reacción y las concentraciones de los reactivos que aparecen en la ecuación de velocidad. (Sección 14.3)

constante del producto de solubilidad (producto de solubilidad) (K_{ps}) Constante de equilibrio relacionada con el equilibrio entre una sal sólida y sus iones en disolución. Da una medida cuantitativa de la solubilidad de una sal poco soluble. (Sección 17.4)

constante del producto iónico En el caso del agua, K_w es el producto de las concentraciones del ion hidrógeno hidratado y el ion hidróxido: $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ a 25°C . (Sección 16.3)

constante molal de abatimiento del punto de congelación (K_f) Constante característica de un disolvente dado que indica cómo cambia el punto de congelación en función de la molalidad de la disolución: $\Delta T_f = K_f m$. (Sección 13.5)

constante molal de elevación del punto de ebullición (K_b) Constante característica de un disolvente dado que indica cómo cambia el punto de ebullición en función de la molalidad de la disolución: $\Delta T_b = K_b m$. (Sección 13.5)

contador de centelleo Instrumento empleado para detectar y medir radiación por la fluorescencia que produce en un medio fluorescente. (Sección 21.5)

contador Geiger Dispositivo que puede detectar y medir la radiactividad. (Sección 21.5)

contracción de los lantánidos Disminución gradual en los radios atómicos y iónicos al aumentar el número atómico entre los elementos lantánidos (números atómicos 57 a 70). La disminución se debe a un aumento gradual en la carga nuclear efectiva a lo largo de la serie de los lantánidos. (Sección 23.7)

copolímero Polímero complejo resultado de la polymerización de dos o más monómeros distintos. (Sección 12.2)

coque Forma impura de carbono; se forma cuando se calienta hulla a altas temperaturas en ausencia de aire. (Sección 22.9)

corrosión Proceso por el cual un metal es oxidado por sustancias de su entorno. (Sección 20.8)

crystal líquido Sustancia que exhibe una o más fases líquidas parcialmente ordenadas por arriba del punto de fusión de la forma sólida. En contraste, la fase líquida que se forma al fundir sustancias que no son cristales líquidos está totalmente desordenada. (Sección 12.1)

crystalinidad Medida del grado de carácter cristalino (orden) en un polímero. (Sección 12.2)

crystalización Proceso en el que un soluto disuelto sale de la disolución para formar un sólido cristalino. (Sección 13.2)

cuanto El incremento más pequeño de energía radiante que se puede absorber o emitir; la magnitud de la energía radiante es $h\nu$. (Sección 6.2)

curie Medida de radiactividad: 1 curie = 3.7×10^{10} desintegraciones nucleares por segundo. (Sección 21.4)

curva de titulación Gráfica del pH en función del titulante añadido. (Sección 17.3)

curva de titulación de pH Véase curva de titulación. (Sección 17.3)

defecto de masa Diferencia entre la masa de un núcleo y las masas totales de los nucleones individuales que contiene. (Sección 21.6)

degenerado Que tiene la misma energía (en varios orbitales). (Sección 6.7)

densidad La proporción de la masa de un objeto a su volumen. (Sección 1.4)

densidad de electrones La probabilidad de hallar un electrón en cualquier punto dado de un átomo; es igual a ψ^2 , el cuadrado de la función de onda. (Sección 6.5)

densidad de probabilidad (ψ^2) Valor que representa la probabilidad de hallar un electrón en un punto dado del espacio. (Sección 6.5)

depositación al vacío Método para formar películas delgadas, en el que una sustancia se sublima a alta temperatura sin descomponerse y después se deposita en el objeto que se desea recubrir. (Sección 12.6)

depositación electrónica Método para formar películas delgadas en el que el material que formará la película es el cátodo en una descarga de alto voltaje en un gas inerte. (Sección 12.6)

depositación química de vapor Método para formar películas delgadas en el que una sustancia se deposita en una superficie y después sufre algún tipo de reacción química para formar la película. (Sección 12.6)

desalinización Eliminación de sales del agua de mar, salmueras o agua salobre de modo que sirva para consumo humano. (Sección 18.5)

desproporción (dismutación) Reacción en la que una especie sufre oxidación y reducción simultáneas [como en $\text{N}_2\text{O}_3(g) \rightarrow \text{NO}(g) + \text{NO}_2(g)$]. (Sección 22.5)

deuterio Isótopo del hidrógeno cuyo núcleo contiene un protón y un neutrón: ${}^2\text{H}$. (Sección 22.2)

dextrorrotatorio o simplemente dextro o *d* Término empleado para describir una molécula quirial que gira a la derecha (en el sentido del giro de las manecillas del reloj) el plano de polarización de la luz polarizada plana. (Sección 24.4)

diagrama de fase Representación gráfica de los equilibrios entre las fases sólida, líquida y gaseosa de una sustancia en función de la temperatura y la presión. (Sección 11.6)

diagrama de niveles de energía Diagrama que muestra las energías de los orbitales moleculares relativas a los orbitales atómicos de los que se derivan. También se llama **diagrama de orbitales moleculares**. (Sección 9.7)

diagrama de orbitales moleculares Diagrama que muestra las energías de los orbitales moleculares en relación con los orbitales atómicos de los que se derivan; también se llama **diagrama de niveles de energía**. (Sección 9.7)

diamagnetismo Tipo de magnetismo que hace que una sustancia sin electrones no aparezca sea expulsada débilmente de un campo magnético. (Sección 9.8)

difusión Desplazamiento de una sustancia a través de otra. (Sección 10.8)

dilución Proceso de preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada, añadiendo disolvente. (Sección 4.5)

dipolo Molécula en la que un extremo tiene una pequeña carga negativa y el otro tiene una pequeña carga positiva; una molécula polar. (Sección 8.4)

dipolo de enlace Momento dipolar debido a los dos átomos de un enlace covalente. (Sección 9.3)

disolución Mezcla de sustancias que tiene composición uniforme; mezcla homogénea. (Sección 1.2)

disolución acuosa Disolución en la que agua es el disolvente. (Capítulo 4: Introducción)

disolución amortiguada (amortiguador) Disolución que sufre un cambio limitado de pH cuando se agrega una cantidad pequeña de ácido o base. (Sección 17.2)

disolución estándar Disolución de concentración conocida. (Sección 4.6)

disolución ideal Disolución que obedece la ley de Raoult. (Sección 13.5)

disolución saturada Disolución en la que el soluto no disuelto y el soluto disuelto están en equilibrio. (Sección 13.2)

disoluciones insaturadas Disoluciones que contienen menos soluto que una disolución saturada. (Sección 13.2)

disoluciones supersaturadas Disoluciones que contienen más soluto que una disolución saturada. (Sección 13.2)

disolvente El medio de dispersión de una disolución; normalmente es el componente de una disolución que está presente en mayor cantidad. (Sección 4.1)

dispersiones coloidales (coloides) Mezclas que contienen partículas más grandes que los solutos normales pero lo bastante pequeñas como para permanecer suspendidas en el medio dispersor. (Sección 13.6)

doble enlace Enlace covalente en el que intervienen dos pares de electrones. (Sección 8.3)

doble hélice Estructura del ADN que implica el enrollado de dos cadenas de polinucleótidos en una disposición helicoidal. Las dos cadenas de la doble hélice son complementarias en cuanto a que sus bases orgánicas se aparean de modo que la interacción por puentes de hidrógeno sea óptima. (Sección 25.11)

dominio de electrones En el modelo RPECV, regiones en torno a un átomo central en las que es probable hallar electrones. (Sección 9.2)

ecuación de Arrhenius Ecuación que relaciona la constante de velocidad de una reacción con el factor de frecuencia, A , la energía de activación, E_a y la temperatura, T : $k = Ae^{-E_a/RT}$. En su forma logarítmica, se escribe $\ln k = -E_a/RT + \ln A$. (Sección 14.5)

ecuación de Henderson-Hasselbach Relación entre el pH, pK_a y las concentraciones de ácido y base conjugada en una disolución acuosa: $\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{base}]}$. (Sección 17.2)

ecuación de Nernst Ecuación que relaciona la fem de una celda, E , con la fem estándar, E° , y el cociente de la reacción, Q : $E = E^\circ - 2.30RT/nF \log Q$. (Sección 20.6)

ecuación de van der Waals Ecuación de estado para gases no ideales que se basa en sumar correcciones a la ecuación del gas ideal. Los términos de corrección representan las fuerzas intermoleculares de atracción y el volumen ocupado por las moléculas mismas del gas. (Sección 10.9)

ecuación del gas ideal Ecuación de estado para los gases, que incorpora la ley de Boyle, la ley de Charles y la hipótesis de Avogadro en la forma $PV = nRT$. (Sección 10.4)

ecuación iónica completa Ecuación química en la que los electrólitos fuertes disueltos (co-

mo los compuestos iónicos solubles) se escriben como iones individuales. (Sección 4.2)

ecuación iónica neta Ecuación química de una reacción en disolución en la que los electrólitos fuertes se escriben como iones y se omiten los iones espectadores. (Sección 4.2)

ecuación molecular Ecuación química en la que la fórmula de cada sustancia se escribe sin considerar si se trata de un electrólito o un no electrólito. (Sección 4.2)

ecuación química Representación de una reacción química empleando las fórmulas químicas de los reactivos y productos; una ecuación química balanceada contiene el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. (Sección 3.1)

efecto de ion común Desplazamiento de un equilibrio inducido por un ion común a las especies en equilibrio. Por ejemplo, la adición de Na_2SO_4 disminuye la solubilidad de la sal poco soluble BaSO_4 , y la adición de $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ reduce el porcentaje de ionización de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. (Sección 17.1)

efecto quelato La mayor constante de formación de los ligandos polidentados en comparación con los ligandos monodentados correspondientes. (Sección 24.2)

efecto Tyndall Dispersión de un haz de luz visible por las partículas de un coloide. (Sección 13.6)

efusión Escape de un gas a través de un orificio. (Sección 10.8)

elastómero Material que puede sufrir un cambio considerable de forma por estiramiento, flexión o compresión y recuperar su forma original al desaparecer la fuerza distorsionadora. (Sección 12.2)

electrodo estándar de hidrógeno Electrodo basado en la media reacción $2\text{H}^+ (1\text{ M}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (1\text{ atm})$. El potencial estándar de electrodo del electrodo estándar de hidrógeno se define como 0 V. (Sección 20.4)

electrólito Sólido que produce iones en disolución; una disolución electrolítica conduce la corriente eléctrica. (Sección 4.1)

electrólito débil Sustancia que se ioniza parcialmente en disolución. (Sección 4.1)

electrólito fuerte Sustancia que se ioniza totalmente en disolución; por ejemplo, ácidos fuertes, bases fuertes y la mayor parte de las sales. (Sección 4.1)

electrometallurgia Uso de electrólisis para reducir o refinar metales. (Sección 23.4)

electrón Partícula subatómica con carga negativa que está fuera del núcleo atómico; forma parte de todos los átomos. El electrón tiene una masa de 1/1836 la masa del protón. (Sección 2.3)

electronegatividad Una medida de la capacidad de un átomo que está unido a otro, para atraer electrones hacia sí. (Sección 8.4)

electrones de valencia Los electrones externos de un átomo; los que ocupan orbitales que no están ocupados en el gas noble más cercano que tiene menor número atómico. Los electrones de valencia son los que el átomo usa para formar enlaces. (Sección 6.8)

electrones deslocalizados Electrones que están repartidos entre varios átomos de una molécula en lugar de estar localizados entre dos átomos. (Sección 9.6)

electrones internos Los electrones que no están en la capa externa de un átomo. (Sección 6.8)

electroquímica Rama de la química que se ocupa de las relaciones entre la electricidad y las reacciones químicas. (Capítulo 20: Introducción)

elemento Sustancia que no puede separarse en sustancias más simples por medios químicos. (Secciones 1.1 y 1.2)

elemento representativo (de grupo principal) Elemento en el que los orbitales s y p están parcialmente ocupados. (Sección 6.9)

elementos de los grupos principales Elementos de los bloques s y p de la tabla periódica. (Sección 6.9)

elementos de transición (metales de transición) Elementos en los que los orbitales d están parcialmente ocupados. (Sección 6.8)

elementos metálicos (metales) Elementos que suelen ser sólidos a temperatura ambiente, exhiben conductividad térmica y eléctrica elevadas y tienen aspecto lustroso. Casi todos los elementos de la tabla periódica son metales. (Sección 2.5)

elementos no metálicos (no metales) Elementos de la esquina superior derecha de la tabla periódica; los no metales difieren de los metales en sus propiedades físicas y químicas. (Sección 2.5)

elementos transuránicos Elementos que están después del uranio en la tabla periódica. (Sección 21.3)

empaquetamiento compacto cúbico Acomodo de empaquetamiento compacto en el que los átomos de la tercera capa del sólido no están directamente arriba de los de la primera capa. (Sección 11.7)

empaquetamiento compacto hexagonal Acomodo de empaquetamiento compacto en el que los átomos de la tercera capa de un sólido están directamente arriba de los de la primera capa. (Sección 11.7)

enantiómeros Dos moléculas de una sustancia quiral que son imágenes en el espejo una de la otra. Los enantiómeros no pueden superponerse. (Sección 24.4)

energía Capacidad para efectuar trabajo o transferir calor. (Sección 5.1)

energía cinética Energía que un objeto posee en virtud de su movimiento. (Sección 5.1)

energía de activación (E_a) La energía mínima que se requiere para iniciar una reacción química; la altura de la barrera de energía que se opone a la formación de los productos. (Sección 14.5)

energía de apareamiento de espines La energía necesaria para aparear un electrón con otro que ocupa un orbital. (Sección 24.6)

energía de ionización Energía requerida para extraer un electrón de un átomo gaseoso cuando éste está en su estado basal. (Sección 7.4)

energía de red Energía necesaria para separar totalmente los iones de un sólido iónico. (Sección 8.2)

energía de unión nuclear La energía necesaria para descomponer un núcleo atómico en los protones y neutrones que lo constituyen. (Sección 21.6)

energía interna La energía total que un sistema posee. Cuando un sistema sufre un cambio, el cambio de energía interna, ΔE , se define como el calor, q , añadido al sistema más el trabajo, w , efectuado por el entorno sobre el sistema: $\Delta E = q + w$. (Sección 5.2)

energía libre (energía libre de Gibbs, G) Función termodinámica de estado que proporciona un criterio de cambio espontáneo en términos de entalpía y entropía: $G = H - TS$. (Sección 19.6)

energía libre de Gibbs Función termodinámica de estado que combina la entalpía y la entropía en la forma $G = H - TS$. En el caso de un cambio que se efectúa a presión y temperatura constantes, el cambio de energía libre es $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. (Sección 19.6)

energía libre estándar de formación (ΔG_f°) El cambio de energía libre asociado a la formación de una sustancia a partir de sus elementos en condiciones estándar. (Sección 19.6)

energía potencial Energía que un objeto posee como resultado de su composición o su posición con respecto a otro objeto. (Sección 5.1)

energía renovable Energía, como la solar, eólica e hidroeléctrica, que proviene de fuentes prácticamente inagotables. (Sección 5.8)

enlace covalente Enlace formado entre dos o más átomos al compartir electrones. (Sección 8.1)

enlace covalente no polar Enlace covalente en el que los electrones se comparten equitativamente. (Sección 8.4)

enlace covalente polar Enlace covalente en el que los electrones no se comparten equitativamente. (Sección 8.4)

enlace iónico Enlace entre iones con carga opuesta. Los iones se forman a partir de átomos por la transferencia de uno o más electrones. (Sección 8.1)

enlace metálico Enlace en el que los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse por toda la estructura tridimensional. (Sección 8.1)

enlace peptídico Enlace formado entre dos aminoácidos. (Sección 25.9)

enlace pi (π) Enlace covalente en el que la densidad electrónica se concentra arriba y abajo de la línea que une a los átomos enlazados. (Sección 9.6)

enlace químico Fuerza de atracción intensa que existe entre los átomos de una molécula. (Sección 8.1)

enlace sencillo Enlace covalente en el que interviene un solo par de electrones. (Sección 8.3)

enlace sigma (σ) Enlace covalente en el que la densidad electrónica está concentrada en el eje internuclear. (Sección 9.6)

enlaces cruzados Enlaces entre cadenas de polímeros. (Sección 12.2)

entalpía Cantidad definida por la relación $H = E + PV$; el cambio de entalpía, ΔH , de una reacción que se efectúa a presión constante es el calor que se desprende o absorbe en la reacción: $\Delta H = q_p$. (Sección 5.3)

entalpía (calor) de formación El cambio de entalpía que acompaña a la formación de una sustancia a partir de las formas más estables de sus elementos componentes. (Sección 5.7)

entalpía de enlace El cambio de entalpía, ΔH , que se requiere para romper un enlace dado cuando la sustancia está en la fase gaseosa. (Sección 8.8)

entalpía de reacción El cambio de entalpía asociado a una reacción química. (Sección 5.4)

entalpía estándar (ΔH°) El cambio de entalpía cuando todos los reactivos y productos están en su estado estándar. (Sección 5.7)

entalpía estándar de formación (ΔH_f°) El cambio de entalpía que acompaña a la formación de 1 mol de una sustancia a partir de sus elementos, estando todas las sustancias en su estado estándar. (Sección 5.7)

entorno En termodinámica, todo lo que está afuera del sistema que estudiamos. (Sección 5.1).

entropía Función termodinámica asociada al número de estados de energía equivalentes o acomodos espaciales distintos en los que puede hallarse un sistema. Es una función termodinámica de estado, lo que implica que, una vez que especificamos las condiciones de un sistema —es decir, la temperatura, la presión, etc.— la entropía queda definida. (Secciones 13.1 y 19.2)

entropía molar estándar (S°) El valor de entropía para un mol de una sustancia en su estado estándar. (Sección 19.4)

enzima Molécula de proteína que cataliza reacciones bioquímicas específicas. (Sección 14.7)

equilibrio dinámico Estado de balance en el que procesos opuestos se efectúan con la misma velocidad. (Sección 11.5)

equilibrio heterogéneo Equilibrio que se establece entre sustancias en dos o más fases distintas; por ejemplo, entre un gas y un sólido o entre un sólido y un líquido. (Sección 15.3)

equilibrio homogéneo Equilibrio que se establece entre reactivos y productos que están en la misma fase. (Sección 15.3)

equilibrio químico Estado de balance dinámico en el que la velocidad de formación de los productos de una reacción a partir de los reactivos es igual a la velocidad de formación de los reactivos a partir de los productos; en el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos se mantienen constantes. (Sección 4.1; Capítulo 15: Introducción)

escala Celsius Escala de temperatura en la que el agua se congela a 0° y bulle a 100° en el nivel del mar. (Sección 1.4)

escala Kelvin Escala de temperatura absoluta; la unidad SI de temperatura es el kelvin. El cero en la escala Kelvin corresponde a -273.15°C ; por tanto, $K = ^\circ\text{C} + 273.15$. (Sección 1.4)

escoria Mezcla de silicatos fundidos. Las escorias pueden ser ácidas o básicas, dependiendo de la acidez o basicidad del óxido añadido a la sílice. (Sección 23.2)

esfera de coordinación El ion metálico y los ligandos que lo rodean. (Sección 24.1)

esmog fotoquímico Mezcla compleja de sustancias indeseables que se produce por la acción de la luz solar sobre una atmósfera urbana contaminada con emisiones de automóviles. Los principales ingredientes son óxidos de nitrógeno y sustancias orgánicas, sobre todo olefinas y aldehídos. (Sección 18.4)

espectro Distribución de la energía radiante emitida o absorbida por un objeto, entre diversas longitudes de onda. (Sección 6.3)

espectro continuo Espectro que contiene radiación distribuida en todas las longitudes de onda. (Sección 6.3)

espectro de absorción La cantidad de luz absorbida por una muestra, en función de la longitud de onda. (Sección 24.5)

espectro de líneas Espectro que sólo contiene radiación de ciertas longitudes de onda específicas. (Sección 6.3)

espectrómetro de masas Instrumento empleado para medir las masas exactas y las cantidades relativas de los iones atómicos y moleculares. (Sección 2.4)

espín electrónico Propiedad del electrón que hace que se comporte como un diminuto imán. El electrón se comporta como si estuviera girando sobre su eje; el espín electrónico está cuantizado. (Sección 6.7)

estado basal El estado de más baja energía; el más estable. (Sección 6.3)

estado de transición (complejo activado) Acomodo específico de las moléculas de reactivo y producto en el punto de máxima energía del paso que determina la velocidad de una reacción. (Sección 14.5)

estado excitado Estado de más alta energía que el estado basal. (Sección 6.3)

estados de la materia Las tres formas en que encontramos la materia: sólido, líquido y gas. (Sección 1.2)

estequiometría Las relaciones entre las cantidades de reactivos y productos que intervienen en reacciones químicas. (Capítulo 3: Introducción)

éster Compuesto orgánico que tiene un grupo OR unido a un carbonilo; es el producto de la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol. (Sección 25.6)

estereoisómeros Compuestos que tienen la misma fórmula y disposición de enlaces pero que difieren en el acomodo espacial de los átomos. (Sección 24.4)

estratosfera Región de la atmósfera que está inmediatamente arriba de la troposfera. (Sección 18.1)

estructura de Lewis Representación de los enlaces covalentes de una molécula que se dibuja empleando símbolos de Lewis. Los pares compartidos de electrones se representan con líneas, y los no compartidos, con pares de puntos. Sólo se muestran los electrones de la capa de valencia. (Sección 8.3)

estructura electrónica La disposición de los electrones de un átomo o molécula. (Capítulo 6: Introducción)

estructura primaria Sucesión de aminoácidos a lo largo de una cadena proteínica. (Sección 25.9)

estructura secundaria Forma en que una proteína está enrollada o estirada. (Sección 25.9)

estructura terciaria Forma general de una proteína grande; específicamente, la manera en que secciones de la proteína se pliegan o trenzan. (Sección 25.9)

estructuras de resonancia (formas de resonancia) Estructuras de Lewis individuales en las que dos o más estructuras de Lewis son

descripciones igualmente satisfactorias de una sola molécula. En tales casos, las estructuras de resonancia se “promedian” para dar una descripción correcta de la molécula real. (Sección 8.6)

éter Compuesto en el que dos grupos hidrocarbonados están unidos a un átomo de oxígeno. (Sección 25.5)

exactitud Una medida de qué tan cerca del valor correcto están las mediciones individuales. (Sección 1.5)

expresión de la constante de equilibrio La expresión que describe la relación entre las concentraciones (o presiones parciales) de las sustancias presentes en un sistema en el equilibrio. El numerador se obtiene multiplicando las concentraciones de las sustancias en el lado de los productos de la ecuación, cada uno elevado a una potencia igual a su coeficiente en la ecuación química. De manera análoga, el denominador contiene las concentraciones de las sustancias en el lado de los reactivos de la ecuación. (Sección 15.2)

fem estándar, también llamado potencial estándar de celda (E°) La fem de una celda cuando todos los reactivos están en condiciones estándar. (Sección 20.4)

factor de conversión Proporción que relaciona la misma cantidad en dos sistemas de unidades y sirve para convertir unidades de medición. (Sección 1.6)

factor de frecuencia (A) Término de la ecuación de Arrhenius relacionado con la frecuencia de choques y la probabilidad de que los choques tengan la orientación correcta para que haya reacción. (Sección 14.5)

faraday Unidad de carga igual a la carga total de 1 mol de electrones: $1 F = 96,500 C$. (Sección 20.5)

fase líquido-crystalina colestérica Cristal líquido formado por moléculas planas, con forma de disco, que se alinean formando pilas de “discos” moleculares. (Sección 12.1)

fase líquido-crystalina esmética Cristal líquido en el que las moléculas están alineadas en la dirección de sus ejes longitudinales y dispuestas en láminas, con los extremos de las moléculas alineados. Hay varios tipos de fases esméticas. (Sección 12.1)

fase líquido-crystalina nemática Cristal líquido en el que las moléculas están alineadas en la misma dirección general, a lo largo de sus ejes longitudinales, pero los extremos de las moléculas no están alineados. (Sección 12.1)

ferromagnetismo Capacidad de algunas sustancias para magnetizarse de forma permanente. (Sección 23.7)

fisión División de un núcleo grande en dos núcleos más pequeños. (Sección 21.6)

fórmula empírica (fórmula más simple) Fórmula química que indica los tipos de átomos y sus proporciones relativas en una sustancia. (Sección 2.6)

fórmula estructural Fórmula que muestra no sólo el número y la especie de los átomos de una molécula, sino también su acomodo. (Sección 2.6)

fórmula molecular Fórmula química que indica el número real de átomos de cada elemento que hay en una molécula de una sustancia. (Sección 2.6)

fórmula química Notación que utiliza símbolos químicos con subíndices numéricos para indicar las proporciones relativas de los átomos de los diferentes elementos que constituyen una sustancia. (Sección 2.6)

fotodisociación Ruptura de una molécula en dos o más fragmentos neutros como resultado de la absorción de luz. (Sección 18.2)

fotoionización Eliminación de un electrón de un átomo o molécula por absorción de luz. (Sección 18.2)

fotón El incremento más pequeño (un cuantitativo) de energía radiante; un fotón de luz con frecuencia v tiene una energía igual a $h\nu$. (Sección 6.2)

fotosíntesis Proceso que se efectúa en las hojas de las plantas y en el cual se usa energía lumínosa para convertir dióxido de carbono y agua en carbohidratos y oxígeno. (Sección 24.2)

fracción molar Proporción del número de moles de un componente en una mezcla al total de moles de todos los componentes; se abrevia X , con un subíndice que identifica al componente. (Sección 10.6)

frecuencia Número de veces que una longitud de onda entera pasa por un punto dado en un segundo. (Sección 6.1)

fuerza Un empuje o un tirón. (Sección 5.1)

fuerza dipolo-dipolo La fuerza que existe entre moléculas polares. (Sección 11.2)

fuerza electromotriz (fem) Medida de la fuerza impulsora, o presión eléctrica, que hace que se efectúe una reacción electroquímica. La fuerza electromotriz se mide en voltios: $1 V = 1 J/C$. También se llama potencial de celda. (Sección 20.4)

fuerza ion-dipolo Fuerza que existe entre un ion y una molécula polar neutra que posee un momento dipolar permanente. (Sección 11.2)

fuerzas de dispersión de London Fuerzas intermoleculares resultado de las atracciones entre dipolos inducidos. (Sección 11.2)

fuerzas intermoleculares Fuerzas de atracción a corta distancia que operan entre las partículas que constituyen las unidades de una sustancia líquida o sólida. Estas mismas fuerzas hacen que los gases se licuen o solidifiquen a temperaturas bajas y presiones altas. (Capítulo 11: Introducción)

función de estado Propiedad de un sistema determinada por el estado o condición del sistema y no por cómo llegó a ese estado; su valor es fijo cuando se especifican temperatura, presión, composición y forma física; P , V , T , E y H son funciones de estado. (Sección 5.2)

función de onda Descripción matemática de un estado permitido de energía de un electrón (un orbital) en el modelo del átomo según la mecánica cuántica; por lo regular se representa con la letra griega ψ . (Sección 6.5)

fundición Proceso por el que los materiales fundidos formados en el curso de las reacciones químicas se separan en dos o más capas. Por ejemplo, las capas podrían ser escoria y metal fundido. (Sección 23.2)

fusión Unión de dos núcleos ligeros para formar uno más pesado. (Sección 21.6)

gas Materia que no tiene volumen ni forma fijos; adopta el volumen y la forma de su recipiente. (Sección 1.2)

gas ideal Gas hipotético cuyo comportamiento en términos de presión, volumen y temperatura se describe perfectamente con la ecuación del gas ideal. (Sección 10.4)

gas natural Mezcla natural de hidrocarburos gaseosos; compuestos que contienen hidrógeno y carbono. (Sección 5.8)

gases nobles Miembros del grupo 8A de la tabla periódica. (Sección 7.8)

geometría de dominios de electrones La disposición tridimensional de los dominios de electrones en torno a un átomo, según el modelo RPECV. (Sección 9.2)

geometría molecular Acomodo de los átomos de una molécula en el espacio. (Sección 9.2)

glucógeno Nombre general dado a un grupo de polisacáridos de la glucosa que los mamíferos sintetizan y usan para almacenar energía de carbohidratos. (Sección 25.10)

glucosa Polihidroxialdehído con la fórmula $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CHO}$; es el más importante de los monosacáridos. (Sección 25.10)

gray (Gy) Unidad SI de dosis de radiación; corresponde a la absorción de 1 J de energía por kilogramo de tejido; 1 Gy = 100 rads. (Sección 21.9)

grupo Elementos que están en la misma columna de la tabla periódica; los elementos del mismo grupo o familia exhiben semejanzas en su comportamiento químico. (Sección 2.5)

grupo alquilo Grupo que se forma eliminando un átomo de hidrógeno de un alcano. (Sección 25.3)

grupo carbonilo El doble enlace $\text{C}=\text{O}$, un rasgo característico de varios grupos funcionales orgánicos, como las cetonas y los aldehídos. (Sección 25.6)

grupo funcional Átomo o grupo de átomos que imparte propiedades químicas características a un compuesto orgánico. (Sección 25.1)

halógenos Miembros del grupo 7A de la tabla periódica. (Sección 7.8)

hélice alfa (α) Estructura proteínica en la que la proteína se enrolla en forma de hélice, con puentes de hidrógeno entre grupos $\text{C}=\text{O}$ y $\text{N}-\text{H}$ de vueltas adyacentes. (Sección 25.9)

hemoglobina Proteína que contiene hierro y se encarga de transportar oxígeno en la sangre. (Sección 18.4)

hibridación Mezcla de diferentes tipos de orbitales atómicos para producir un conjunto de orbitales híbridos equivalentes. (Sección 9.5)

hidratación Solvatación cuando el disolvente es agua. (Sección 13.1)

hidrocarburos Compuestos que sólo contienen carbono e hidrógeno. (Sección 2.9)

hidrocarburos aromáticos Compuestos hidrocarbonados que contienen un acomodo plano cíclico de átomos de carbono unidos por enlaces σ y por enlaces π deslocalizados. (Sección 25.2)

hidrofílico Que atrae el agua. (Sección 13.6)

hidrofóbico Que repele el agua. (Sección 13.6)

hidrólisis Reacción con agua. Cuando un catión o un anión reacciona con agua, el pH se altera. (Sección 16.9)

hidrometalurgia Procesos químicos acuosos para recuperar un metal de una mena. (Sección 23.3)

hidruros iónicos Compuestos que se forman cuando el hidrógeno reacciona con metales alcalinos y los metales alcalinotérreos más pesados (Ca, Sr y Ba); estos compuestos contienen el ion hidruro, H^- . (Sección 22.2)

hidruros metálicos Compuestos que se forman cuando el hidrógeno reacciona con metales de transición; estos compuestos contienen el ion hidruro, H^- . (Sección 22.2)

hidruros moleculares Compuestos que se forman cuando el hidrógeno reacciona con no metales y metaloides. (Sección 22.2)

hipótesis Explicación tentativa de una serie de observaciones o de una ley natural. (Sección 1.3)

hipótesis de Avogadro Volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas. (Sección 10.3)

hulla o carbón mineral Sólido natural que contiene hidrocarburos de alto peso molecular, así como compuestos que contienen azufre, oxígeno y nitrógeno. (Sección 5.8)

indicador Sustancia que se añade a una disolución para que manifieste, mediante un cambio de color, el punto en el que el soluto añadido ha reaccionado con todo el soluto presente en una disolución. (Sección 4.6)

intercambio iónico Proceso en el que iones en disolución sustituyen a otros iones que estaban sujetos a la superficie de una resina de intercambio iónico; el intercambio de un catión de agua dura, como Ca^{2+} , por un catión de agua blanda, como Na^+ , sirve para ablandar el agua. (Sección 18.6)

interhalógenos Compuestos que se forman con dos halógenos distintos. Son ejemplos IBr y BrF_3 . (Sección 22.4)

intermediario Sustancia que se forma en un paso elemental de un mecanismo de varios pasos y se consume en otro; no es ni un reactivo ni un producto final de la reacción global. (Sección 14.6)

ión Átomo o grupo de átomos (ion poliatómico) que tiene carga eléctrica; los iones pueden tener carga positiva o negativa, dependiendo de si los átomos pierden o ganan electrones, respectivamente. (Sección 2.7)

ión complejo (complejo) Conjunto de un ion metálico y las bases de Lewis (ligandos) unidas a él. (Secciones 17.5 y 24.1)

ión hidronio (H_3O^+) La forma predominante del protón en disolución acuosa. (Sección 16.2)

ión hidruro Ion formado por la adición de un electrón a un átomo de hidrógeno: H^- . (Sección 7.7)

ión poliatómico Grupo de dos o más átomos que posee carga eléctrica. (Sección 2.7)

iones espectadores Iones que no cambian durante una reacción y aparecen en ambos miembros de la ecuación iónica completa. (Sección 4.2)

isómeros Compuestos cuyas moléculas tienen la misma composición total pero diferente estructura. (Sección 24.4)

isómeros de enlace Isómeros estructurales de compuestos de coordinación en los que un ligando difiere en la forma de unirse al ion metálico. (Sección 24.4)

isómeros de esfera de coordinación Isóme-

ros estructurales de compuestos de coordinación en los que difieren los ligandos dentro de la esfera de coordinación. (Sección 24.4)

isómeros estructurales Compuestos que poseen la misma fórmula pero difieren en la disposición de enlace de los átomos. (Sección 24.4)

isómeros geométricos Compuestos que tienen el mismo número y tipo de átomos y los mismos enlaces químicos pero diferentes acoplos espaciales de esos átomos y enlaces. (Secciones 24.4 y 25.4)

isómeros ópticos Estereoisómeros en los que las dos formas del compuesto son imágenes especulares que no se pueden superponer. (Sección 24.4)

isótropos Átomos del mismo elemento que contienen diferente número de neutrones y por tanto tienen diferente masa. (Sección 2.3)

joule (J) Unidad del SI (Sistema Internacional) de energía, $1 \text{ kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2$. Una unidad relacionada es la caloría: $4.184 \text{ J} = 1 \text{ cal}$. (Sección 5.1)

lantánido (tierra rara) Elemento en el que la subcapa $4f$ sólo está ocupada parcialmente. (Sección 6.8)

levorrotatorio, o meramente levo o *l* Término empleado para caracterizar una molécula quirial que hace girar hacia la izquierda (en el sentido contrario al del giro de las manecillas del reloj) el plano de polarización de la luz polarizada plana. (Sección 24.4)

ley científica Expresión verbal concisa o ecuación matemática que resume una amplia variedad de observaciones y experiencias. (Sección 1.3)

ley de acción de masas Reglas para expresar la constante de equilibrio en términos de las concentraciones de los reactivos y los productos, según la ecuación química balanceada de la reacción. (Sección 15.2)

ley de Avogadro El volumen de un gas a temperatura y presión constantes es directamente proporcional a la cantidad del gas. (Sección 10.3)

ley de Beer La luz absorbida por una sustancia (A) es igual al producto de su constante de absorbividad molar (a), la longitud de la trayectoria que atraviesa la luz (b) y la concentración molar de la sustancia (c): $A = abc$. (Sección 14.2)

ley de Boyle A temperatura constante, el producto del volumen y la presión de una cantidad dada de gas es constante. (Sección 10.3)

ley de Charles A presión constante, el volumen de una cantidad dada de gas es proporcional a su temperatura absoluta. (Sección 10.3)

ley de Dalton de las presiones parciales La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera presente solo. (Sección 10.6)

ley de Graham La velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su peso molecular. (Sección 10.8)

ley de Henry La concentración de un gas en una disolución, C_g , es proporcional a la presión del gas sobre la disolución: $C_g = kP_g$. (Sección 13.3)

ley de Hess El calor desprendido en un proceso dado se puede expresar como la suma de los calores de varios procesos que, al su-

marse, dan el proceso que interesa. (Sección 5.6)

ley de la composición constante La composición elemental de un compuesto puro siempre es la misma, sea cual sea su origen; también se denomina **ley de las proporciones definidas**. (Sección 1.2)

ley de la conservación de la masa La masa total de los productos de una reacción química es igual a la masa total de los reactivos, de modo que la masa se mantiene constante durante la reacción. (Sección 3.1)

ley de las proporciones definidas La composición elemental de una sustancia pura siempre es la misma, sea cual sea su origen; también se denomina **ley de la composición constante**. (Sección 1.2)

ley de Raoult La presión parcial de un disolvente sobre una disolución, P_A , está dada por la presión de vapor del disolvente puro, P_A° multiplicado por la fracción molar del disolvente en la disolución, X_A : $P_A = X_A P_A^\circ$. (Sección 13.5)

ley de velocidad Ecuación que relaciona la velocidad de reacción con las concentraciones de los reactivos (y a veces también de los productos). (Sección 14.3)

ligando Ion o molécula que se coordina con un átomo o ion metálico para formar un complejo. (Sección 24.1)

ligando bidentado Ligando en el que dos átomos coordinantes están unidos a un metal. (Sección 24.2)

ligando monodentado Ligando que se une al ion metálico a través de un solo átomo donante. Ocupa una posición en la esfera de coordinación. (Sección 24.2)

ligando polidentado Ligando en el que dos o más átomos donantes pueden coordinarse con el mismo ion metálico. (Sección 24.2)

Líquido Materia que tiene volumen definido pero ninguna forma específica. (Sección 1.2)

Líquidos inmiscibles Líquidos que no se mezclan. (Sección 13.3)

litósfera Porción del entorno que consiste en la Tierra sólida. (Sección 23.1)

lixiviación Disolución selectiva de un mineral deseado haciendo pasar una disolución de reactivo acuoso a través de una mena. (Sección 23.3)

longitud de enlace La distancia entre los centros de dos átomos enlazados. (Sección 8.8)

longitud de onda La distancia entre puntos idénticos de ondas sucesivas. (Sección 6.1)

lluvia ácida Agua de lluvia que se ha vuelto demasiado ácida debido a la absorción de óxidos contaminantes, sobre todo SO_3 , producidos por las actividades humanas. (Sección 18.4)

masa Medida de la cantidad de material de un objeto. Mide la resistencia que un objeto opone a ser movido. La unidad en el SI (Sistema Internacional) de la masa es el kilogramo. (Sección 1.4)

masa crítica La cantidad de material fisiológico necesaria para mantener una reacción en cadena. (Sección 21.7)

masa molar La masa de 1 mol de una sustancia en gramos; es numéricamente igual al

peso formular en unidades de masa atómica. (Sección 3.4)

masa supercrítica Cantidad de material fisionable mayor que la masa crítica. (Sección 21.7)

materia Todo lo que ocupa espacio y tiene masa; el material físico del Universo. (Sección 1.1)

mecanismo de reacción Representación o modelo detallado de cómo sucede una reacción; es decir, el orden en que se rompen y forman enlaces y los cambios en las posiciones relativas de los átomos a medida que la reacción avanza. (Sección 14.6)

media reacción Ecuación de una oxidación o bien una reducción que muestra explícitamente los electrones que intervienen [por ejemplo, $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$]. (Sección 20.2)

mena Fuente de un elemento o mineral deseado; por lo regular contiene grandes cantidades de otros materiales, como arena y arcilla. (Sección 23.1)

metales alcalinos Miembros del grupo 1A de la tabla periódica. (Sección 7.7)

metales alcalinotérreos Miembros del grupo 2A de la tabla periódica. (Sección 7.7)

metales del bloque f Elementos lantánidos y actínidos en los que los orbitales 4f o 5f están parcialmente ocupados. (Sección 6.9)

metaloídes Elementos que están en la diagonal que separa los metales de los no metales, en la tabla periódica; las propiedades de los metaloides son intermedias entre las de los metales y los no metales. (Sección 2.5)

metalurgia Ciencia que se ocupa de la extracción de metales de sus fuentes naturales mediante una combinación de procesos químicos y físicos. También se ocupa de las propiedades y estructuras de los metales y las aleaciones. (Sección 23.1)

método científico Proceso general de adentrar los conocimientos científicos efectuando observaciones experimentales y formulando leyes, hipótesis y teorías. (Sección 1.3)

mezcla Combinación de dos o más sustancias, en la que cada sustancia conserva su identidad química. (Sección 1.2)

mezcla racémica Mezcla con cantidades iguales de las formas dextrorrotatoria y levorrotatoria de una molécula quiral. Las mezclas racémicas no giran la luz polarizada. (Sección 24.4)

mineral Sustancia sólida inorgánica, presente en la Naturaleza, como el carbonato de calcio, que se encuentra en forma de calcita. (Sección 23.1)

miscibles Líquidos que se mezclan en todas las proporciones. (Sección 13.3)

modelo de cerradura y llave Modelo de la acción enzimática en el que se imagina que la molécula de sustrato embona de forma más o menos específica en el sitio activo de la enzima. Se supone que, al unirse al sitio activo, el sustrato se activa de alguna manera para la reacción. (Sección 14.7)

modelo de choques Teoría basada en la idea de que las moléculas deben chocar para reaccionar; explica los factores que influyen en las velocidades de reacción en términos de la

frecuencia de choques, el número de choques cuya energía excede la energía de activación y la probabilidad de que los choques se den con la orientación adecuada. (Sección 14.5)

modelo de repulsión de pares de electrones de capa de valencia (RPECV) Modelo que explica el acomodo geométrico de los pares compartidos y no compartidos de electrones en torno a un átomo central, en términos de las repulsiones entre pares de electrones. (Sección 9.2)

mol Un número de Avogadro de objetos (es decir, $6,022 \times 10^{23}$); por ejemplo, un mol de H_2O contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O . (Sección 3.4)

molalidad Concentración de una disolución expresada como moles de soluto por kilogramo de disolvente; se abrevia m . (Sección 13.4)

molaridad Concentración de una disolución expresada como moles de soluto por litro de disolución; se abrevia M . (Sección 4.5)

molécula Combinación química de dos o más átomos. (Secciones 1.1 y 2.6)

molécula diatómica Molécula formada por sólo dos átomos. (Sección 2.6)

molécula polar Molécula que posee un momento dipolar distinto de cero. (Sección 8.4)

molecularidad Número de moléculas que participan como reactivos en una reacción elemental. (Sección 14.6)

momento dipolar Medida de la separación entre las cargas positiva y negativa de una molécula polar. (Sección 8.4)

monómeros Moléculas con bajo peso molecular que se pueden encadenar (polimerizar) para formar un polímero. (Sección 12.2)

monosacárido Azúcar simple; por lo regular contiene seis átomos de carbono. La unión de unidades de monosacárido por reacciones de condensación da origen a los polisacáridos. (Sección 25.10)

movimiento de traslación Movimiento en el que toda una molécula se desplaza en una dirección definida. (Sección 19.3)

movimiento de vibración Movimiento de los átomos dentro de una molécula, en el que se acercan y alejan periódicamente unos de otros. (Sección 19.3)

movimiento rotacional Movimiento de una molécula similar al giro de un trompo. (Sección 19.3)

múltiples enlaces Enlaces en los que intervienen dos o más pares de electrones. (Sección 8.3)

negro de carbón Forma microcristalina del carbono. (Sección 22.9)

neutrón Partícula eléctricamente neutra presente en el núcleo de los átomos; tiene aproximadamente la misma masa que el protón. (Sección 2.3)

no electrólito Sustancia que no se ioniza en agua y, por tanto, produce una disolución que no conduce la electricidad. (Sección 4.1)

nodo Lugar geométrico de los puntos de un átomo en los que la densidad electrónica es cero. Por ejemplo, el nodo de un orbital 2s es una superficie esférica. (Sección 6.6)

nomenclatura química Reglas empleadas para nombrar sustancias. (Sección 2.8)

núcleo La porción con carga positiva de un átomo; es muy pequeña y densa y está constituida por protones y neutrones. (Sección 2.2)

núcleón Partícula presente en el núcleo de un átomo. (Sección 21.1)

nucleótido Compuesto formado por una molécula de ácido fosfórico, una molécula de azúcar y una base nitrogenada orgánica. Los nucleótidos forman polímeros lineales llamados ADN y ARN, que intervienen en la síntesis de proteínas y en la reproducción celular. (Sección 25.11)

núclido Núcleo de un isótopo específico de un elemento. (Sección 2.3)

número atómico El número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. (Sección 2.3)

número cuántico magnético de espín (m_s) Número cuántico asociado al espín del electrón; puede tener valores de $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. (Sección 6.7)

número de Avogadro El número de átomos de ^{12}C en exactamente 12 g de ^{12}C ; es igual a $6,022 \times 10^{23}$. (Sección 3.4)

número de coordinación El número de átomos adyacentes a los que un átomo está unido directamente. En un complejo, el número de coordinación del ion metálico es el número de átomos donantes a los que está unido. (Secciones 11.7 y 24.1)

número de masa Suma del número de protones y de neutrones en el núcleo de un átomo dado. (Sección 2.3)

número de oxidación (estado de oxidación) Entero positivo o negativo que se asigna a un elemento de una molécula o ion con base en una serie de reglas formales; hasta cierto punto, refleja el carácter positivo o negativo de ese átomo. (Sección 4.4)

números mágicos Números de protones y neutrones que dan lugar a núcleos muy estables. (Sección 21.2)

ondas de materia Término empleado para describir las características ondulatorias de una partícula. (Sección 6.4)

ópticamente activo Que puede girar el plano de la luz polarizada. (Sección 24.4)

orbital Estado permitido de energía de un electrón en el modelo del átomo según la mecánica cuántica; también se usa este término para describir la distribución espacial del electrón. Un orbital está definido por los valores de tres números cuánticos, n , l y m_l . (Sección 6.5)

orbital híbrido Orbital que es resultado de la mezcla de diferentes tipos de orbitales atómicos del mismo átomo. Por ejemplo, un orbital híbrido sp^3 es resultado de la mezcla (hbridación) de un orbital s y tres orbitales p . (Sección 9.5)

orbital molecular Estado permitido de un electrón en una molécula. Según la teoría de los orbitales moleculares, un orbital molecular es totalmente análogo a un orbital atómico, que es un estado permitido de un electrón en un átomo. Los orbitales moleculares se pueden clasificar como σ o π , dependiendo de la disposición de la densidad electrónica respecto al eje internuclear. (Sección 9.7)

orbital molecular de antienlace Orbital molecular en el que la densidad de electrones está concentrada afuera de la región entre los

dos núcleos de los átomos unidos. Tales orbitales, designados σ^* o π^* , son menos estables (tienen mayor energía) que los orbitales moleculares de enlace. (Sección 9.7)

orbital molecular de enlace Orbital molecular en el que la densidad electrónica está concentrada en la región internuclear. La energía de un orbital molecular de enlace es más baja que la de los orbitales atómicos individuales a partir de los cuales se forma. (Sección 9.7)

orbital molecular pi (π) Orbital molecular que concentra la densidad electrónica en lados opuestos de una línea que pasa por los dos núcleos. (Sección 9.8)

orbital molecular sigma (σ) Orbital molecular que centra la densidad electrónica en torno a una línea imaginaria que pasa por dos núcleos. (Sección 9.7)

orbitales de valencia Orbitales que contienen los electrones de la capa externa de un átomo. (Capítulo 7: Introducción)

orden de enlace El número de pares enlazantes de electrones compartidos por dos átomos menos el número de pares antienlazantes de electrones: orden de enlace = (número de electrones enlazantes – número de electrones antienlazantes). (Sección 9.7)

orden de reacción La potencia a la que se eleva la concentración de un reactivo en una ecuación de velocidad de reacción. (Sección 14.3)

orden general de reacción La suma de los órdenes de reacción de todos los reactivos que aparecen en la expresión de velocidad. (Sección 14.3)

ósmosis Movimiento neto de disolvente a través de una membrana semipermeable, hacia la disolución que tiene mayor concentración de soluto. (Sección 13.5)

ósmosis inversa Proceso en el que moléculas de agua atraviesan, por la acción de una presión elevada, una membrana semipermeable, de la disolución más concentrada a la menos concentrada. (Sección 18.5)

oxiácido Compuesto en el que uno o más grupos OH, y posiblemente otros átomos de oxígeno, están unidos a un átomo central. (Sección 16.10)

oxianión Ion poliatómico que contiene uno o más átomos de oxígeno. (Sección 2.8)

oxidación Proceso en el que una sustancia pierde uno o más electrones. (Sección 4.4)

óxido ácido (anhídrido ácido) Óxido que reacciona con una base para formar una sal o bien con agua para formar un ácido. (Sección 22.5)

óxido básico (anhídrido básico) Óxido que reacciona con agua para formar una base o bien reacciona con un ácido para formar una sal y agua. (Sección 22.5)

ozono O₃, un alótropo del oxígeno. (Sección 7.8)

par ácido-base conjugado Un ácido y una base, como H₂O y OH⁻, que difieren sólo en la presencia o ausencia de un protón. (Sección 16.2)

par enlazante En una estructura de Lewis, es el par de electrones compartido por dos átomos. (Sección 9.2)

par no enlazante En una estructura de Le-

wis, par de electrones asignado exclusivamente a un átomo; también se denomina par solitario. (Sección 9.2)

paramagnetismo Propiedad que una sustancia posee si contiene uno o más electrones no apareados. Una sustancia paramagnética es atraída hacia un campo magnético. (Sección 9.8)

partes por billón (ppb) Forma de expresar la concentración de una disolución en gramos de soluto por 10⁹ (un billón estadounidense) gramos de disolución; equivale a microgramos de soluto por litro de disolución en el caso de disoluciones acuosas. (Sección 13.4)

partes por millón (ppm) Forma de expresar la concentración de una disolución en gramos de soluto por 10⁶ (un millón) gramos de disolución; equivale a miligramos de soluto por litro de disolución en el caso de disoluciones acuosas. (Sección 13.4)

partículas alfa Partículas idénticas a los núcleos de helio-4, consistentes en dos protones y dos neutrones; símbolo ${}_2^4\text{He}$ o ${}_2^4\alpha$. (Sección 21.1)

partículas beta Electrones de alta energía emitidos por el núcleo; símbolo ${}_{-1}^0\text{e}$. (Sección 21.1)

partículas subatómicas Partículas como los protones, neutrones y electrones, que son más pequeñas que un átomo. (Sección 2.2)

pascal (Pa) Unidad en el SI de presión: 1 Pa = 1 N/m². (Sección 10.2)

paso determinante de la velocidad El paso elemental más lento de un mecanismo de reacción. (Sección 14.6)

pasos elementales Procesos de una reacción química que se dan en un sola etapa o paso. (Sección 14.6)

película delgada Película depositada sobre un sustrato para decorarlo o protegerlo contra ataques químicos, o para mejorar alguna propiedad deseable, como reflectividad, conductividad eléctrica, color o dureza. (Sección 12.6)

peso atómico La masa media de los átomos de un elemento en unidades de masa atómica (uma); es numéricamente igual a la masa en gramos de 1 mol del elemento. (Sección 2.4)

peso formular Masa del conjunto de átomos representado por una fórmula química. Por ejemplo, el peso formular del NO₂ (46.0 uma) es la suma de las masas de un átomo de nitrógeno y dos átomos de oxígeno. (Sección 3.3)

peso molecular Masa del conjunto de átomos representados por la fórmula química de una molécula. (Sección 3.3)

petróleo Líquido combustible natural constituido por cientos de hidrocarburos y otros compuestos orgánicos. (Sección 5.8).

pH Logaritmo negativo en base 10 de la concentración de ion hidrógeno: pH = -log[H⁺]. (Sección 16.4)

pirometalurgia Proceso por el que un mineral de una mena se convierte, por la acción del calor, de una forma química a otra y finalmente en el metal libre. (Sección 23.2)

plástico Material que puede moldearse por aplicación de calor y presión. (Sección 12.2)

plástico termofijo Plástico que, una vez

moldeado, no puede volverse a moldear fácilmente por la aplicación de calor y presión. (Sección 12.2)

polaridad de enlace Medida de qué tan equitativamente se comparten los electrones entre los dos átomos que forman un enlace químico. (Sección 8.4)

polarizabilidad Facilidad con que la nube de electrones de un átomo o molécula se distorsiona por una influencia externa, dando lugar a un momento dipolar. (Sección 11.2)

polimerización por adición Polimerización que se efectúa por el acoplamiento de monómeros, sin que se formen otros productos en la reacción. (Sección 12.2)

polimerización por condensación Polimerización en la que las moléculas se unen mediante reacciones de condensación. (Sección 12.2)

polímero Molécula de alta masa molecular, formada por el encadenamiento, o polimerización, de un gran número de moléculas de baja masa molecular. Las moléculas individuales que forman el polímero se llaman monómeros. (Sección 12.2)

polipéptido Polímero de aminoácidos, que forman las proteínas. (Sección 25.9)

polisacárido Sustancia formada por varias unidades de monosacárido encadenadas. (Sección 25.10)

porcentaje en masa Número de gramos de soluto en 100 g de disolución. (Sección 13.4)

porfirina Complejo derivado de la molécula de porfina. (Sección 24.2)

positrón Partícula que tiene la misma masa que el electrón pero carga positiva; su símbolo es ${}^0_1\text{e}$. (Sección 21.1)

potencial de celda Medida de la fuerza impulsora (“presión eléctrica”) de una reacción electroquímica; se mide en volts: 1 V = 1 J/C. También se denomina fuerza electromotriz. (Sección 20.4)

potencial estándar de reducción (E_{red}) El potencial de una media reacción de reducción en condiciones estándar, medido relativo al electrodo estándar de hidrógeno. Se denomina también **potencial estándar de electrodo**. (Sección 20.4)

precipitado Sustancia insoluble que se forma en una disolución y se separa de ella. (Sección 4.2)

precisión Qué tan cerca están unas de otras varias mediciones de la misma cantidad; la reproducibilidad de una medición. (Sección 1.5)

presión Medida de la fuerza ejercida sobre una unidad de área. En química, la presión suele expresarse en unidades de atmósferas (atm) o torr; 760 torr = 1 atm; en unidades en el SI, la presión se expresa en pascales (Pa). (Sección 10.2)

presión atmosférica estándar Se define como 760 torr o, en unidades SI, 101.325 kPa. (Sección 10.2)

presión crítica La presión a la que un gas a su temperatura crítica pasa al estado líquido. (Sección 11.4)

presión de vapor Presión ejercida por un vapor en equilibrio con su fase líquida o sólida. (Sección 11.5)

presión osmótica La presión que es preciso

aplicar a una disolución para detener la ósmosis desde el disolvente puro hacia la disolución. (Sección 13.5)

presión parcial La presión ejercida por un gas dado en una mezcla. (Sección 10.6)

primera ley de la termodinámica Expresión de nuestra experiencia en el sentido de que la energía se conserva en todos los procesos. Podemos expresar esta ley de muchas maneras. Una de las más útiles es que el cambio de energía interna, ΔE , de un sistema en cualquier proceso es igual al calor, q , añadido al sistema más el trabajo, w , efectuado por el entorno sobre el sistema: $\Delta E = q + w$. (Sección 5.2)

principio de exclusión de Pauli Regla que dice: en un átomo no es posible que dos electrones tengan sus cuatro números cuánticos (n, l, m_l y m_s) iguales. Como consecuencia de este principio, no puede haber más de dos electrones en cualquier orbital atómico. (Sección 6.7)

principio de incertidumbre Existe una incertidumbre inherente en la precisión con que podemos especificar simultáneamente la posición y la trayectoria (momentum) de una partícula. Esta incertidumbre es importante sólo en el caso de partículas muy pequeñas, como los electrones. (Sección 6.4)

principio de Le Châtelier Cuando perturbamos un sistema en equilibrio químico, las concentraciones de los reactivos y productos se desplazan a modo de anular parcialmente los efectos de la perturbación. (Sección 15.6)

proceso Bayer Procedimiento hidrometalúrgico para purificar bauxita en la recuperación de aluminio de menas que contienen bauxita. (Sección 23.3)

proceso cal-carbonato (soda-cal) Método para eliminar iones Mg^{2+} y Ca^{2+} del agua para reducir la dureza de ésta. Las sustancias que se añaden al agua son "cal", CaO [o "cal apagada"], $Ca(OH)_2$ y carbonato de sodio, Na_2CO_3 , en cantidades que dependen de las concentraciones de los iones indeseables. (Sección 18.6)

proceso endotérmico Proceso en el que un sistema absorbe calor de su entorno. (Sección 5.2)

proceso espontáneo Proceso que puede proceder en una dirección dada, tal como se escribe o describe, sin tener que ser impulsado por una fuente externa de energía. Un proceso puede ser espontáneo aunque sea muy lento. (Sección 19.1)

proceso exotérmico Proceso en el que un sistema desprende calor hacia su entorno. (Sección 5.2)

proceso Haber Sistema de catalizador y condiciones de temperatura y presión desarrollados por Fritz Haber y sus colaboradores para la formación de NH_3 a partir de H_2 y N_2 . (Sección 15.1)

proceso Hall Proceso empleado para obtener aluminio por electrólisis de Al_2O_3 disuelto en criolita fundida, Na_3AlF_6 . (Sección 23.4)

proceso irreversible Proceso que no puede revertirse, de modo que una parte de su potencial para efectuar trabajo se disipa en forma de calor. En la práctica, todos los procesos

espontáneos son irreversibles. (Sección 19.1)

proceso Ostwald Proceso industrial para producir ácido nítrico a partir de amoníaco. El NH_3 se oxida catalíticamente con O_2 para formar NO; el NO en el aire se oxida a NO_2 ; se forma HNO_3 en una reacción de desproporción (dismutación) cuando el NO_2 se disuelve en agua. (Sección 22.7)

proceso reversible Proceso que puede ir y regresar de un estado a otro siguiendo exactamente la misma trayectoria; un proceso en equilibrio es reversible porque se le puede revertir con una modificación infinitesimal de una variable, como la temperatura. (Sección 19.1)

proceso sol-gel Proceso en el que se producen partículas extremadamente pequeñas (0.003 a 0.1 μm de diámetro) y de tamaño uniforme en una serie de pasos químicos seguidos de calentamiento controlado. (Sección 12.4)

producto Sustancia producida en una reacción química; aparece a la derecha de la flecha en una ecuación química. (Sección 3.1)

propiedad extensiva Propiedad que depende de la cantidad de material considerada; por ejemplo, masa o volumen. (Sección 1.3)

propiedad intensiva Propiedad que no depende de la cantidad de material considerada; por ejemplo, la densidad. (Sección 1.3)

propiedades coligativas Las propiedades de un disolvente (disminución de la presión de vapor, abatimiento del punto de congelación, elevación del punto de ebullición, presión osmótica) que dependen de la concentración total de partículas de soluto presentes. (Sección 13.5)

propiedades físicas Propiedades que pueden medirse sin alterar la composición de una sustancia; por ejemplo, color y punto de fusión. (Sección 1.3)

propiedades químicas Propiedades que describen la composición y reactividad de una sustancia; cómo la sustancia se convierte en otras sustancias. (Sección 1.3)

protección catódica Forma de proteger un metal contra la corrosión convirtiéndolo en el cátodo de una celda voltaica. Esto puede lograrse pegándole un metal de más fácil oxidación, que actúa como ánodo, al metal que se desea proteger. (Sección 20.8)

proteína Biopolímero constituido por aminoácidos. (Sección 25.9)

protio El isótopo más común del hidrógeno. (Sección 22.2)

protón Partícula subatómica con carga positiva que se encuentra en el núcleo del átomo. (Sección 2.3)

puentes de hidrógeno Enlaces resultado de atracciones intermoleculares entre moléculas que contienen hidrógeno unido a un elemento electronegativo, principalmente oxígeno, nitrógeno o flúor. (Sección 11.2)

punto de equivalencia En una titulación, el punto en el que el soluto añadido ya reaccionó totalmente con el soluto presente en la disolución. (Sección 4.6)

punto normal de ebullición El punto de ebullición a 1 atm de presión. (Sección 11.5)

punto normal de fusión El punto de fusión

a 1 atm de presión. (Sección 11.6)

punto triple Temperatura en la que las fases sólida, líquida y gaseosa coexisten en equilibrio. (Sección 11.6)

química Disciplina científica que se ocupa de la composición, propiedades y transformaciones de la materia. (Capítulo 1: Introducción)

química orgánica El estudio de los compuestos que contienen carbono y, en especial, de los que contienen enlaces carbono-carbono. (Sección 2.9 y Capítulo 25: Introducción)

química verde Química que promueve el diseño y la aplicación de productos y procesos químicos que sean compatibles con la salud humana y conserven el entorno. (Sección 18.7)

quiral Término que describe una molécula o un ion que no se puede superponer a su imagen especular. (Secciones 24.4 y 25.7)

rad Medida de la energía de radiación absorbida por un tejido u otro material biológico; 1 rad = transferencia de $1 \times 10^{-2} \text{ J}$ de energía por kilogramo de material. (Sección 21.9)

radiación electromagnética (energía radiente) Forma de energía que tiene características de onda y se propaga por el vacío con la rapidez característica de $3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$. (Sección 6.1)

radiación gamma Radiación electromagnética de alta energía que emana del núcleo de un átomo radiactivo. (Sección 21.1)

radiación ionizante Radiación que tiene suficiente energía para quitar un electrón a una molécula, ionizándola. (Sección 21.9)

radiactividad Desintegración espontánea de un núcleo atómico inestable acompañada por la emisión de radiación. (Sección 2.2; Capítulo 21: Introducción)

radical libre Sustancia que tiene uno o más electrones no apareados. (Sección 21.9)

radio atómico Estimación del tamaño de un átomo. Ver **radio atómico de enlace**. (Sección 7.3)

radio atómico de enlace El radio de un átomo definido por las distancias que lo separan de otros átomos con los que está unido químicamente. (Sección 7.3)

radioisótopo Isótopo que es radiactivo; es decir, que sufre cambios nucleares con emisión de radiación. (Sección 21.1)

radionúclido Núclido radiactivo. (Sección 21.1)

radiotrazador Radioisótopo que puede servir para seguir el trayecto de un elemento. (Sección 21.5)

rayos catódicos Flujos de electrones que se producen cuando se aplica un alto voltaje a los electrodos de un tubo al vacío. (Sección 2.2)

reacción bimolecular Reacción elemental en la que intervienen dos moléculas. (Sección 14.6)

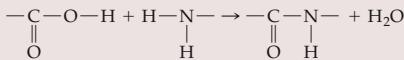
reacción de adición Reacción en la que un reactivo se añade a los dos átomos de carbo-

no de un enlace carbono-carbono múltiple. (Sección 25.4)

reacción de combinación Reacción química en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto. (Sección 3.2)

reacción de combustión Reacción química en la que se desprende calor y a menudo se produce una llama; casi todas las combustiones implican una reacción con oxígeno, como cuando se quema una cerilla. (Sección 3.2)

reacción de condensación Reacción química en la que se separa una molécula pequeña (por ejemplo, una molécula de agua) de entre dos moléculas que reaccionan, como sucede entre un ácido orgánico y una amina:



(Sección 12.2)

reacción de descomposición Reacción química en la que un solo compuesto reacciona para dar dos o más productos. (Sección 3.2)

reacción de desplazamiento Reacción en la que un elemento reacciona con un compuesto y desplaza de él a otro elemento. (Sección 4.4)

reacción de electrólisis Reacción en la que se produce una reacción redox no espontánea mediante el paso de una corriente bajo un potencial eléctrico externo suficiente. Los dispositivos en los que se efectúan reacciones de electrólisis se llaman celdas electrolíticas. (Sección 20.9)

reacción de intercambio (metátesis) Reacción entre compuestos que, escrita en forma de ecuación molecular, parece implicar el intercambio de iones entre los dos reactivos. (Sección 4.2)

reacción de metátesis (intercambio) Reacción en la que dos sustancias intercambian sus iones componentes: $AX + BY \longrightarrow AY + BX$. Las reacciones de precipitación y de neutralización ácido-base son ejemplos de reacciones de metátesis. (Sección 4.2)

reacción de neutralización Reacción en la que un ácido y una base reaccionan en cantidades estequiométricamente equivalentes; la reacción de neutralización entre un ácido y un hidróxido metálico produce agua y una sal. (Sección 4.3)

reacción de oxidación-reducción Reacción química en la que cambian los estados de oxidación de ciertos átomos. (Capítulo 20: Introducción)

reacción de precipitación Reacción entre sustancias en disolución, en la que uno de los productos es insoluble. (Sección 4.2)

reacción de primer orden Reacción cuya velocidad es proporcional a la concentración de un solo reactivo, elevada a la primera potencia. (Sección 14.4)

reacción de segundo orden Reacción en la que el orden total de reacción (la suma de los exponentes de los términos de concentración) de la ecuación de velocidad es 2. (Sección 14.4)

reacción en cadena Serie de reacciones en la que una reacción inicia la siguiente. (Sección 21.7)

reacción redox (de oxidación-reducción) Reacción en la que ciertos átomos sufren cambios en su estado de oxidación. La sustancia cuyo

estado de oxidación aumenta se oxida; la sustancia cuyo estado de oxidación disminuye se reduce. (Capítulo 20: Introducción)

reacción termolecular Reacción elemental en la que intervienen tres moléculas. (Sección 14.6)

reacción termonuclear Otro nombre que se da a las reacciones de fusión; reacción en la que dos núcleos ligeros se fusionan para formar uno más pesado. (Sección 21.8)

reacción unimolecular Reacción elemental en la que interviene una sola molécula. (Sección 14.6)

reacciones de sustitución Reacciones en las que un átomo (o grupo de átomos) sustituye a otro átomo (o grupo) dentro de una molécula; las reacciones de sustitución son típicas de los alkanos e hidrocarburos aromáticos. (Sección 25.4)

reacciones químicas Procesos en los que una o más sustancias se convierten en otras sustancias; también se denominan **cambios químicos**. (Sección 1.3)

reactivo Sustancia inicial en una reacción química; aparece a la izquierda de la flecha en una ecuación química. (Sección 3.1)

reactivo limitante El reactivo que está presente en la cantidad estequiométrica más baja en una mezcla de reactivos; la cantidad de producto que se puede formar está limitada por el consumo total del reactivo limitante. (Sección 3.7)

red cristalina Red imaginaria de puntos en los que puede visualizarse tendida la unidad de repetición de la estructura de un sólido (el contenido de la celda unitaria) para obtener la estructura del cristal. Cada punto representa un entorno idéntico dentro del cristal. (Sección 11.7)

reducción Proceso en el que una sustancia adquiere uno o más electrones. (Sección 4.4)

refinar Convertir una forma impura de un metal en una forma más útil con composición bien definida. Por ejemplo, el hierro de arrabio crudo de un alto horno se refina en un convertidor para producir aceros con la composición deseada. (Sección 23.2)

regla de Hund Los electrones ocupan orbitales degenerados de modo que el número de electrones que tienen el mismo espín sea máximo. Dicho de otro modo, se coloca un electrón en cada orbital antes de comenzar a aparecer electrones en los orbitales. Cabe señalar que esta regla sólo es válida para orbitales degenerados (que tienen la misma energía). (Sección 6.8)

regla del octeto Los átomos enlazados tienden a poseer o compartir un total de ocho electrones de la capa de valencia. (Sección 8.1)

rem Medida del daño biológico causado por la radiación; $rems = rads \times EBR$. (Sección 21.9)

rendimiento porcentual Proporción del rendimiento real (experimental) de un producto a su rendimiento teórico (calculado), multiplicada por 100. (Sección 3.7)

rendimiento teórico La cantidad de producto que debería formarse si reaccionara todo el reactivo limitante. (Sección 3.7)

sal Compuesto iónico que se forma sustituyendo uno o más H^+ de un ácido por otros cationes. (Sección 4.3)

salinidad Medida del contenido de sal del agua de mar, una salmuera o agua salobre. Es igual a la masa en gramos de sales disueltas presentes en 1 kg de agua de mar. (Sección 18.5)

saponificación Hidrólisis de un éster en presencia de una base. (Sección 25.6)

segunda ley de la termodinámica Expresión de nuestra experiencia de que los sucesos naturales tienen cierta dirección. Cuando un proceso se efectúa espontáneamente en una dirección, no es espontáneo en la dirección inversa. Hay muchas formas de plantear la segunda ley, pero todas se basan en la idea de espontaneidad. Uno de los planteamientos más comunes en contextos químicos es que en todo proceso espontáneo la entropía del universo aumenta. (Sección 19.2)

serie de actividad Lista de metales en orden de mayor a menor facilidad de oxidación. (Sección 4.4)

serie de desintegración nuclear Serie de reacciones nucleares que parte de un núcleo inestable y termina en uno estable. También se llama **serie radiactiva**. (Sección 21.2)

serie espectroquímica Lista de ligandos ordenados según su capacidad para desdoblzar las energías de orbital d (en la terminología del modelo de campo cristalino). (Sección 24.6)

serie isoelectrónica Serie de átomos, iones o moléculas que tienen el mismo número de electrones. (Sección 7.3)

serie radiactiva Serie de reacciones nucleares que parte de un núcleo inestable y termina en un núcleo estable. También se denomina **serie de desintegración nuclear**. (Sección 21.2)

silicatos Compuestos que contienen silicio y oxígeno; su estructura se basa en tetraedros de SiO_4 . (Sección 22.10)

símbolo de Lewis (símbolo de electrón-punto) El símbolo químico de un elemento con un punto por cada electrón de valencia. (Sección 8.1)

sistema En termodinámica, la porción del Universo que nos interesa estudiar. Debemos tener cuidado de definir con exactitud qué contiene el sistema y qué transferencias de energía podría tener con su entorno. (Sección 5.1)

sistema aislado Sistema que no intercambia energía ni materia con su entorno. (Sección 19.2)

sistema métrico Sistema de medición empleado en ciencias y en casi todos los países. El metro y el gramo son ejemplos de unidades métricas. (Sección 1.4)

sitio activo Sitio específico de un catalizador heterogéneo o de una enzima, donde se efectúa la catálisis. (Sección 14.7)

sólido Materia que tiene forma y volumen definidos. (Sección 1.2)

sólido amorfo Sólido cuyo acomodo molecular carece de un patrón regular extendido. (Sección 11.7)

sólido cristalino (cristal) Sólido cuyo acomodo interno de átomos, moléculas o iones muestra una repetición regular en todas las direcciones dentro del sólido. (Sección 11.7)

sólidos de red covalente Sólidos en los que las unidades que constituyen la red tridimen-

sional están unidos por enlaces covalentes. (Sección 11.8)

sólidos iónicos Sólidos que se componen de iones. (Sección 11.8)

sólidos metálicos Sólidos constituidos por átomos de metales. (Sección 11.8)

sólidos moleculares Sólidos constituidos por moléculas. (Sección 11.8)

solubilidad Cantidad de una sustancia que se disuelve en una cantidad dada de disolvente a una temperatura dada para formar una disolución saturada. (Secciones 4.2 y 13.2)

sóluto Sustancia disuelta en un disolvente para formar una disolución; normalmente es el componente de una disolución que está presente en menor cantidad. (Sección 4.1)

solvatación Agrupación de moléculas de disolvente en torno a una partícula de sóluto. (Sección 13.1)

subcapa Uno o más orbitales con el mismo juego de números cuánticos n y l . Por ejemplo, hablamos de la subcapa $2p$ ($n = 2, l = 1$), que consta de tres orbitales ($2p_x, 2p_y$ y $2p_z$). (Sección 6.5)

superconductividad Flujo "sin fricción" de electrones que se presenta cuando una sustancia pierde toda resistencia al flujo de una corriente eléctrica. (Sección 12.5)

superconductividad a alta temperatura Flujo "sin fricción" de la corriente eléctrica (superconductividad) a temperaturas mayores que 30 K. (Sección 12.5)

sustancia pura Materia que tiene composición fija y propiedades bien definidas. (Sección 1.2)

sustrato Sustancia que sufre una reacción en el sitio activo de una enzima. (Sección 14.7)

tabla periódica Acomodo de los elementos de menor a mayor número atómico, de tal modo que los elementos con propiedades similares queden en la misma columna. (Sección 2.5)

temperatura crítica La temperatura más alta a la que es posible licuar la forma gaseosa de una sustancia. La temperatura crítica aumenta al aumentar la magnitud de las fuerzas intermoleculares. (Sección 11.4)

temperatura de transición superconductora (T_c) Temperatura por debajo de la cual una sustancia exhibe superconductividad. (Sección 12.5)

temperatura y presión estándar (TPE) Se definen como 0°C y 1 atm de presión; suelen usarse como condiciones de referencia para un gas. (Sección 10.4)

tensión superficial Atracción intermolecular de cohesión que hace que un líquido reduzca al mínimo su área superficial. (Sección 11.3)

teoría Modelo o explicación comprobados acerca de los principios generales de ciertos fenómenos. (Sección 1.3)

teoría cinética-molecular Conjunto de supuestos acerca de la naturaleza de los gases. Esos supuestos, traducidos a una forma matemática, dan la ecuación del gas ideal. (Sección 10.7)

teoría de los orbitales moleculares Teoría que explica los estados permitidos de los electrones en las moléculas. (Sección 9.7)

teoría del campo cristalino Teoría que explica los colores y las propiedades magnéticas y de otro tipo de los complejos de metales de transición en términos del desdoblamiento de las energías de los orbitales d del ion metálico por la interacción electrostática con los ligandos. (Sección 24.6)

teoría del enlace de valencia Modelo de los enlaces químicos en el que se forma un enlace de par de electrones entre dos átomos por el traslape de orbitales de los dos átomos. (Sección 9.4)

tercera ley de la termodinámica La entropía de un sólido cristalino puro a la temperatura del cero absoluto es cero: $S(0\text{ K}) = 0$. (Sección 19.3)

termodinámica El estudio de la energía y de sus transformaciones. (Capítulo 5: Introducción)

termoplástico Material polimérico cuya forma se puede modificar fácilmente aplicando calor y presión. (Sección 12.2)

termoquímica La relación entre las reacciones químicas y los cambios de energía. (Capítulo 5: Introducción)

titulación Proceso de hacer reaccionar una disolución de concentración desconocida con una de concentración conocida (disolución estándar). (Sección 4.6)

torr Unidad de presión (1 torr = 1 mm Hg). (Sección 10.2)

tostado Tratamiento térmico de una mena para suscitar reacciones químicas en las que interviene la atmósfera del horno. Por ejemplo, una mena de sulfuro podría tostarse en aire para formar un óxido metálico y SO_2 . (Sección 23.2)

trabajo Movimiento de un objeto en contra de alguna fuerza. (Sección 5.1)

transición $d-d$ Transición de un electrón de un orbital d de más baja energía a uno de más alta energía. (Sección 24.6)

transmutación nuclear Conversión de un tipo de núcleo en otro. (Sección 21.3)

traslape Grado en que los orbitales atómicos de átomos distintos comparten la misma región del espacio. Cuando el traslape entre

dos orbitales es grande, se podría formar un enlace fuerte. (Sección 9.4)

trayectoria libre media Distancia media que una molécula de gas recorre entre dos choques. (Sección 10.8)

triple enlace Enlace covalente en el que intervienen tres pares de electrones. (Sección 8.3)

tritio Isótopo del hidrógeno que tiene un protón y dos neutrones en el núcleo. (Sección 22.2)

troposfera Región de la atmósfera terrestre que se extiende desde la superficie hasta una altura aproximada de 12 km. (Sección 18.1)

unidad de masa atómica (uma) Unidad basada en el valor de exactamente 12 uma para la masa del isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones en su núcleo. (Secciones 2.3 y 3.3)

unidades SI Las unidades métricas preferidas en las ciencias. Corresponden al Sistema Internacional de unidades. (Sección 1.4)

valor energético Energía que se libera cuando se quema 1 g de una sustancia. (Sección 5.8)

vapor Estado gaseoso de cualquier sustancia que normalmente se encuentra como líquido o sólido. (Sección 10.1)

velocidad de reacción Disminución en la concentración de un reactivo o incremento en la concentración de un producto con el tiempo. (Sección 14.2)

velocidad instantánea Velocidad de reacción en un momento dado, en contraposición a la velocidad media en un intervalo de tiempo. (Sección 14.2)

velocidad media cuadrática (rms) (μ) La raíz cuadrada del promedio de las velocidades al cuadrado de las moléculas de una muestra de gas. (Sección 10.7)

vida media Tiempo que tarda la concentración de un reactivo en bajar a la mitad de su valor inicial; tiempo que tarda en desintegrarse la mitad de una muestra de un radioisótopo dado. (Secciones 14.4 y 21.4)

vidrio Sólido amorfo que se forma al fundirse SiO_2 , CaO y Na_2O . También podrían usarse otros óxidos para formar vidrios con diferentes características. (Sección 22.10)

viscosidad Una medida de la resistencia de los fluidos a fluir. (Sección 11.3)

volátil Que tiende a evaporarse fácilmente. (Sección 11.5)

vulcanización Proceso de formación de enlaces cruzados en las cadenas poliméricas del hule o caucho. (Sección 12.2)

watt Unidad de potencia; 1 W = 1 J/s. (Sección 20.9)

Créditos de Fotografías

Capítulo 1: CO01 NASA, Andrew S. Wilson (University of Maryland); Patrick L. Shopbell (Caltech); Chris Simpson (Subaru Telescope); Thaisa Storchi-Bergmann and F.K.B. Barbosa (UFRGS, Brazil); and Martin J. Ward (University of Leicester, U.K.) **1.2a** Andrew Syred/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **1.2b** Francis G. Mayer/CORBIS **1.2c** G. Murti/Photo Researchers, Inc. **1.3** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.4** Dale Wilson/Green Stock/CORBIS **1.7** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **1.8a** M. Angelo/CORBIS **1.8b** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.11a-c** Donald Clegg and Roxy Wilson Pearson Education/PH College **1.12a-b** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **1.14a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.16** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.17** Australian Postal Service/National Standards Commission **1.21** Tom Pantages/Daimler Chrysler **1.22** NASA/Goddard Space Flight Center

Capítulo 2: CO02 Gary Valaskovic/New Objective, Inc. **2.1** CORBIS **2.2** IBMRL Visuals Unlimited **2.3b-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **2.6** Radium Institute American/Institute of Physics/Emilio Segre Visual Archives **2.7** G.R. 'Dick' Roberts Photo Library **2.17** Richard Megna/Fundamental Photographs **2.18** University of California, Berkeley/American Institute of Physics/Emilio Segre Visual Archives **2.23** Andrew Syred/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **2.25** Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 3: CO03 Galen Rowell/Mountain Light Photography Inc. **3.1** Jean-Loup Charmet/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **3.2** Richard Megna/Fundamental Photographs **p. 77** Dave Carpenter **3.5a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **3.6** Donald Johnston/Getty Images Inc. **3.7** Richard Megna/Fundamental Photographs **3.9** Richard Megna/Fundamental Photographs **p. 108** Carey B. Van Loon **p. 109** Paul Silverman/Fundamental Photographs

Capítulo 4: CO04 Paul Silverman/Fundamental Photographs **4.1** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.2a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.4** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.5** Robert Mathena/Fundamental Photographs **4.7** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.8a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.9** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.10** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.11** Teri Stratford/Photo Researchers, Inc. **4.13** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.14a-c** Petricolas/Megna/Fundamental Photographs **4.15** Erich Lessing/Art Resource, N.Y. **4.16a-d** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **4.17a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **4.19a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **p. 149** Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 5: CO05 Dennis Flaherty/Photo Researchers, Inc. **5.1a** Amoz Eckerson/Visuals Unlimited **5.1b** Tom Pantages **5.8a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **5.14a-b** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **5.15** UPI CORBIS **5.20** Gerard Vandystadt/Photo Researchers, Inc. **5.23** Michael Dalton/Fundamental Photographs **5.25** Honda America/Peter Arnold, Inc.

Capítulo 6: CO06 Stone **6.1** Pal Hermansen/Getty Images Inc. **6.5** AGE/Peter Arnold, Inc. **6.6a** Laura Martin/Visuals Unlimited **6.6b** PhotoDisc, Inc. **6.8** American Institute of Physics/Emilio Segre/Visual Archives **6.9** Scott Camazine/Photo Researchers, Inc. **6.11a-b** Tom Pantages **6.14** Gelderblom/Eye of Science/Photo Researchers, Inc. **6.15** Professor Friedrich Hund/Max-Planck-Institut für Extraterrestrische Physik (MPE) **6.26** Alfred Pasieka/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.

Capítulo 7: CO07 Wildlife Pictures/Peter Arnold, Inc. **7.1** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.8** The Protein Data Bank/RCSB **7.13** Peter Marbach/Grant Heilman Photography, Inc. **7.15a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.16** Ed Degginger/Color-Pic, Inc. **7.17a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.18** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.19** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.20** Nigel Cattlin/Holt Studios International/Photo Researchers, Inc. **7.21a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.22a-c** H. Eugene LeMay, Jr. **7.23** Adam Woolfitt/CORBIS **7.24** Write Stuff Syndicate, Inc. **7.25** Tom Pantages **7.26** RNHRD NHS Trust/Getty Images Inc. **7.27** Ed Degginger/Color-Pic, Inc. **7.29** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.30** Ed Degginger/Color-Pic, Inc.

Capítulo 8: CO08 M. Jentoft-Nilsen, F. Hasler, D. Chesters/NASA/GSFC & T. Neilsen/University of Hawaii/CCRT **8.1a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **8.2a-c** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **8.12a** Tom Pantages **8.14** CORBIS

Capítulo 9: CO09 Omikron/Photo Researchers, Inc. **9.5a-c** Kristen Brochmann/Fundamental Photographs **9.30** Bill Longcore/Photo Researchers, Inc. **9.43** Richard Megna/Fundamental Photographs **9.45a-b** Phil Degginger/Color-Pic, Inc.

Capítulo 10: CO10 Stone **10.4** Andy Levin/Photo Researchers, Inc. **10.5** Roland Seitre/Peter Arnold, Inc. **10.8a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **10.14** Ed Degginger/Color-Pic, Inc. **10.15** Van Bucher/Photo Researchers, Inc. **10.21a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 11: CO11 Mark A. Schneider/Photo Researchers, Inc. **11.9** Richard Megna/Fundamental Photographs **p. 414** Bill Watterson/Universal Press Syndicate **11.10** Astrid and Hanns-Frieder Michler/Peter Arnold, Inc. **11.11** Richard Megna/Fundamental Photographs **11.13** Kristen Brochmann/Fundamental Photographs **11.15** Hermann Eisenbeiss/Photo Researchers, Inc. **11.16** Richard Megna/Fundamental Photographs **11.29a** Dan McCoy/Rainbow **11.29b** Herve Berthoule/Jacana Scientific Control/Photo Researchers, Inc. **11.29c** Michael Dalton/Fundamental Photographs **11.39** Science Source/Photo Researchers, Inc. **11.43** Phil Degginger/Merck/Color-Pic, Inc. **11.44** Robert L. Whetten

Capítulo 12: CO12 Onne van der Wal Photography **12.1a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **12.2** The Magellan Group **12.6** Richard Megna/Fundamental Photographs **12.8** Richard Megna/Fundamental Photographs **12.14** Tom Pantages **12.15** Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc. **12.16** General Electric Global Marketing Communications **12.19** St. Jude Medical, Inc. 2002 **12.20** Southern Illinois University/Photo Researchers, Inc. **12.21** Advanced Tissue Sciences, Inc. **12.22** Biomet Inc. **12.23** Kyocera International, Inc. **12.24** Professor C. Zukoski/Department of Chemical Engineering, University of Illinois/Urbana-Champaign, Illinois **12.25** James L. Amos/Peter Arnold, Inc. **12.26** David Parker/IMI/Univ. of Birmingham/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **12.27** Mauro Fermariello/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **12.29** John Sohlden/Visuals Unlimited **12.30** Superconductor Technologies Inc. **12.31** Nathan Benn/Woodfin Camp & Associates **12.32** Kristen Brochmann/Fundamental Photographs **12.34** Richard Megna/Fundamental Photographs **12.35** Dean M. Aslam

Capítulo 13: CO13 Foto-UNEP-Still Pictures/Peter Arnold, Inc. **13.5** Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc. **13.7a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **13.8** Ed Degginger/Color-Pic, Inc. **13.10a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **13.15** Paul Silverman/Fundamental Photographs **13.16** Joan Richardson/Visuals Unlimited **13.21** Grant Heilman/Grant Heilman Photography, Inc. **13.27** Leonard Lessin/Peter Arnold, Inc. **13.28a** E.R. Degginger/Color-Pic, Inc. **13.28b** Gene Rhoden/Visuals Unlimited **13.32** Oliver Meckes & Nicole Ottawa/Photo Researchers, Inc.

Capítulo 14: CO14 Milton Heiberg/Photo Researchers, Inc. **14.1a** Michael S./Yamashita CORBIS **14.1b** © S.C. Fried/Photo Researchers, Inc. **14.1c** David N. Davis/Photo Researchers, Inc. **14.2a** Michael Dalton/Fundamental Photographs **14.2b** Richard Megna/Fundamental Photographs **14.11** Richard Megna/Fundamental Photographs **14.16** S.C. Fried/Photo Researchers, Inc. **14.19a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **14.22** Astrid & Hanns-Frieder Michler/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. **14.23** Richard Megna/Fundamental Photographs **14.25a-b** Coordinates by J.C. Cheetham, P.J. Artymiuk, and D.C. Phillips; Images by Laboratory for Molecular Modeling, Pharmacy School, UNC-Chapel Hill **14.27a** Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.

Capítulo 15: CO15 Richard Megna/Fundamental Photographs **15.2a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **15.5** Ed Degginger/Color-Pic, Inc. **15.14a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **15.15a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 16: CO16 FoodPix/Getty Images Inc. **16.3** Richard Megna/Fundamental Photographs **16.6** Yoav Levy/Phototake NYC **16.8a-b** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **16.10** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **16.14** Frank LaBua/Pearson Education/PH College **16.16** Tom Pantages

Capítulo 17: CO17 Runk/Schoenberger/Grant Heilman Photography, Inc. **17.1** Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College **17.4** Professors P.P. Motta and S. Correr/Science Picture Library/Photo Researchers, Inc. **17.7a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **17.16a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **17.17b** Gerry Davis/Phototake NYC **17.19a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **17.20a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **17.21a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 18: CO18 Ken Griffiths/Tony Stone Images 18.2 Pekka Parviaainen/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. 18.4 NASA Headquarters 18.5a–b Don & Pat Valenti/Getty Images Inc. 18.7a Dennis Kunkel/Phototake NYC 18.8 Richard Megna/Fundamental Photographs 18.9 Ulf E. Wallin/Getty Images Inc. 18.12 Australia Picture Library/CORBIS 18.14a E.I. DuPont de Nemours & Co., Inc. 18.15 Katadyn North America 18.16 Robert T. Zappalorti/Photo Researchers, Inc. 18.18 Sheila Terry/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. 18.19 GE Plastics 18.20 Kim Fennema/Visuals Unlimited 18.21 PPG Industries, Inc.

Capítulo 19: CO19 Stone 19.1 Kristen Brochmann/Fundamental Photographs 19.2 PNNL/RDF Visuals Unlimited 19.3 Michael Dalton/Fundamental Photographs 19.8 Richard Megna/Fundamental Photographs 19.9a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 19.10a Klaus Pavsan/Peter Arnold, Inc. 19.10b Biophoto Associates/Photo Researchers, Inc. 19.15 Österreichische Zentralbibliothek für Physik 19.16 Library of Congress

Capítulo 20: CO20 Tom Meyers/Photo Researchers, Inc. 20.1a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 20.2a–c Richard Megna/Fundamental Photographs 20.3a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 20.4 Richard Megna/Fundamental Photographs 20.9 Jeff Gnass/Corbis Stock Market 20.15 Burndy Library/Dibner Institute for the History of Science and Technology 20.19 Kaj R. Svenson/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. 20.24 Erich Schrempp/Photo Researchers, Inc. 20.29a–b Reed Barton/Tom Pantages

Capítulo 21: CO21 Science VU/NIH Visuals Unlimited 21.1 Yoav Levy/Phototake NYC 21.6 Fermi National Accelerator Laboratory/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. 21.8 Gianni Tortoli/Science Source/Photo Researchers, Inc. 21.9 Yoav Levy/Phototake NYC 21.11 Kevin Schafer/Peter Arnold, Inc. 21.12a Hank Morgan/Rainbow 21.12b Wellcome Dept. of Cognitive Neurology/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc. 21.18 Chicago Historical Society 21.20b Ed Degginner/Color-Pic, Inc. 21.24 Earl Roberge/Photo Researchers, Inc. 21.25 Richard Megna/Fundamental Photographs

Capítulo 22: CO22 Stone 22.6a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 22.9 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 22.11 Paul Silverman/Fundamental Photographs 22.12a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 22.13 Richard Megna/Fundamental Photographs 22.14 NASA/

Johnson Space Center 22.16 The Granger Collection 22.17 John Hill/Getty Images Inc. 22.20 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 22.21 DuPont/Advanced Fibers Systems 22.24a Jeffrey A. Scovil 22.25 Lawrence Migdale/Science Source/Photo Researchers, Inc. 22.27 Dan McCoy/Rainbow 22.28 Kristen Brochmann/Fundamental Photographs 22.33a–c Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 22.36 Kristen Brochmann/Fundamental Photographs 22.39 Richard Megna/Fundamental Photographs 22.43 EROS Data Center, U.S. Geological Survey 22.44 General Electric Corporate Research & Development Center 22.45a Cytec Fiberite Inc./Cytec Industries Inc. 22.45b John Laptad/Trek Bicycle Corp. 22.46 Richard Megna/Fundamental Photographs 22.47 Chad Ehlers/Getty Images Inc. 22.49 Texas Instruments Incorporated 22.54 National Institute for Occupational Safety & Health

Capítulo 23: CO23 Nintallah/Art Resource, N.Y. (National Archeological Museum, Athens, Greece) 23.1b Brownie Harris/Corbis Stock Market 23.2a–b Karl Hartmann/Traudel Sachs Phototake NYC 23.2c Jeffrey A. Scovil 23.3 The Cleveland-Cliffs Iron Company 23.4b Science VU/API Visuals Unlimited 23.5 Robin Smith/Getty Images Inc. 23.10 Oberlin College Archives 23.12 Richard Megna/Fundamental Photographs 23.17 3Com Corporation 23.19 Richard Megna/Fundamental Photographs 23.23 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 23.26 Michael Dalton/Fundamental Photographs 23.27 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 23.28 Richard Megna/Fundamental Photographs 23.29 Alan L. Detrick/Color-Pic, Inc. 23.30 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 23.31 Paul Silverman/Fundamental Photographs 23.32 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College

Capítulo 24: CO24 Malcolm S. Kirk/Peter Arnold, Inc. 24.2a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 24.8 Gary C. Will/Visuals Unlimited 24.15 Michael P. Gadomski/Photo Researchers, Inc. 24.23 Richard Megna/Fundamental Photographs 24.37a–c Tom Pantages

Capítulo 25: CO25 Ron Kimball Photography 25.8 Ed Degginner/Color-Pic, Inc. 25.9 Wes Thompson/Corbis Stock Market 25.15 Donald Clegg and Roxy Wilson/Pearson Education/PH College 25.16a–b Richard Megna/Fundamental Photographs 25.18 Culver Pictures, Inc. 25.23 Richard Megna/Fundamental Photographs 25.25 Oxford Molecular Biophysics Laboratory/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.

Índice

- Abatimiento del punto de congelación, constante molar de, 506
Ablandamiento de agua, 723
Absorción, 513, 557
Acción capilar, 419
Acción de masas, ley de, 580-81
Aceites para motor, viscosidad de, 418
Aceleradores de partículas, 839
Acero(s), 934
 al alto carbono, 934
 dulces, 468, 934
 formación de, 924-25
 inoxidable, 934
 medianos, 934
Acetálico, 467
Acetaldehido (etanal), 1005-6
 propiedades del, 411
Acetamida (etanamida), 1009
Acetato
 de etilo, 1007
 de isopentilo, 105
 de pentilo, 1007
 de sodio, 491
Acetileno, 986, 996
 geometría molecular del, 338
 producción de, 401
Acetilo, grupo, 19
Acetiluro, ion, 904
Acetona (propanona), 64, 359, 448, 492, 1005
Acetonitrilo, 521
 conversión de metil isonitrilo en, 539, 545-46, 549
 propiedades del, 411
Acidez insignificante, 618
Ácido(s), 121-22, 614
 acético (ácido etanoico), 64, 116, 647, 1006, 1007
 cálculo de pH del, 630-32
 geometría molecular del, 326-27
 propiedades del, 628
 puro, 148
 titulación de, con hidróxido de sodio (NaOH), 673-76
acetilsalicílico (aspirina), 8, 359, 1006
 modelo tridimensional del, 2
 “superaspirina”, 19
adípico, 458
ascórbico (vitamina C), 634, 985
 constante de disociación ácida del, 635
aspártico, 1012
benzoico (ácido fenilmetanoico), 647, 1006
 propiedades del, 628
binarios, 645
carbónico, 127, 903-4
 constante de disociación ácida del, 635
carbono-bicarbonato de sodio, sistema amortiguador de, 669
carboxílicos, 64, 647-48, 985, 1005-7
cianhídrico, 905
 propiedades del, 628
cítrico, 634, 1006
 constante de disociación ácida del, 635
clorhídrico, 62, 116, 121, 137, 614
 enlace covalente del, 330-31
 reacciones del
 con carbonato de calcio, 405
 con cloruro de cobalto(II), 598-99
 con níquel, 490
 con zinc, 163, 777-78
 titulación de, con NaOH , 671-73
clórico, 646
cloroso, 646
débil-base fuerte, titulaciones de, 672-77
débiles, 122-23, 618, 627-36
 constante de disociación ácida (K_a) de, 628-34
 efecto del ion común en, 662-64
polipróticos, 634-36, 677
porcentaje de ionización de, 632-33
desoxiadenílico, 1021
desoxirribonucleico (DNA), 982, 1020-23
 estructura de doble hélice del, 436
 síntesis de proteínas y, 1023
dipróticos, 122, 625-26
etanoico. Véase Ácido acético (ácido etanoico)
fenilacético, 655
fenilmetanoico (ácido benzoico), 628, 647, 1006
fluorhídrico, 107, 122
 propiedades del, 628
 reacción del, con sílice, 879
fórmico (ácido metanoico), 647, 1006
fosfóricos, 898
 constante de disociación ácida de, 635
fosforoso, neutralización de, 677
fuerte-base fuerte, titulaciones de, 671-73
fuertes, 122-23, 618, 625-26
 en disoluciones amortiguadas, 668-71
glicólico, 467
glutámico, 1012
hexafluorosilícico, 879
hidrohálicos, disoluciones de, 879
hipocloroso, 628, 646
láctico, 360, 467, 659, 1006
láctico-ácido glicólico, copolímeros de, 467
metanoico (ácido fórmico), 647, 1006
metaperyódico, 881
monopróticos, 121-22, 625-26
nítrico, 121, 122, 254, 625-26, 894
 reacciones del
 con cobre, 10-11
 con glicerina, 894
 con oro, 133
nitroso, 894, 895
 propiedades del, 628
nombres y fórmulas de, 61-62
nucleicos, 1020-24
óxálico, 1006
 constante de disociación ácida del, 635
oxidación de metales por, 130-33
 serie de actividad y, 131-33
paraperyódico, 881
perclórico, 646, 881
peryódico, 881
pirosulfúrico, 889
pirúvico, 1024
polimetafosfórico, 898
polipróticos, 634-36
 titulaciones de, 677
sulfúrico, 122, 889-90
 constante de disociación ácida del, 635
 peso formular del, 84
 reacciones del
 con sacarosa, 889
 con zinc, 401
sulfuroso, 634, 889
 constante de disociación ácida del, 635
tartárico, 656, 1010
 constante de disociación ácida del, 635
tetrabrólico, 910
trimetafosfórico, 898
Acidosis, 669
Actinídos, configuraciones electrónicas de, 224-25
Activación, entropía de, 774
Actividad, 842
Adenina, 1021, 1022
Adenosina, 899
 difosfato (ADP), 765
 trifosfato (ATP), 765, 828, 899
Adición
 polimerización por, 456-57, 998
 polímero de, 774
 reacciones de
 de alquenos y alquinos, 997-98
 mecanismo de, 998-1000
Adrenalina, 520
Adsorción, 513, 557
Afinidad(es) electrónica(s), 250-52
 de halógenos, 263
 de no metales, 255
electronegatividad y, 285
energía de ionización comparada con, 251
Agente(s)
 antidetonantes, 993
 emulsificante, 514
 oxidantes (oxidantes), 779, 794-96
quelantes (ligandos polidentados), 954-59
reductor (reductor), 779, 794-96
secuestrantes, 955
Agotamiento térmico, 173
Agua, 254. Véase también Equilibrios acuosos; disolución(es) acuosa(s)
análisis por combustión y, 94
arsénico en el agua potable, 900
autoionización del, 620-25
 producto iónico del, 620-24
calor específico del, 169
cloro disuelto en, 726
como disolvente, 661
composición del, 7
compuestos
 iónicos en, 115
 moleculares en, 115-16
constante(s)
 del producto iónico del, 639
 molales de elevación del punto de ebullición y de abatimiento del punto de congelación del, 505
contaminación del, 721
crystal de KCl disuelto en, 742
de hidratación, 490
de lluvia, 684, 712
de mar
densidad del, 17
diagrama de fases del, 429
dióxido
 de azufre disuelto en, 884
 de carbono disuelto en, 114
dipolos de enlace en el, 328
disolución
 de cloruro de sodio en, 486-87
 de oxígeno en, 721-22
dulce, 720-23
 ablandamiento de, 723
 oxígeno disuelto y calidad del, 721-22
 tratamiento de abastos municipales de, 722
dura, 723
enlaces del, 335
 puentes de hidrógeno, 414-15
estados del, 5
formación de, 10
fórmula del, 50, 51
gas de, 873
geometría molecular del, 323
hidrógeno y oxígeno comparados con el, 7
iones H^+ en el, 614-15
modelo tridimensional del, 2
pesada, 871
presión de vapor del, 426
propiedades del, 1040
purificación de, 726-28
reacciones del
 con aniones, 641-42
 con calcio, 260
 con carburo de calcio, 401

- con cationes, 642
 con cloruro
 de butilo, 528-30
 de hidrógeno, 614, 615
 con dióxido de carbono, 245,
 255-56
 con hidruro de calcio, 401, 874
 con magnesio, 260
 con metales alcalinos, 257
 con óxido de bario, 884
 recolección de un gas sobre, 385-86
 regia, 133
 sal disuelta en, 114-15
 salada, destilación de, 12
 solubilidades
 de alcoholos en, 493
 de gases en, 492
 temperatura y presión críticas del,
 423
 vapor de, 716-18
 vitaminas solubles en, 494
- Aire, 366
 caliente, globos de, 372
 combustión en, 82-83
 como mezcla homogénea, 8
 composición del, cerca del nivel
 del mar, 705
 densidad del, 17
 Aisladores, 932-33
 Alanina, 649, 1012, 1013-14
 Alcalosis, 669
 Alcanos, 63, 986, 987-94, 1002-3
 cicloalcanos, 992-93
 derivados de, 63-65
 estructura de, 988
 isómeros estructurales de, 988
 nomenclatura de, 989-92
 reacciones de, 994
- Alcohol(es), 63-64
 como grupo funcional, 1003-4
 etílico. *Véase* Etanol
 isopropílico (2-propanol), 63,
 442-43, 1003
 laurílico, 520
 oxidación de, 1006
 polihidroxilados, 1004
 propílico, 442-43
 reacciones de condensación con,
 1007
 solubilidades de, en agua y en
 hexano, 493
 vinílico, 327
- Alcólicos, 468-69
 Aldehídos, 1005
 Aleaciones, 919, 921, 933-36
 aceros, 934
 compuestos intermetálicos, 935-36
 con memoria de forma, 935
 definición de, 933
 en disolución, 934
 heterogéneas, 934-35
 intersticial, 934
 Aleatoriedad, 735. *Véase también*
 Entropía(s)
- Aleno, 361
 Alfa (α)
 partículas, 832, 833, 834
 dispersión de, 40
 radiación, 39, 832, 833, 836, 855
- Alimentos
 nitritos en, 894
 termoquímica de los, 181-83
- Alka-Seltzer, 127
- Almidones, 181, 1019, 1020
- Alótropos, 262
- Alquenos, 986, 994-96, 997-98
- Alquilo, grupo, 990, 1001-3
- Alquimia, 133
- Alquinos, 986, 996-98
- Alta temperatura (alta T_c),
 superconductividad a, 471-72
- Alto horno, 923-24
- Alúmina, propiedades de la, 468
- Aluminatos, 468
- Aluminio (Al), 445
 calor específico del, 169
 configuración electrónica del, 225
 electrometalurgia del, 927-28
 hidrometalurgia del, 925-26
 magnitudes termodinámicas del,
 1041
 oxidación del, 809
 propiedades del, 468
 purificación de la mena de, 690
 reacción de, con bromo, 255
 símbolo de Lewis del, 277
- Amalgama de sodio, 521
- Amarillo de alizarina R, 625
- Amatista, 430
- Amidas, 1009
- Aminas, 638, 640, 985, 1009
- Aminoácidos, 465, 1012-13
 cadena lateral de los, 515
 comportamiento anfótero de los,
 649
 esenciales, 1013
 estructura de los, 649
- Amoniaco, 122, 636
 geometría molecular del, 320, 323
 oxidación del, 893
 proceso Haber (Haber-Bosch) para
 la síntesis, 578-80, 588-89, 594,
 891
 cambios de energía libre en el,
 755-56
 catálisis en el, 601-2
 efectos
 de la temperatura en el,
 594-96
 del volumen y la tempera-
 tura en el, 596-98
- propiedades del, 636
 reacciones del
 con cloruro de hidrógeno, 404
 con H^+ , 648
 con trifluoruro de boro, 299
 temperatura y presión críticas del,
 423
- Amonio, ion, 118, 694
 reacción del, con iones nitrito en
 agua, 532-33
- Ampere, 14
- Amplitud, 200
- Análisis
 cuantitativo de elementos
 metálicos, 692-96
 cuantitativo, 692-93
 dimensional, 24-27, 90, 136, 377
 químico, 139-44
- Andamio, para crecimiento de tejidos
 artificiales, 466-67
- Anemia
 células enfermas, 515
 drepanocítica, 515
 por deficiencia de hierro, 959
- Anfetamina, 640
- Anfoterismo
 de aminoácidos, 649
 solubilidad y, 689-90
- Angstrom (\AA), 41
- Ángulos de enlace, 316
 efecto de los pares solitarios y de
 los enlaces múltiples en los, 323
 ideales, 320
- Anhidrada carbónica, 245, 980
- Anhídridos
 ácidos (óxidos ácidos), 884
 básicos (óxidos básicos), 884
- Anilina (fenilamina), 1009
- Anión(es), 54, 58-60, 786
 borano, 910
 carboxilato, 647-48
 definición de, 52
 monoatómicos, 58
 nitrato, 118
 poliatómicos, 58
 reacción de, con el agua, 641-642
 tamaño de los, 244
- Ánodo, 37, 785, 786
 de sacrificio, 811
- Antiácidos, 127
- Antilogaritmos, 1037
- Antraceno, 1000
- Apareamiento de espines, energía de,
 971-72
- Argón (Ar), 223, 875
 propiedades del, 263
 símbolo de Lewis del, 277
 temperatura y presión críticas del,
 423
- Aristóteles, 36
- Arreglo compacto, 70, 434-35
- Arrhenius
 ácidos y bases de, 614, 616
 ecuación de, 546-49
- Arrhenius, Svante, 544, 614
- Arsénico en el agua potable, 900
- Arseniuro de galio, 37, 932
- Asbesto, 908
- Aspartamo, 106, 1014
- Aspirina (ácido acetilsalicílico), 8, 359,
 1006
 modelo tridimensional de la, 2
 superaspirina, 19
- Ástato, 262
 isótopos del, 877
- Atmósfera (atm), 368, 703-18
 bromuro de metilo en la, 542
 composición de la, 705-6
 ozono en las capas altas de la,
 708-11
 destrucción, 542, 709-11, 884
 regiones de la, 704
 regiones exteriores de la, 706-8
 temperatura de la, 704
 troposfera, 704, 711-18
 compuestos de azufre y lluvia
 ácida, 712-13
 monóxido de carbono, 713-14
- óxidos de nitrógeno y *smog*
 fotoquímico, 715-16
 vapor de agua, dióxido de
 carbono y clima, 716-18
- ato, sufijo, 58, 59, 61
- Atomización, 301
- Átomo(s), 2, 6, 36
 donadores, 953
 nucleares, 39-41
- ATP, 765, 828, 899
- Atracciones electrostáticas, 435
- Autoionización del agua, 620-25
 producto iónico de, 620-24
- Automóviles.
 de plástico, 462
 eléctricos, 18
 híbridos, 185
 normas de emisiones de los, 715
 protección de, contra la herrumbre,
 725-26
- Autótrofos, 747
- Avogadro
 hipótesis de, 374
 ley de, 373-74, 378
 número de, 86
- Avogadro, Amadeo, 86, 373, 374
- Azida
 de sodio, 81
 ion, 361
- Azobenceno, 361
- Azúcar, 275, 1018-19
 de la sangre. *Véase* Glucosa
 de mesa, 17
 densidad del, 17
 invertida, 1019
- Azufre (S), 238, 262, 886-90
 compuestos de, en la troposfera,
 712-13
 óxidos, oxiácidos y oxianiones de,
 889-90
 presencia en la naturaleza y
 preparación del, 887
 propiedades del, 261
 propiedades y usos del, 887-88
 símbolo de Lewis del, 277
- Azul
 de bromotimol, 124, 625
 de timol, 625
- β -Caroteno, 354
- Ba(OH)₂, 116
- Bacterias
 aerobias, 721
 anaerobias, 717, 721
 metabolismo del hierro en, 959
- Baja densidad (LDPE), polietileno de,
 460
- Balance explosivo, 304
- Balancín, geometría de, 324
- Balmer, Johann, 206
- Banda
 de conducción, 934
 de estabilidad, 835
- Bar, 368
- Bardeen, John, 472
- Bario (Ba)
 configuración electrónica del, 225
 magnitudes termodinámicas del,
 1041
 propiedades del, 260

- Barómetro, 367-70
 Barras, 342
 de control, 851
 Bartlett, Neil, 264, 875
 Base(s), 122-23, 614. Véase también
 Reacciones ácido-base
 conjugada, 645
 débiles, 122-23, 636-38
 efecto del ion común en las, 664
 tipos de, 637-38
 fuertes, 122-23, 626-27
 en soluciones amortiguadoras, 668-71
 nitrogenadas, 1021-23
 Baterías, 805-9
 alcalinas, 807
 celdas de combustible, 18, 808-9
 de níquel y cadmio, níquel e hidruro metálico y ion litio, 807-8
 de plomo y ácido, 806-7
 primarias y secundarias, 806
 Bauxita, 690, 926
 Bayes proceso, 926
 BCS, teoría, 472
 Bebidas carbonatadas, 496, 497
 Becquerel (Bq), 842, 844
 Becquerel, Henri, 38-39
 Bednorz, J. G., 471
 Beer, ley de, 532
 BeF₂, 332-33
 Benceno, 503, 986, 1000
 bromación de, 1001
 constantes molales de elevación del punto de ebullición y de abatimiento del punto de congelación del, 505
 enlaces del, 340-31
 hidrogenación de, 1001
 isómeros del, 1000-1001
 punto de ebullición del, 437
 de fusión del, 437
 resonancia del, 505
 Benzaldehído, 105
 Benzamida (fenilmetanamida), 1009
 Benzoato de colesterol, 452
 Berilio (Be)
 afinidad electrónica del, 251
 carga nuclear efectiva del, 241
 configuración electrónica del, 222, 225
 magnitudes termodinámicas del, 1041
 orbitales moleculares del, 346-47
 propiedades del, 260, 468
 símbolo de Lewis del, 277
 Bernoulli, Daniel, 389
 Berthelot, Marcellin, 768
 Berzelius, Jón Jakob, 456
 Beta (β), radiación, 38, 833, 836, 855
 Beta, partículas, 833, 834
 BF₃, 333
 Bicarbonato(s), 126-27
 de sodio, 127
 ion, 669
 Bilis, 514
 Biocompatibilidad, 464
 Biomasa, energía de, 184
 Biomateriales, 463-67
 aplicaciones de, 465-67
 características de los, 464
 Biopolímeros, 464-65, 1011
 Bioquímica, 983, 1011-24
 ácidos nucleicos, 1020-24
 carbohidratos, 181, 1017-20
 disacáridos, 1018-19
 monosacáridos, 1017, 1018
 polisacáridos, 1019-20
 entropía y, 1011
 proteínas. Véase Proteína(s)
 radios iónicos y, 245
 Bisfenol A, 725
 Bisulfato, ion, 59
 Bisulfatos (hidrogenosulfatos), 890
 Bisulfitos, 889
 Bloque *f*, metales del, 226
 Bocio, 879
 Bohr, modelo de, 207-9, 212, 213
 estados energéticos del átomo de hidrógeno, 208-9
 limitaciones del, 209
 Bohr, Niels, 205, 207-9
 Boltzmann, constante de, 751
 Boltzmann, Ludwig, 750-51
 Bomba
 atómica, 851
 calorimétrica (a volumen constante), 171-74
 Borano, aniones, 910
 Boranos, 909
 Bórax, 910
 Born-Haber, ciclo de, 280
 Born, Max, 280
 Boro (B), 909-11
 configuración electrónica del, 222, 225
 símbolo de Lewis del, 277
 Boro hidruro de sodio, 910
 Bosch, Karl, 579
 Botulismo, 894
 Boyle, ley de, 371-72, 377-78, 388
 Boyle, Robert, 371
 Bragg, William y Lawrence, 436
 Bromo (Br), 263, 879
 magnitudes termodinámicas del, 1041
 propiedades del, 262
 reacciones del
 con aluminio, 255
 con óxido nítrico, 553-54
 2-Bromopentano, 1010
 Bromuro
 de metilo, 542
 ion, 556
 Bronce, 71
 Brønsted, Johannes, 614
 Brønsted-Lowry, ácidos y bases de, 614-19
 fuerzas relativas de, 618-19
 iones H⁺ en agua y, 614-15
 pares conjugados ácido-base, 616-17, 639
 reacciones de transferencia de protones, 615-16, 619, 629, 870
 polaridad y, 644-45
 Buceo de altura, gases de la sangre y, 496
 Buckminster Fuller, R., 439
 Buckminsterfulereno (buckybola), 439, 869
 Buechler, William J., 935
 Bureta, 17
 Butadieno, 354, 361
 Butano, 183, 448, 987, 989, 990
 combustión del, 96
 en celdas de combustible, 18
 2-Butanona (metiletilcetona), 1005
 Buteno, 362, 994
 2-Butino, 997
 Cadaverina, 640
 Cade, John, 259
 Cadena
 lateral de aminoácido, 515
 lineal, hidrocarburos de, 988
 ramificada, hidrocarburos de, 988
 Cadera, reemplazos de, 467
 Cadmio, ion, química biológica del, 245
 CaF₂, 683-85
 Caféína, 519
 Cal (óxido de calcio), 81, 904
 Cal-carbonato, proceso de, 723
 Cal-carbonato, vidrio de, 908-9
 Cal viva (óxido de calcio), 81, 904
 Calcinación, 922
 Calcio (Ca)
 configuración electrónica del, 225
 iones, 55
 magnitudes termodinámicas del, 1041
 propiedades del, 260
 reacciones del
 con agua, 260
 con oxígeno, 128
 Calcita, 682, 903-4
 Calcocita, 765
 Calcógenos (grupo 6A), 48, 413
 tendencias de grupo de los, 261-62
 Calcopirita, 921
 Cálculos
 biliares, 1004
 cifras significativas en los, 22-24
 con varias variables, 377
 Calentamiento, curvas de, 421-23
 Calor, 154, 156-58, 162. Véase también Entalpía(s) (*H*)
 cambio de energía interna y, 159-60
 de combustión, 172
 de condensación, 421
 de congelación, 421
 de deposición, 421
 de fusión (ΔH_{fus}), 176, 420
 de sublimación, 421
 de vaporización, 420
 transferencia de, 173
 entropía y, 744-45
 Caloría (Cal), 155
 Calorimetría, 169-74
 a presión constante, 170-71
 bomba calorimétrica (a volumen constante), 171-74
 capacidad calorífica y calor específico, 169-70
 Calorímetro de taza de café, 170-71
 Cambio(s), 10-11. Véase también Reacción(es)
 de energía libre estándar (ΔG°), 756-59, 762-64, 799
 del metabolismo celular, 765
 de entropía (ΔS), 757
 de expansión, 745
 del universo (ΔS_{univ}), 746
 en reacciones, 753-54
 en sistema aislado, 746
 físicos, 10
 químicos. Véase Reacción(es)
 Campo(s)
 crystalino
 colores y, 970-71
 configuraciones electrónicas de complejos octaédricos, 971-72
 de complejos tetraédricos y planos cuadrados, 972-73
 octaédrico, 969
 orbitales d y, 968-70
 teoría del, 968-75
 débil, ligandos de, 970
 fuerte, ligandos de, 970
 Cáncer
 por radiación, 855-56
 pulmonar, 858
 tratamiento de, con química nuclear, 830-32, 857-58
 Candela, 14
 Cantidad-volumen, relación de, 373-74
 Cantidades
 estequiométricamente equivalentes, 95-96
 vectoriales, 328
 Capa(s)
 de electrones, 213
 de valencia expandidas, 299-300, 323-26
 externa (de valencia), orbitales de, 237
 modelo de, del núcleo, 837
 Capacidad calorífica, 169-70
 molar, 169
 Captura de electrones, 834, 836
 Carácter
 metálico, 252
 no metálico, 252-53
 Carbohidratos, 181, 1017-20
 disacáridos, 1018-19
 monosacáridos, 1017, 1018
 polisacáridos, 1019-20
 Carbón vegetal, 901
 Carbonato(s), 126-27, 903-4, 922
 de calcio (piedra caliza), 236, 723, 923
 calor específico del, 169
 descomposición del, 81, 587
 disolución del, 684
 eliminación de dióxido de azufre con, 713
 precipitación de, 678
 reacción de, con ácido clorhídrico, 405
 de dimetilo, 725
 de magnesio, 405
 ion, 636
 metálicos, descomposición de, 80
 Carbonilación, 773, 1006
 Carbonilo, grupo, compuestos con, 1004-9
 ácidos carboxílicos, 1005-6
 aldehídos y cetonas, 1005

- aminas y amidas, 1009
ésteres, 1007-8
- Carbonilo de níquel, 403, 609
- Carbono (C), 900-905
alótropos de, 868-69, 900-901
14, 841-42
trazadores de, 845
compuestos
inorgánicos de, 905
orgánicos de. *Véase* Química orgánica
configuración electrónica del, 222
geometrías alrededor del, 984
isótopos de, 43
magnitudes termodinámicas del, 1041
masa atómica media del, 45
nanotubos de, 19
necesidad de, de los organismos vivos, 55
otros elementos del grupo 4A comparados con el, 906
óxidos de, 901-3. *Véase también* Dióxido de carbono;
Monóxido de carbono
símbolo de Lewis del, 277
- Carbono-carbono, enlaces, 906
- Carborundum^{MR} (carburo de silicio)
propiedades del, 468
- Carboxihemoglobina, 714
- Carboxilato, anión, 647-48
- Carboxilo, grupo, 647
- Carburo(s), 904-5
covalentes, 905
de calcio, 904
reacción del, con agua, 401
de ditungsteno, películas de, 475
de silicio (Carborundum^{MR}), 469-70, 480, 905
propiedades del, 468
intersticiales, 904
iónicos, 904
- Carga(s)
de complejos metálicos, 952-54
electrónica, 41
iónicas, 53-54
nuclear
efectiva (Z_{ef}), 239-41
radios iónicos y, 243-46
parciales, 294
- Carga/masa, relación de, 38
- Caries dental, 688
fluoruración y, 688
- Catalasa, 560
- Catálisis, 527, 555-62
enzimas, 245, 527, 559-63, 1016
eficiencia de, 561
en la fijación de nitrógeno, 561-62
especificidad de las, 560
inhibición de, 561
equilibrios y, 601-3
heterogénea, 557-59
homogénea, 556-57
- Catalizadores de craqueo, 557
- Catión(es), 54, 57-58, 786
análisis cualitativo del grupo de, 693-95
de no metales, 57
definición de, 52
- reacción de, con agua, 642
tamaños de, 243-44
- Cátodo, 785, 786
- Cavendish, Henry, 871
- Caverna(s)
del Mamut (Kentucky), 904
de Carlsbad (Nuevo México), 904
- Celda(s)
electrolíticas, 812
galvánicas (voltaicas), 784-88, 801.
Véase también Baterías
de concentración, 801-3, 804
fuerza electromotriz (fem) de, 788-96
agentes oxidantes y
reductores, 794-96
efectos de la concentración en, 798-96, 805
equilibrio y, 803-5
potenciales estándar de
reducción (media celda; $\Delta E^{\circ}_{\text{red}}$), 789-94
- punto de vista molecular del
proceso de electrodo, 787-88
- representación abreviada de, 826
trabajo realizado por, 816-18
- solares (dispositivos foto-voltaicos), 185-86
- unitaria(s), 430-33
cúbica
centrada en el cuerpo, 432
centrada en las caras, 432
primitiva, 432
- voltaicas (galvánicas), 784-88, 801.
Véase también Baterías
de concentración, 801-3, 804
fuerza electromotriz (fem) de, 788-96
agentes oxidantes y reductores, 794-96
efectos de la concentración en la, 798-805
equilibrio y, 803-5
potenciales estándar de
reducción (de media
celda, E°_{red}), 789-94
- punto de vista molecular de
los procesos de electrodo, 787-88
- representación abreviada de, 826
trabajo realizado por, 817-18
- Celsius, escala, 15, 16
- Células fotorreceptoras, 342
- Celulosa, 1019-20
- Cementita, 935
- Centímetro cúbico, 16
- Cerámicas, 467-70
aplicaciones de, 470
composites, 469-70
procesamiento de, 468-69
superconductoras, 471-72
- Cero absoluto, 16, 373
- Ceros significativos, 22
- Cesio (Cs), 224, 258, 286
- Cesio - 137, 857
- Cetena, 359
- Cetonas, 64, 1005
- CFCs, 443, 542, 710-11
- Chadwick, James, 41
- Challenger (1986), desastre del, 166
- Charles, Jacques, 372
- Charles, ley de, 372-73, 378
- Cianuro de hidrógeno, 905
- Cianuros, 649-50, 905
- Cicloalcanos, 992-93
- 1,4-Ciclohexadieno, 1001
- Ciclohexano, 72, 1001
- Ciclopropano, 404
- Ciclos, 200
por segundo, 201
- Ciclotrón, 839
- Ciencia central, la química como, 3
- Cifras significativas, 21-24, 1037
- Cinabrio, 446, 921
- Cinética
molecular, teoría, 386-89, 394, 543
leyes de los gases y, 388
química. *Véase* Velocidades de
reacción
- Circonio, 468
- Cis, isómeros, 951, 963
- Cisplatino, 361, 963
- cis-Poliisopreno, 461
- Cisteína, 1012
- Cis-trans, isomerización, 362
- Citocromo, 828
- Citosina, 1021, 1022
- Citrato de litio, 259
- Clausius-Clapeyron, ecuación de, 427
- Clausius, Rudolf, 386, 389
- Claustalita, 445
- Clima, 716-18
- Clorato
de potasio, 385, 555
sales de, 881
- Clorhidrato
de anfetamina, 640
de aminas, 640
- Clorito de sodio, 881
- Cloro (Cl), 263, 722, 877-79
afinidad electrónica del, 251
con metano, 302-3
con monóxido de carbono, 582
con ozono, 710-11
con sodio, 277-78
disolución de, en agua, 726
energía de la primera ionización del, 250-51
- enlace covalente del, 283
- espectro de masas del, 45
- oxiácidos del, 646
- propiedades del, 262
- reacciones del
símbolo de Lewis del, 277
- Clorofilas, 956, 958
- Clorofluorocarbonos (CFCS), 443, 542, 710-11
- Cloroformo, 505
- Cloruro(s)
de bario, 88
de bario dihidratado, 290
de butilo, 528-30
de calcio, 506
de cobalto(II), 490, 598-99
de hidrógeno, 62
momento dipolar del, 294
reacciones del
- con agua, 614, 615
con amoníaco, 404
- de hierro(III), hexahidrato de, 490
- de metilo, 411, 725
- de plomo(II), disolución de, 586
- de polivinilo (PVC), 457, 460, 610, 878
- de potasio, 742
- de sodio, 54, 275
densidad del, 17
- disolución en agua, 486-87
- electrólisis de
acuoso, 813-14
fundido, 812-13
- estructura cristalina del, 278, 432-33
- formación de, 280
- de vinilo, 878
- insolubles, 693
- ion, 52
- Clostridium botulinum*, 894
- Coagulación, 514
- Coágulos sanguíneos, 466
- Cobalto - 60, 832, 839
- Cobalto, “cañón” de, 858
vidrio de, 909
- Cobalto(III)
complejos de amoniaco de, 950-51
configuración electrónica del, 972
- Cobre (Cu), 930, 941-42
configuración electrónica del, 228
electrorrefinación, 928-29
estructura del, 930
extracción de, de calcocita, 765
oxidación de, 132
reacción de, con ácido nítrico, 10-11
- Cobre(I), sales de, 460
- Cociente de reacción (Q), 591, 756, 799
constante del producto de
solubilidad (K_{ps}) y, 690
- Cocina, 426
- Coeficientes, 76, 77, 83
de la ecuación balanceada, 95, 139
- Colesterol, 1003, 1004
- Colisiones
moleculares, 392-93
modelo de, 527, 543-44
- Coloides, 511-16
eliminación de partículas
coloidales, 514-15
hidrofílicos e hidrofóbicos, 513-14
tipos de, 512
- Colorantes
azóicos, 361
orgánicos, 353-54
azoicos, 361
- Colores
complementarios, 967
de compuestos de coordinación, 966-67
de transferencia de carga, 974
teoría del campo cristalino y, 970-71
- Combinación, reacciones de, 80
- Combustible(s)
celdas de, 18, 808-9
fósiles, 183, 184
termoquímica de los, 183-84

- Combustión
análisis por, 94-95
calor de, 172
entalpías de, 176
reacciones de, 82-83, 130
- Complejo(s)
activado (estado de transición), 545
metálicos, 950-54
cargas, números de
coordinación y geometrías de, 952-54
enlace metal-ligando, 952,
968-70
teoría de Werner y, 950-52
octaédricos, configuraciones elec-
trónicas de, 971-72
planos cuadrados, teoría del
campo cristalino de, 972-73
tetraédricos, teoría del campo
cristalino de, 972-73
- Componentes
de mezclas, 8
de una disolución, 485
volátiles, disoluciones ideales con
dos o más, 503
- Comportamiento ondulatorio de la
materia, 210-12
- Composición, 2
constante, ley de (ley de las
proporciones definidas), 7, 36
porcentual a partir de fórmulas,
84-85
- Compuesto(s), 6, 7, 36
binarios, nombres y fórmulas de, 62
con grupo carbonilo, 1004-9
ácidos carboxílicos, 1005-7
aldehídos y cetonas, 1005
aminas y amidas, 1009
ésteres, 1007-8
de coordinación. Véase
Coordinación, compuestos de
metales con no metales, 254
hidrogenados de nitrógeno, 892
interhalógenos, 360, 880
intermetálicos, 935-36
iónicos, 54-55
cargas de iones en, 253
comportamiento electrolítico
de, 123
de metales alcalinos, 118
disolución o precipitación de,
678
en agua, 115
energías de red de, 278-81
formación de, 278
guía de solubilidad de, 118-19
nombres y fórmulas de, 57-61,
290
aniones, 58-60
cationes, 57-58
- masas de, 44
moleculares, 49-51
binarios, 62
comportamiento electrolítico
de los, 123
en agua, 115-16
nomenclatura de, 290
neutros, números de oxidación de,
129
- nombres de. Véase Nomenclatura
orgánicos, 56. Véase también
Química orgánica
con oxígeno, 869-70
volátiles, 724
- Concentración(es), 113, 134-39, 497-502.
Véase también Estequiometría de
disoluciones
celdas de, 801-3, 804
conversión de unidades de,
500-502
de electrólito, 135-36
de equilibrio, cálculo de, 592-94
de reactivo o producto, cambios
de, 594-96
de referencia, 586
de sustancia sólida, 586-87
definición de, 134
dilución, 137-39
efectos de la, en la fém de celda,
798-805
celdas de concentración, 801-4
ecuación de Nernst, 799-801
en fracción molar, 499
en partes por billón (ppb), 498
en partes por millón (ppm), 498,
705
en porcentaje en masa, 498
molalidad, 499, 501
molaridad, 134-37, 499, 501
velocidades de reacción y, 526,
529, 532-42
cambio de, con el tiempo,
537-42
ecuaciones de velocidad,
533-37
- Condensación
calor de, 421
polimerización por, 457-58
polímero de, 465, 774
reacción de, 457, 469, 897, 898, 1004
con alcohol, 1007
- Conferencia de las Naciones Unidas
sobre el Medio Ambiente y el
Desarrollo (Cumbre de la
Tierra), 703
- Configuración(es) electrónica(s), 220-28
anómala, 228
condensadas, 223
de complejos octaédricos, 971-72
de iones, 249-50, 280-81
de lantánidos y actínidos, 224-25
de metales de transición, 223-24,
937-39
propiedades moleculares y, 350-52
regla de Hund, 221-23
tabla periódica y, 225-28
- Congelación
abatimiento del punto de, 506-7
calor de, 421
punto de, 428
- Conos, 342
- Conservación de la masa, ley de (ley de
conservación de la materia), 36, 75
- Constante(s)
de Boltzmann, 751
de desintegración, 842
de disociación
ácida. Véase Disociación ácida
(K_a), constante de
- básica (K_b), 636-37, 639-41,
1045
- de equilibrio. Véase Equilibrio
(K_{eq}), constante de
acuoso, 1044-45
- de Faraday, 797
- de formación (K_f), 687
- de la ley de Henry, 496
- de los gases, 375
- de Planck, 203
- de Rydberg, 207, 209
- de van der Waals, 395
- de velocidad, 533, 536, 547
- del producto de solubilidad. Véase
bajo Equilibrios de solubilidad
- del producto iónico, 620, 639
- molal de abatimiento del punto de
congelación, 506
- molal de elevación del punto de
ebullición, 505
- Contador de centelleo, 845
- Contaminación
del agua, 721
smog, 715-16
térmica, 497
- Contaminantes
clorofluorocarbonos (CFC), 443,
542, 710-11
dióxido de azufre, 712-13
en la atmósfera urbana, 712
hidrocarburos como, 716
monóxido de carbono, 713-14
óxidos de nitrógeno, 715
- Convección, 173
- Conversión(es),
en las que interviene el volumen,
26-27
factores de, 24-27
- Convertidor(es)
para refinación de hierro, 924-25
catalíticos, 559, 716
- Cooper, Leon, 472
- Coordinación
compuestos de, 948-81
colores de, 966-67, 970-71
de transferencia de carga,
974
- complejos metálicos, 950-54
cargas, números de
coordinación y
geometrías, 952-54
- enlace metal-ligando, 952,
968-70
teoría de Werner y, 950-52
- isomería de, 961-65
estereoisomería, 962-65
estructural, 962
- ligandos, 950, 952
bidentados, 954-55
de campo débil y de
campo fuerte, 970
- de sistemas vivos, 956-59
- monodentados, 954
- polidentados (agentes
quelantes), 954-59
- magnetismo de, 968
- nomenclatura de, 960-61
- teoría del campo cristalino,
968-75
- colores y, 970-71
- configuraciones electrónicas
de complejos
octaédricos, 971-72
- de complejos tetraédricos
y planos cuadrados,
972-73
- orbitales d y, 968-70
- teoría del orbital molecular de,
973
- esfera de, 951
- números de, 435, 951
de complejos metálicos, 952-54
- Copolímeros, 458, 467
- Coque, 901, 923
- Corales, 236
- Corazón, biomateriales para sustituir
y reparar el, 465-66
- Corriente eléctrica, unidad SI básica
de, 14
- Corrosión, 128, 809-12
de hierro, 776, 809-12
prevención de, 810-12
- Coulomb, ley de, 42, 239
- Coulombs, 816
- COX-1, enzima, 19
- COX-2, enzima, 19
- Craqueo, 992-93
- Crenación, 508
- Creutz-Taube, complejo de, 979
- Crick, Francis, 436
- Criolita, 927, 928
- Criptón (Kr), 224, 264
propiedades del, 263
- Cristal de plomo, 909
- Cristales
difracción de rayos X por, 436
líquidos (LCD), 452-55
fases de, 452-54
pantallas de, 455
- Cristalinidad de polímeros, 459
- Cristalitos, 935
- Cristalización, 491
- Cromato
de sodio, 940
ion, 974
- Cromatografía, 12
en papel, 12
- Cromo (Cr), 440, 940
configuración electrónica del, 228
- Crutzen, Paul, 710
- CsCl, 438
- Cuantización de la energía, 202-3
- Cuarto (quantum), 203
- Cuarzo, 430, 431, 908
- Cubo, volumen del, 16
- Cuerpo
humano
elementos del, 6
óxido nítrico y metabolismo
del, 352
regulación de temperatura del,
173
negro, radiación de, 202
- Cumbre de la Tierra (Conferencia de las
Naciones Unidas sobre el Medio
Ambiente y el Desarrollo), 703
- Curie (Ci), 842-43
- Curie, Marie, 39
- Curie, Pierre, 39
- Curio - 242, 840

- Curl, Robert, 439
 Cyalume®, 542
- d*, orbitales atómicos, 217
 teoría del campo cristalino y, 968-70
- d*, orbitales moleculares, hibridación con, 335
- d-d*, transición, 970
 de alcanos, 994
- Δ, símbolo, 78
- Dacrón^{MR}, 465, 466
- Dalton, John, 36, 37, 46, 383
- Dalton, ley de, de las presiones parciales, 383
- Datos, 13
- Davy, Humphry, 797
- De Broglie, Louis, 210
- Debyes (D), 288
- Decano, viscosidad del, 418
- Demócrito, 36
- Densidad, 17-20
 de energía, 808
 de probabilidad, 212
 de un gas, relación entre la masa molar y la, 379-81
 electrónica, 213
 de moléculas, 282-83
 de orbitales *p*, 216
 de orbitales *s*, 215-16
- Deposición
 calor de, 421
 electrónica, 474-75
- Desalinización, 719-20
- Descarboxilación, reacciones de, 771
- Descomposición, reacciones de, 80-81
- Descompresión (enfermedad del buzo), malestar por, 496
- Desdoblamiento del campo cristalino, energía de, 970
- Desintegración
 constante de, 842
 radiactiva, 832, 836
 razón de neutrones a protones y, 836
 tipos de, 833-34
 velocidades de, 840-44
 métodos de fechado con base en, 841-44
 vida media y, 840-43
- Desorden, 735, 741, 750-51. Véase también Entropía(s)
 formación de soluciones y, 489-90
- Desoxirribosa, 1021
- Desproporción, 826, 886
- Destilación, 12, 503, 719
 fraccionada, 503
- Detector de rayos X, 436
- Detergentes, 898-99
- Deuteración, 871
- Deuterio, 854, 871
- Dextrorrotatorio, 965
- Dextrosa. Véase Glucosa
- Diácido, 458
- Diálisis, 514-515
- Diamagnetismo, 350, 351
- Diamante, 869, 900-901
 diferencias de energía del, 932
 estructura del, 437-38
 películas finas de, 476
- Diamina, 458
- Diborano, 909
- Diboruro de magnesio, 472
- 1,2-Dicloroetileno, 446
- Diclorometano, 446, 447
- Diesel en celdas de combustible, 18
- Diferencia de potencial, 788
- Difracción, 436
 de electrones, 211
 rejilla de, 436
- Difusión, trayectoria media libre y, 392-93
- Dilución, 137-39
- Dimetilfosfina (dmpe), 979
- 2,2-Dimetilpropano (neopentano), 412, 989
- Dinamita, 304
- Dióxido
 de azufre, 712-13
 disuelto en agua, 884
 en la atmósfera, 711
 de carbono, 380, 901, 902-3
 a partir de reacciones ácido-base, 126-27
 análisis por combustión y, 94
 atmosférico, 98, 711
 calor específico del, 169
 diagrama de fases del, 429
 efecto de invernadero y, 98
 en la troposfera, 716-18
 enlaces del, 284, 328
 forma molecular del, 320
 fórmula del, 50
 modelo tridimensional del, 2
 reacción de, con agua, 114, 245, 255-56
 supercrítico, 424, 725
 temperatura y presión críticas del, 423
 de cloro, 405, 727
 de nitrógeno, 575-76, 580-81, 894
 de plomo, 806
 de titanio (óxido de titanio(IV)), 290
- Dipolo de enlace, 328
- Dipolo-dipolo, fuerzas, 410-11, 416, 435
- Disacáridos, 1018-19
- Discos CD-R, 353-54
- Disilicato, ion, 906
- Disociación, 115
 ácida (K_a), constante de, 628-34, 1044
 cálculo de, a partir del pH, 629-30
 cálculo del pH a partir de la, 630-34
 constante de disociación básica (K_b) y, 639-41
 de ácidos poliprócticos, 634-35
 de reacciones de hidrólisis, 650
 básica (K_b), constante de, 636-37, 1045
 constante de disociación ácida y, 639-41
- Disolución(es), 8, 484-523
 ácidas, 116
 acuosas, 113-16, 661. Véase también Equilibrios ácidos-base
 compuestos iónicos en agua, 115
- compuestos moleculares en agua, 115-16
 definición de, 113
 electrólisis de, 114-15, 813-15
 electrólitos fuertes y débiles, 116
 expresión de la constante de equilibrio de, 620
 aleaciones en, 934
 amortiguadoras, 664-71
 ácidos o bases fuertes en, 668-71
 adición de ácidos o bases fuertes a, 668-71
 capacidad amortiguadora y pH, 666-68
 composición y acción de las, 664-66
 la sangre como, 511-669
 básica, balanceo de reacciones de oxidación-reducción en, 783-84
- coloides, 511-16
 eliminación de partículas coloidales, 514-15
 hidrofílicos e hidrofóbicos, 513-14
 tipos de, 512
- componentes de, 485
 concentración de, 485
 en fracción molar, 499
 en partes por billón (ppb), 498
 en partes por millón (ppm), 498, 705
 en porcentaje en masa, 498
 molalidad, 499, 501
 molaridad, 134-37, 499, 501
 unidades de conversión de, 500-502
- de reserva, 137
- de sales, propiedades ácido-base de las, 641-44
 efecto combinado del catión y el anión, 642-44
 reacción del anión con agua, 641-42
 reacción del catión con agua, 642
- definición de, 114, 485
 ejemplos de, 485, 486
 estándar, 140
 estequiometría de, 139-44
 titulaciones, 140-44
 ácido-base, 140-41, 671-77
- formación de, 486-90
 cambios de energía y, 487-90
 espontaneidad, desorden y, 489-90
 reacciones y, 490
- hipertónicas, 508
 hipotónicas, 508
 ideales, 503, 504
 isotónicas, 508
 neutras, 620
 pH de las, 622
- no saturadas, 491
- propiedades coligativas de las, 502-11
 abatimiento del punto de congelación, 506-7
- de disoluciones de electrólitos, 511
 determinación de la masa molar con base en, 509-10
 elevación del punto de ebullición, 504-5
 ósmosis, 507-9
 reducción de la presión de vapor, 502-4
 saturadas, 491, 678
 separación de, 11-12
 sobresaturadas, 491
- Disolvente(s), 114, 485
 el agua como, 661
 favorables para el ambiente, 724-25
 fluidos supercríticos como, 424
- Dispositivos fotovoltaicos (celdas solares), 185-86
- Distribuciones de carga en las moléculas, 288-89
- Disulfuro de carbono, 905
- División
 cifras significativas en la, 23
 en notación exponencial, 1035
- DNA (ácido desoxirribonucleico), 982, 1020-23
 estructura de doble hélice del, 436
 síntesis de proteínas y, 1023
- Doble(s)
 enlaces, 284, 985, 995
 conjugados, 354, 958
 enlace π en, 338-39
 longitud de, 305
 rotación en torno a, 995
 flecha en ecuaciones, 116
 hélice, 436, 1022-23
- Dolomita, 903
- Dominios electrónicos, 318-19
 axiales, 325
 de enlaces múltiples, 323
 ecuatoriales, 325
 geometría de, 320
- Dopaje (impurificación), 932
- Dopantes (impurificantes), 472
- Dosímetro de placa, 845
- Downs, celda de, 926-27
- Du Pont, 724
- Dubnio, 49
- Ductilidad, 930
- Dumas, técnica del bulbo de, 401
- Duraluminio, 935
- Ebullición
 elevación del punto de, 504-5
 normal, punto de, 426
- Ecuación(es), 76, 79
 balanceadas, 76-78, 95-99
 coeficientes de, 95, 139
 información cuantitativa de, 95-99
 coeficientes de, 83
 cuadrática, 1038-39
 doble flecha en, 116
 iónicas, 120-21
 completa, 120
 de reacciones en disolución acuosa, 120-21
 neta, 120-21
- molecular, 120
 nucleares, 832-33
 termoquímicas, 166-67

- Edema, 509
Efecto(s)
 - isotópico cinético, 871
 - biológicos de la radiación, 855-59
 - dosis y, 856
 - radón, 856-58
 - terapéuticos, 857-58
- Eficacia biológica relativa (EBR), 856
 Einstein, Albert, 39, 204-5, 852
 Einstein, teoría de la relatividad de, 13
 Eje internuclear, 337
 Eka-aluminio, 238
 Eka-silicio, 238-239
 Elastómeros, 458-59, 465
 Electrocardiografía, 804
 Electrodo(s), 785
 - activos, electrólisis con, 815-16
 - estándar de hidrógeno (SHE), 790-91
 - punto de vista molecular de
 - procesos de electrodos, 787-88
- Electrólisis.** Véase *bajo* Electroquímica
Electrólito(s)
 - ácidos y bases fuertes como, 625
 - concentración de, 135-36
 - fuertes y débiles, 116, 123-24
 - identificación de, 123-24
 - propiedades coligativas de los, 511
- Electromagnetismo, 42
Electrometallurgia, 926-29
 - del aluminio, 927-28
 - del sodio, 926-27
 - refinación de cobre, 928-29
- Electrón(es), 37-38, 41, 834**
 - centrales, 223
 - de enlace, 345
 - de valencia, 223
 - carga nuclear efectiva experimentada por, 240-41
 - formación de enlaces y, 276
 - deslocalizados, 931
 - escudamiento (protección) de, 240
 - excitación de, por la luz, 353-54
 - no apareados, 221
 - en enlazantes, ángulos de enlace y, 323
 - número impar de, 298
 - π deslocalizados, 353-54
 - promoción de, 332
- Electronegatividad, 294
 - de no metales, 868
 - enlaces y, 285-87
- Electroquímica, 776-829.** Véase también Oxidación-reducción (redox), reacciones de, baterías, 805-9
 - alcalinas, 807
 - celdas de combustible, 18, 808-9
 - de níquel y cadmio, níquel e hidruro metálico y ion litio, 807-8
 - de plomo y ácido, 806-7
 - primarias y secundarias, 806
 - celdas voltaicas (galvánicas), 784-88, 801
 - punto de vista molecular de los procesos de electrodo, 87-88
 - representación abreviada de, 826
 - trabajo realizado por, 816-18
- corrosión, 128, 809-12
 - de hierro, 776, 809-12
- definición de, 777
electrólisis, 812-19
 - aspectos cuantitativos de la, 816-17
 - con electrodos activos, 815-16
 - de metales (electrometallurgia), 926-29
 - de soluciones acuosas, 114-15, 813-15
 - trabajo eléctrico, 817-19
- fem de celda, 788-96
 - agentes oxidantes y reduc-tores, 779, 794-96
 - efectos de la concentración en la, 798-805
 - equilibrio y, 803-5
 - potenciales estándar de reducción (de media celda, E°_{red}), 789-94, 1046
- Elemento(s), 6-7**
 - definición de, 2
 - necesarios para los organismos vivos, 55
 - número de protones de los, 43
 - oligoelementos, 55
 - propiedades periódicas de los. Véase Propiedades periódicas de los elementos
 - representativos (de los grupos principales), 226
 - transuránicos, 839-40
- Elevación del punto de ebullición, constante molar de, 505
Empaque
 - compacto hexagonal, 435
 - cúbico compacto, 435
- Emulsificación, 514
Enantiómeros (isómeros ópticos), 964-65, 1010, 1013
Energía(s), 154-58. Véase también Entalpía(s) (H); Calor; Termodinámica
 - banda de, 931-32
 - cambios de
 - concomitantes a los cambios de fase, 420-21
 - en reacciones nucleares, 846-50
 - energía nuclear de enlace, 847-50
 - formación de soluciones y, 487-89
 - cinética, 154-55
 - media, 408
 - conservación de la, 158, 736. Véase también Termodinámica, primera ley de la
 - cuantización de la, 202-3
 - de activación, 544-49, 735
 - catalísis y, 557, 601
 - determinación de la, 547-49
 - de activación, 544-49, 735
 - catalísis y, 557, 601
 - determinación de, 547-49
 - de apareamiento de espines, 971-72
 - de biomasa, 184
 - de combustibles fósiles, 183, 184
 - de desdoblamiento del campo cristalino, 970
 - de ionización, 246-51
- afinidad electrónica contra, 251
configuraciones electrónicas
 - de los iones y, 249-50
 - de los elementos
 - alcalinotérreos, 260
 - de los metales, 253
- electronegatividad y, 285
 sucesivas, variaciones de las, 246-47
 tendencias periódicas de, 247-49
- de orbitales, 218
 de red, 278-81
 definición de, 157
 densidad de, 808
 diagrama de, 159
 - del óxido nítrico, 353
- electrostática, 155
 eólica, 184
 geotérmica, 184
 hidroeléctrica, 184
 interna (E), 158-59, 161-62
 interna (δE), cambio de, 174
 libre (G), 755-67
 - cambios de energía libre estándar (δG°), 756-59, 762-65
 - constante de equilibrio y, 762-67
 - espontaneidad y, 755
 - temperatura y, 759-62
- libre (δG), cambio de, 755, 756, 757, 799
 - fem y, 797-98
- libre estándar de formación (δG_f°), 756-59
- masa y, 846
 no renovable, 184
 nuclear, 183, 184
 potencial, 154-55
 química, 155
 radiante, 200, 706
 renovable, 184
 sistema y entorno, 155-56, 158, 159
 solar, 184-86, 1011
 - absorbida por la clorofila, 958
 - térmica, 155
 - transferencia de, 156-58
 - unidades de energía, 155
- Enfermedad del buzo (malestar por descompresión), 496
Enlace(s)
 - carbono-carbono, 906
 - covalente(s), 275, 276, 282-84, 435
 - entalpías de enlace y fuerza de los, 300-6
 - fuerzas intermoleculares comparadas con, 409
 - incumplimientos de la regla del octeto en, 298-300
 - polares y no polares, 285
 - traslape de orbitales y, 330-51
 - cruzados en polímeros, 460-63
 - de valencia, teoría del, 330-37
 - dobles, 284, 338-39, 985, 995
 - conjugados, 354, 958
 - longitud de, 305
 - rotación del, 995
 - dobles, 284, 338-39, 985, 995
 - conjugados, 354, 958
 - longitud de, 305
 - rotación del, 995
 - electronegatividad y, 285-87
 - electrones
 - de valencia y, 276
 - internos y, 347
- en complejos de metales de transición. Véase Teoría del campo cristalino, en sólidos, 435-41
estructuras
 - de Lewis, 290-95
 - carga formal, 292-95
 - de resonancia, 295-97, 340
 - del benceno, 297
 - del ion nitrato, 296
 - del ozono, 295-96
 - iónicos, 275, 276, 277-82
 - configuraciones electrónicas de los iones y, 280-81
 - energética de formación, 278-79
 - iones
 - de metales de transición, 281-82
 - iones poliatómicos, 282
 - isómería de, 962
 - metal-ligando, 952
 - metálicos, 276, 435, 930-33
 - modelo del mar de electrones de los, 930-31
 - modelo del orbital molecular de (teoría de bandas), 931-33
 - modelo RPENV y, 332, 335
 - momentos dipolares, 288-89
 - múltiples, 64
 - ángulos de enlace y, 323
 - dominios electrónicos de, 323
 - geometría molecular y, 337-43
 - nomenclatura de, 290
 - orbitales híbridos y, 331-37
 - con orbitales d, 335, 336
 - enlaces pi (π) y, 338-41
 - sp , 332-33, 336
 - sp^2 y sp^3 , 333-35, 336
 - peptídico, 1013-14
 - pi (π), 337-43, 353-54, 868
 - conjugados, 354
 - deslocalizados, 340-41
 - en dobles enlaces, 338-39
 - en la química de la visión, 342
 - en triples enlaces, 339
 - fuerza de los, 338
 - pruebas de, 338-39
 - polaridad de, 285-88
 - excepciones a, 298-300
 - regla del octeto, 276-77
 - rotaciones en torno a, 988, 995
 - sencillos, 64, 284, 985
 - longitud de los, 305
 - rotaciones en torno a, 988
 - sigma (σ), 337-38
 - símbolos de Lewis, 276, 277, 283-84
 - tipos de, 241, 274-313. Véase también Orbitales moleculares (OM)
 - triples, 284, 985
 - longitud de los, 305
 - orbitales híbridos y, 339-40
 - Enmohecimiento. Véase Corrosión
 - Ensayos experimentales, 21
 - Enstatita, 907
 - Entalpía(s)
 - (ΔH), cambio de, 735
 - de formación de disoluciones, 487
 - ley de Hess y, 174-76

- diagrama de, 166-67
estándar de formación, 177-78
(*H*), 163-68, 755. Véase también Calor
como función de estado, 164
de combustión, 176
de enlace, 300-306
 configuraciones
 electrónicas y, 351
 de enlaces π , 868
 entalpías de reacciones y,
 302-5
 longitud de enlace y, 305-6
de formación, 176-80
 estándar, 177-78
 para calcular entalpías de
 reacción, 178-80
de fusión, 176
de reacción (ΔH_r), 166-68,
 178-80, 302-5
de vaporización, 176
definición de, 163-64
energía libre y, 759
procesos espontáneos y, 168
Entorno, 155-56, 158, 159
 cambios de entropía en el, 754
Entropía(s), 489, 742-55
 absoluta, 753-54
 bioquímica y, 1011
 de activación, 774
 de expansión, 745
 de reacciones, 753-54
 de un sistema aislado, 751
 del universo (ΔS_{univ}), 746
 efecto del quelato y, 956-57
 energía libre y, 759
 interpretación molecular de la,
 748-52
 molar estándar, 753
 segunda ley de la termodinámica
 y, 745-48
 temperatura y, 749-50
 transferencia de calor y temperatura
 relacionados con la, 744-45
 vida y, 747
Environmental Protection Agency
(EPA), 858, 900
Enzimas, 245, 527, 559-63, 1016
 eficiencia de las, 561
 en la fijación de nitrógeno, 561-62
 especificidad de las, 560
 inhibición de, 561
Enzima-sustrato, complejo, 560
Epsom, sales de, 107
Equilibrio(s), 574-611, 735
 ácido-base, 612-59
 ácidos y bases de Brønsted-
 Lowry, 614-619
 fuerzas relativas de, 618-19
 iones H^+ en agua y, 614-15
 paretes conjugados ácido-
 base, 616-17
 reacciones de transferencia
 de protones, 615-16,
 619, 29, 644-45, 870
 ácidos y bases de Lewis,
 648-52
 concepto de receptor/
 donador de pares de
 electrones, 648-49
 iones metálicos y, 650-52,
 686-89
 ácidos y bases débiles, 122-23,
 618, 627-38
 ácidos polipróticos, 634-36,
 677
 constante de disociación
 ácida (K_a) de, 628-34
 efecto del ion común en,
 662-64
 porcentaje de ionización
 de, 632-33
 tipos de 637-38
 ácidos y bases fuertes, 122-23,
 618, 625-27
 en disoluciones
 amortiguadoras, 668-71
 autoionización del agua, 620-625
 producto iónico, 620-24
 de disoluciones salinas, 641-44
 efecto combinado de
 aniones y cationes,
 642-44
 reacción de
 de los cationes con el
 agua, 642
 los aniones con el
 agua, 641-42
 definiciones de Arrhenius, 614,
 616
 en sustancias orgánicas, 985
 escala de pH, 621-25
 medición, 624-25
 otras escalas "p", 624
 estructura química y, 644-48
 ácidos
 binarios, 645
 carboxílicos, 647-48
 factores que influyen en la
 fuerza de los ácidos,
 644-45
 oxiácidios, 645-47
 relación entre la constante de
 disociación ácida (K_a) y la
 constante de disociación
 básica (K_b), 639-41
 acuoso, 660-701
 concepto de, 577-78
 dinámico, 425-26, 427, 491
 efecto del ion común, 662-64
 solubilidad y, 678-83
 constante del producto
 de solubilidad (K_{ps}),
 678-1, 690
 en el análisis cualitativo de
 elementos metálicos, 962-6
 fem de celda y, 803-5
 heterogéneo, 586-88
 homogéneo, 586
 precipitación y separación de
 iones, 690-92
 principio de Le Châtelier,
 594-603, 662
 cambio(s)
 control de emisiones
 de óxido de
 nitrógeno y, 603
 de concentración de
 reactivo o producto,
 594-96
 de temperatura,
 598-601
 de volumen y presión,
 596-98
 efectos del catalizador,
 601-3
 soluciones amortiguadoras,
 664-71
 ácidos o bases fuertes en,
 668-71
 capacidad amortiguadora
 y pH, 666-68
 composición y acción de,
 664-66
 la sangre como, 669
 titulaciones ácido/base,
 140-41, 671-77
 de ácidos polipróticos, 677
 débiles, 672-77
 fuertes, 671-73
 de solubilidad, 678-81
 cociente de reacción (Q) y, 690
 constante del producto de
 solubilidad (K_{ps}), 678-81,
 1045
 limitaciones de, 682
 solubilidad contra, 679-81
 dinámico, 425-26, 427, 491
 en medio acuoso, constantes de,
 1044-45
 expresión de la constante de, 580
 de soluciones acuosas, 620
 homogéneos, 586
 (K_{eq}), constante de, 578-86, 627-28,
 735
 aplicaciones de la, 590-94
 cálculo de, 588-90
 energía libre de Gibbs y, 762-67
 evaluación de, 580-82
 magnitud de la, 582-83
 sentido de la ecuación química
 y, 583-85
 unidades de la, 586
 mezcla de, 578
 Equivalencia de la titulación, punto
 de, 140, 671
 Errores de redondeo, 24
 Escandio (Sc), 1043
 Escoria, 922, 924
 Escudamiento (protección) de
 electrones, 240
 Esfera(s)
 de coordinación
 octáédrica, 954
 isómeros de, 962
 empaque compacto de, 434-35
 y palitos, modelo de, 51
 Espectador, iones, 120
 Espectro(s), 206
 continuo, 206
 de absorción, 967
 de emisión, 202
 electromagnético, 201
 Espectrómetro, 532
 de masas de electroatomización, 34
 Espectros Espectroscopia
 fotoeléctrica (PES), 271
 Espín(es)
 alto, complejo de, 972
 bajo, complejo de, 972
 electrónico, 218-19
(*m*s), número cuántico magnético
de, 218-19
nuclear, formación de imágenes por
resonancia magnética (MRI) y,
 220
 paralelos, 222
Estabilidad(es)
 cinturón de, 835
 de sustancias orgánicas, 984-85
 nuclear, 835-38
 número(s)
 par contra impar de
 nucleones, 837-38
 mágicos y, 837-38
 razón de neutrones a protones,
 835-36
 series radiactivas, 837
Estabilización aromática, 1001
Estados(s)
 basal, 208, 214, 220-21
 cambios de, 10
 de la materia, 5
 de transición (complejo activado),
 545
 de un gas, 370
 energéticos del hidrógeno, 208-9
 estándar, 176
 excitado, 208, 214
 función(es) de, 161-62, 737
 la entalpía como, 164
Estaño (Sn), 905
Esterato
 de sodio, 513-14
 ion, 985
Estequiometría, 74-111
 de disoluciones, 139-44
 de media reacción, 816
 titulaciones, 140-44, 671-77
 definición de, 75
 ecuaciones químicas, 76-79
 balanceadas, 76-78, 95-99
 fórmulas empíricas, 91-95
 análisis por combustión, 94-95
 fórmula molecular a partir de, 93
 mol, 14, 86-91
 interconversión de masas y,
 89-91
 interconversión de molaridad,
 volumen y, 136-37
 masa molar y, 87-89
 pesos formulares, 83-85
 reactivos limitantes, 99-103
 rendimientos teóricos y, 102-3
 reacciones de combinación, 80
 reacciones de combustión, 82-83
 reacciones de descomposición,
 80-81
 velocidades de reacción y, 530-32
 Estereoisomería, 962-65
 Ésteres, 478, 1007-8
 Estimación de respuestas, 25
 Estratosfera, 704
 Estroncio (Sr), 225, 260
 Estroncio - 90, 840, 853
 Estructura(s)
 atómica, 37-44. Véase también
 Estructura electrónica
 descubrimiento de la, 37-41
 átomo nuclear, 39-41

- radiactividad y, 38-39
 rayos catódicos y electrones, 37-38
 modelo del "pudín de pasas" de la, 39-40
 punto de vista moderno de la, 41-44
 isótopos, números atómicos y números de masa, 43-44
 cristalina, 408
 del cloruro de sodio, 278, 432-33
 cúbicas de sólidos metálicos, 440
 electrónica, 198-235
 comportamiento ondulatorio de la materia y, 210-12
 cuantización de la energía y, 202-3
 de átomos con muchos electrones, 218-20
 definición de, 199
 espectro de líneas y, 205-7
 fotones y, 203-5
 mecánica cuántica (ondulatoria), 199, 212-15
 modelo de Bohr y, 207-9, 212, 213
 estados energéticos del hidrógeno, 208-9
 limitaciones, 209
 naturaleza ondulatoria de la luz y, 200-202
 orbitales atómicos, 212-17
 d, 217, 968-70
 f, 217
 números cuánticos y, 208, 213-15, 218-19
 p, 216-17
 s, 215-216
 primaria de las proteínas, 1015
 química, 2
 atómica. Véase Estructura atómica; Estructura electrónica
 equilibrios ácido-base y, 613-77
 de ácidos binarios, 645
 de ácidos carboxílicos, 647-48
 factores que influyen en la fuerza de un ácido, 644-45
 oxiácidos, 645-47
 secundaria de las proteínas, 1015
 terciaria de las proteínas, 1016
 Etanal (acetaldehido), 1005, 1006
 propiedades del, 411
 Etanamida (acetamida), 1009
 Etano, 63, 183, 986
 1,2-Etanodiol. Véase Etilenglicol
 Etanol, 2-3, 63, 444, 493, 985, 993, 1003, 1006, 1007
 constantes molales de elevación del punto de ebullición y de abatimiento del punto de congelación, 505
 densidad del, 17
 entalpía estándar de formación del, 177
 modelo tridimensional del, 2
 presión de vapor del, 426
- Éter(es), 1004
 etílico, 1004
 presión de vapor del, 426
 metílico, 411
 polifenilénico (ppe), 462
 t-butilmetílico (MTBE), 993
 Etilamina, 1009
 Etilendiamina (en), 954-55, 956-57
 Etilendiaminotraacetato, ion ([EDTA]⁴⁻), 955, 956
 Etilenglicol, 2-3, 447, 502, 1003, 1004
 densidad del, 17
 modelo tridimensional del, 2
 presión de vapor del, 426
 Etileno (eteno), 64, 152, 456, 986, 994
 fórmula del, 50
 geometría molecular del, 338-39
 reacciones del
 con halógenos, 997
 con hidrógeno, 557-58
 Etilmetilcetona (2-butanona), 1005
 Etilo, grupo, 558
 Eutrofización, 721
 Evaporación, 173, 425
 Exactitud en la medición, 21
 Exceso, reactivos en, 100
 Excitación por radiación, 855
 Expansión
 isotérmica de un gas, 750-51
 cambio de entropía de, 745
 Explicación tentativa (hipótesis), 13
 Explosivos, 304
 Extracción de cobre metálico de calcocita, 765
f, orbital, 217
 Fahrenheit, escala, 15, 16
 Faraday (*F*), 797
 constante de, 797-98
 Faraday, Michael, 797
 Fármacos de litio, 259
 Fase(s)
 cambios de
 curvas de calentamiento, 421-23
 energía que acompañan a, 420-21
 líquidos, 419-24
 temperatura y presión críticas, 423-24
 condensadas, 408
 diagramas de, 427-30
 liquidocristalina
 colestérica, 454
 esmética, 453
 nemática, 453
 Fe³⁺, 649-50
 Fechado por radiocarbono, 841-44
 Fem de celda, 788-96
 agentes oxidantes y reductores, 779, 794-96
 cambio de energía libre de Gibbs y, 797-98
 efectos de la concentración en la, 798-805
 celdas de concentración, 801-3, 804
 ecuación de Nernst, 799-801, 803
 equilibrio y, 803-5
 espontaneidad de la reacción y, 794, 796-97
- estándar (potencial estándar de celda), 789
 potenciales estándar de reducción (de media celda, E°_{red}), 789-94, 1046
 FeMo, cofactor, 561-62
 Fenilalanina, 1012
 Fenilamina (anilina), 1009
 Fenilmetanamida (benzamida), 1009
 Fenol, 72, 437, 1003, 1004
 como ácido, 628
 Fenolftaleína, 66, 140-41, 625
 Fermi, Enrico, 852
 Ferricianuro, ion, 649-50
 Ferricromo, 959
 Ferrocromo, 934
 Ferromagnetismo, 939
 Fertilizantes, 257
 fósforo en, 898, 899
 nitrogenados, 891
 Fibra(s), 459
 sencilla, cadena de silicato de, 907
 de carbono y materiales compuestos ("composites"), 902
 "Fixar", 890
 Filtración, 11
 Filtro superconductor, 473
 Fisión nuclear, 850-53
 reactores que utilizan, 851-53
 residuos de la, 853
 Fitoplancton, 18
 Fluido(s)
 extracelular (FEC), 804
 intracelular (FIC), 804
 supercríticos, 724
 extracción con, 424
 Flujo térmico
 medición de. Véase Calorimetría
 temperatura y, 15
 Flúor (*F*), 263, 286, 876-78
 número de oxidación del, 129
 polaridad del, 286, 287
 propiedades del, 262
 reacción del, con yodo, 405
 símbolo de Lewis del, 277
 Fluorescencia, 37
 Fluorita, 430, 438
 Fluoroapatita, 688
 Fluorocarbonos, 522
 Fluoruración, caries dental y, 688
 Fluoruro(s)
 de hidrógeno, polaridad del, 286-288
 de litio, 286-88
 de xenón, 875-76
 Forma
 elemental, 128
 molecular. Véase Geometría molecular
 Formación(es)
 cársticas, 684
 (K_f), constantes de, 687
 reacciones de, 179
 Formaldehído (metanal), 340, 463, 1005
 Fórmula(s)
 composición porcentual a partir de, 84-85
 de ácidos, 61-62
 empíricas, 50-51, 91-95
- análisis por combustión, 94-95
 fórmula molecular a partir de, 93
 subíndices de, 83, 93
 estructural, 51
 condensada, 987
 molecular, 50-51, 93
 a partir de la fórmula empírica, 93
 de complejos metálicos, 952-54
 subíndices de la, 93
 moléculas y, 49-50
 Fosfato(s)
 como agentes secuestrantes, 955
 de calcio, 896
 estructuras de Lewis del ion, 300
 insolubles, 694
 trisódico, 657
 Fosfina, 423
 Fósforo (P), 845, 895-900
 alótropos de, 896
 blanco, 896
 impurificación (dopado) de silicio con, 932-33
 oxicompuestos de, 897-900
 presencia en la naturaleza, obtención y propiedades del, 896
 símbolo de Lewis del, 845, 895-900
 Fosgeno, 305-6, 323, 582, 725
 Fotocopiadoras (888)
 Fotodescomposición, 709
 Fotodisociación, 706-7
 Fotoeléctrico, efecto, 202-5
 Fotoionización, 707-8
 Fotones, 203-5, 833
 de alta energía, 833
 Fotosíntesis, hierro y, 18
 Fracción Mol, 499
 presiones parciales y, 384-85
 Franklin, Rosalind, 436
 Frecuencia, 200, 201
 factor de, 546
 Freón-11^{MR}, 710
 Friedel-Crafts, reacción de, 1001
 Frisch, Otto, 852
 Fructosa, 1017
 Fuerza(s), 156, 367-68
 básica, 42
 de adhesión, 419
 de cohesión, 419
 de enlace, 985
 fuerza del ácido y, 645
 dipolo-dipolo, 410-11, 416, 435
 electromotriz (fem). Véase Fem de celda
 intermoleculares, 407, 409-17
 de atracción, 394
 en fases esméticas, 453
 en la formación de disoluciones, 486-87
 en líquidos, 408
 en sólidos, 408
 enlace covalente comparado con, 409
 de van der Waals
 comparación de, 416-417
 de dispersión de London, 411-13, 416, 435
 dipolo-dipolo, 410-11, 416, 435

- puentes de hidrógeno, 412, 413-16, 435, 493
geometría molecular y, 412
ion-dipolo, 410
ley de Raoult y, 504
presión y, 409
tensión superficial y, 418-19
ion-dipolo, 410
iónica (actividad iónica), efectos de la, 682
nucleares, 42, 835
débil, 42
fuertes, 42, 835
Fulerenos, 439, 869, 900, 901
Fundición, 922
Fusión, 420
calor (entalpía) de (δH_{fus}), 176, 420
normal, punto de, 428
nuclear, 854-55
puntos de, 409, 428, 429
de metales de transición, 931
Galena, 406
Galio (Ga)
configuración electrónica del, 225
silicio impurificado con, 933
Galvani, Luigi, 804
Galvanoplastia, 815-16
Gamma (γ), radiación, 39, 833, 855, 858
Ganga, 921
Gas(es), 5, 364-405, 408
características de los, 366
de agua, 873
de la sangre, buceo de altura y, 496
difusión y trayectoria media libre de, 392-93
ecuación del gas ideal, 375-82, 389, 577
leyes de los gases y, 377-79
relación entre densidad del gas y masa molar y, 379-81
volúmenes de gas en reacciones y, 381-82
estado de los, 370
expansión de, 738-41
isotérmica de, 750-51
formación de, reacciones ácido-base con, 126-27
ideal, 375
definición de, 375
ecuación del, 375-82, 389, 577
leyes de los gases y, 377-79
relación entre densidad del gas y masa molar y, 379-81
volúmenes de gas en las reacciones y, 381-82
inertes, 264
leyes de los, 370-74, 377-79, 388
de Avogadro (relación cantidad-volumen), 373-74, 378
de Boyle (relación presión-volumen), 371-72, 377-78, 388
de Charles (relación temperatura-volumen), 372-73, 378
de efusión de Graham, 390-92
ecuación del gas ideal y, 377-79
teoría cinética molecular y, 388
mezclas de, 383-86
natural, 183, 382. Véase también Metano
combustión de, 736
nobles, 48, 276, 366, 875-76
(raros) (grupo 8A), 48, 49, 276, 366, 875-76
tendencias de grupo de los, 263-65
presión de, 367-70, 387, 393
parcial, 383-86
propiedades de los, 408
reales, 393-97
ecuación de van der Waals, 394-97
recolección de, sobre agua, 385-86
separaciones de, 392
sólidos y líquidos comparados con, 366
solubilidad de, 492, 495-97
temperatura absoluta de, 387
teoría cinética molecular de los, 386-89, 394
leyes de los gases y, 388
Gasoductos, 382
Gasolina, 503, 992-93
características detonantes de la, 992
de destilación directa, 992
Gay-Lussac, Joseph Louis, 373
Geiger, contador, 845
Gel, 469
Geometría
angular, 317, 321
bipiramidal trigonal, 317, 323-25, 335
molecular, 314-63
atracción intermolecular y, 412
de balancín, 324
de complejos metálicos, 952-54
de forma de T, 316, 317, 324
definición de, 320
enlaces
covalentes y, 330-31
múltiples y, 337-43
lineal, 317, 319, 321, 324, 333, 984
hibridación sp y, 333
modelo de repulsión de pares electrónicos del nivel de valencia (RPENV)
de la, 316, 318-28
base del, 319
de moléculas
con capas de valencia expandidas, 323-26
más grandes, 326-27
electrones no enlazantes y enlaces múltiples, 323
teoría del enlace-valencia y, 332, 335
orbitales
híbridos y, 331-37
con orbitales d , 335, 336
 sp , 332-33, 336
 sp^2 y sp^3 , 333-36
moleculares (OM) y, 343-46
absorción de luz y, 353-54
de la molécula de hidrógeno, 343-45
de moléculas diatómicas de la segunda fila, 346-55
de orbitales atómicos $2p$, 347-48
orden de enlace y, 345-46
polaridad molecular (de enlaces) y, 328-30
octaédrica, 317, 319, 324, 325, 954
hibridación de orbitales d y, 335
piramidal
cuadrada, 324
trigonal, 316-17, 319-21
plana
cuadrada, 324, 954
trigonal, 316, 317, 319, 321, 984
hibridación sp^2 y sp^3 y, 333-35
tetraédrica, 316, 317, 319, 320, 321, 954, 984
Gerlach, Walter, 219
Germanio (Ge), 238, 239, 905, 916
diferencias de energía en el, 932
Gibbs (ΔG), energía libre de, 755-67
cambio(s) de energía libre de, 755-57, 799
fem y, 797-98
estándar (ΔG°), 756-59, 762-65
constante de equilibrio y, 762-67
espontaneidad y, 755
temperatura y, 759-62
Gibbs, Josiah Willard, 755
Glicerina, 894
Glicerol (1,2,3-propanotriol), 148, 1003, 1004
Glicilanina, 1013
Glicina, 359, 649, 1012-14
Globos
de aire caliente, 372
más ligeros que el aire, 373
meteorológicos, 371
Glucógeno, 1019
Glucosa, 181, 958, 985
estructura de la, 493
fórmula molecular de la, 1017
oxidación de la, 401, 765
peso molecular de la, 84
Goodyear, Charles, 460, 461
Gota de aceite, experimento de Millikan de la, 38
Goudsmit, Samuel, 218
Grado médico, 464
Grados de libertad de las moléculas, 748-49
Gráficas, 1039
Grafito, 869, 900, 902
estructura del, 437, 438
Graham, ley de efusión de, 390-92
Graham, Thomas, 390
Grasas, 181
Gravedad, 42, 154-55, 367
Gray (Gy), 856
Grigg, C. L., 259
Grupo(s)
1A, elementos del. Véase Metales alcalinos
2A, elementos del. Véase Metales alcalinotérreos
4A, 900-909. Véase también Carbono (C); Silicio (Si)
características generales del, 905-6
hidruros del, 413
5A, elementos del, 252, 890-900.
Véase también Nitrógeno (N); Fósforo (P)
características generales de los, 895-96
6A (calcógenos), elementos del, 48, 413, 886-90. Véase también Oxígeno (O)
características generales de los, 886
presencia y preparación de los, 887
propiedades y usos de los, 887-88
sulfuros de, 888-89
tendencias de grupo de los, 261-62
7A, elementos del. Véase Halógenos
8A (gases nobles), elementos del, 48, 49, 276, 366, 875-76
tendencias de grupo de los, 263-65
de la tabla periódica, 47-48
funcionales, 63, 985, 1001-4
alcoholes, 1003-4
éteres, 1004
principales (representativos), elementos de los, 226
Guanina, 1021, 1022
Guldberg, Cato Maximilian, 580
H⁺, iones, 121
concentraciones de
ecuación de velocidad y, 622
valores de pH y, 622-23
en agua, 614-15
reacción de, con amoníaco, 648
H₂CO₃, 127
Haber (Haber-Bosch), proceso de síntesis de amoniaco de, 578-80, 588-89, 594, 891
cambios de energía libre en el, 755-56
catalisis en el, 601-2
efectos de la presión y el volumen en el, 596-98
efectos de la temperatura en el, 594-96
Haber, Fritz, 280, 579, 588-89, 601-2
Halógenos, 48, 876-81
afinidad electrónica de los, 251, 252
como agente oxidante, 794
compuestos interhalógenos, 360, 880
formación de iones en, 54
hidrógeno. Véase Hidrógeno (H)
moleculares, 50
números de oxidación de los, 129
oxiácidos y oxianiones de, 880-81
propiedades y preparación de los, 877-78

- reacción de los, con etileno, 997
tendencias de grupo de los, 262-63
usos de los, 878-79
- Halogenuros**
de fósforo, 896
de hidrógeno, 289, 879-80
- Hall, Charles M., 927, 928
- Hall, proceso, 927
- $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 116, 121
- Heisenberg, Werner, 211
- Hélice α , 1015-16
- Helio (He), 875
aparato detector de fugas de, 391
configuración electrónica del, 221
molécula hipotética de, 344, 345
propiedades del, 263
- Helio - 4, energía nuclear de enlace del, 849
- Hematita, 923
- Hemo, 714, 956, 957
- Hemoglobina, 515, 669, 713-14, 958
- Hemolisísis, 508
- Henderson-Hasselbach, ecuación de, 666
- Henry, constante de la ley de, 496
- Henry, ley de, 496
- Heptano, 992
viscosidad del, 418
- Héroult, Paul, 928
- Herrumbre, protección de autos contra la, 725-26
- Hertz (Hz), 201
- Hess, ley de, 174-76, 178
- Heterótrofos, 747
- Hexabárbital, 523
- Hexafluorobenceno, 447
- Hexafluoruro de uranio, 998
- Hexano
reacción de, con tetracloruro de carbono, 488
solubilidades de alcoholes en, 493
viscosidad del, 418
- HFC-134a, 711
- HgCl₂, 91-92
- Hibridación, 331
- Hidracina, 892
- Hidratación, 487, 650
agua de, 490
- Hidratos, 490
- Hidrazobenceno, 361
- hidro-*, prefijo, 61
- Hidrocárburo(s), 63, 492, 986-87
aromáticos, 72, 986, 1000-1001
como contaminantes, 716
de cadena lineal, 988
de cadena ramificada, 988
derivados oxigenados de, combustión de, 82-83
insaturados, 64, 986, 994-1001
alquenos, 986, 994-95, 997-98
alquinos, 986, 996-98
aromáticos, 72, 986, 1000-1001
saturados (alcanos), 63, 986-94,
1002-3
cicloalcanos, 992-93
derivados de, 63-65
estructura de los, 988
isómeros estructurales de, 988
nomenclatura de, 989-92
reacciones de, 994
sin quemar, 559
- Hidrofluorocarbonos, 711
- Hidrogenación**, 997
- Hidrógeno (H)**, 871-74, 879-80
agua y oxígeno comparados con, 7
combustión de, 76, 166
compuestos binarios de, 873-74
de reacciones de oxidación, 130
ecuación de Schrödinger del, 212-13
en celdas de combustible, 18
energía de ionización del, 261
espectro de líneas del, 206-7
espín nuclear del, 220
estados energéticos del, 208-9
halogenuros de, 879-80
longitudes de enlace y momentos dipolares de, 289
- isótopos de**, 871
- magnitudes termodinámicas del**, 1042
- molecular (H_2)**, 50, 872
atracciones y repulsiones en el, 282
como agente reductor, 794
enlace covalente en el, 282-83
orbitales moleculares del, 343-45
reacción del, con oxígeno, 808
- número de oxidación del, 129
- orbitales del, 214-15
- preparación de, 401, 872-73
- propiedades del, 872
- reacciones del
con etileno, 557-58
con metales, 261
con no metales, 261
- tendencias de grupo del, 261
- usos del, 873
- Hidrogenosulfatos**, 890
- Hidrogenosulfitos (bisulfitos)**, 889
- Hidrólisis**, 641
constantes de disociación ácida de, 650
de iones metálicos, 650-52
- Hidrometalurgia**, 925-26
- Hidronio, ion**, 614-15
- Hidrosfera**, 703
- Hidrosulfuro, ion**, 636
- Hidroxiapatita**, 260, 688
- Hidróxido(s)**
de bario octahidratado, 161
de magnesio, 125
de metales
alcalinos, 122
iónicos, 626-27
alcalinotérreos, 123
iónicos, 626-27
- de sodio (NaOH), 614
titulación de ácido
acético con, 673-76
clorhídrico con, 671-73
- insolubles en base, 694
- iones, 122
metálicos, 689-90
- Hidroxilamina**, 636
- Hidroxitolueno butilado**, 521
- Hidruro(s)**
de calcio, 401, 874
intersticiales, 874
iones, 257, 872, 874
iónicos, 627, 873-74
- metálicos, 874
moleculares, 874
- Hielo**
 fusión del, 168
seco®, 903
- Hierro (Fe)**, 56, 58, 839, 849, 940-41
anemia por deficiencia de, 959
calor específico del, 169
corrosión del, 776, 809-12
prevención de la, 810-12
densidad del, 17
- en la mioglobina y la hemoglobina**, 958
- en lingotes**, 923
- fotosíntesis** y, 18
- galvanizado**, 811
- magnitudes termodinámicas del**, 1042
- oxidación de**, 746
- pirometalurgia** del, 923-24
- Hindenburg** (1937), desastre del, 166, 167
- Hipertensión**, 370
- hipo-*, prefijo, 58
- Hipoclorito**
de sodio, 638, 879
ion, 636
sales de, 881
- Hipotálamo**, 173
- Hipotermia**, 173
- Hipótesis (explicación tentativa)**, 13
- HOMO-LUMO**, diferencia, 353-54
- Homoquiralidad**, 1016
- Honda Insight**, 185
- Hulla**, 98, 183-84
combustión de, 712
gasificación de, 184
- Humedad relativa**, 448
- Hund, regla de**, 221-23
- Hundimientos**, 684-85
- ico*, sufijo, 57, 61
- ilo*, sufijo, 990, 1014
- Imágenes médicas**, formación de, 220
- Imán permanente**, 939-40
- Incertidumbre**
en la medición, 20-24
cifras significativas, 21-24
precisión y exactitud, 21
principio de, 211-12
- Indicadores ácido-base**, 140, 625
- Indio (In)**, 225
- Indol**, 1031
- Industria química**, 4
- Información**
cuantitativa, 95-99
tabulación de, 377
- Ingeniería, polímeros de**, 462
- Inhibidores de la acidez**, 127
- Insetos vasculares**, 466
- Insolación**, 173
- Insolubilidad**, 118
- Intensidad luminosa**, unidad SI básica de, 14
- Intercambio**
de iones para ablandar agua, 723
(metátesis), reacciones de, 119
- Interhalógenos**, compuestos, 360, 880
- Intermediario**, 550, 553-54
- Invernadero**, efecto de, 716, 903
dióxido de carbono y, 98
metano y, 717
- io*, sufijo, 57
- Ion(es)**, 52-54
complejos, 687-89, 950
solubilidad y, 687-89
- común**, efecto del, 662-64
solubilidad y, 681-83
- conducción eléctrica por, 114
- configuraciones electrónicas de, 249-50, 280-81
- dipolo**, fuerzas, 410
- dipolo (zwitterión)**, 649, 1012
- espectadores**, 120
- metálicos**
ácidos y bases de Lewis y, 686-89
disoluciones ácidas y, 642
hidrólisis de, 950-52
números de coordinación de, 953
- monoatómicos**, 57
aniones, 58
número de oxidación de, 129
- necesidad de**, de los organismos vivos, 55
- negativos**. Véase Anión(es)
- orientación de moléculas polares** hacia, 410
- poliatómicos**, 53, 57, 58
- positivos**. Véase Catión(es)
- precipitación y separación de**, 690-92
- serie isoelectrónica** de, 244-46
- Ionización**
de ácidos débiles, reacción de, 627-28
energía de, 246-51
afinidad electrónica comparada con, 251
configuraciones electrónicas de iones y, 249-50
- de elementos alcalinotérreos, 260
- de metales, 253
- electronegatividad y, 285
- sucesivas, variaciones de las, 246-47
- tendencias periódicas de, 247-49
- porcentaje de, 632-33
- Iredale**, S. S. Peter, 776
- Iridio (Ir)**, 445
- Isobutano (2-metilpropano)**, 989
- Isomería**, 358, 961-65
cis-trans, 362
estereoisomería, 962-65
estructural, 962, 988
geométrica, 963, 995
óptica (enantiómeros), 964-65, 1010, 1013
- Isooctano (2,2,4-trimetilpentano)**, 992
- Isopentano (2-metilbutano)**, 989
- Isopreno**, 461
- Isótopos**, 43-44
sintéticos, 839
- ito*, sufijo, 58, 59, 61
- IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada)**, 989-90

- Jeringa, 17
 Joule (J), 155
 Joule, James, 155
- Kelvin, escala, 14-16, 373
 Kelvin, Lord (William Thomson), 373
 Kennedy, Joseph, 49
 Kevlar^{MR}, 479
 Kilogramo, 14, 15
 Kilojoules (kJ), 155
 Kioti, Protocolos de, 703
 Knoop, valor, 480
 Knowles, W. S., 965
 Kroto, Harry, 439
- Lactosa, 1018
 Lagos, lluvia ácida y daño a los, 712
 Laminilla de oro, experimento de la, 40-41
 Lantánidos, 224-25
 contracción de, 937
 Láser, rayo, 206
 Latidos cardiacos, 804
 Lavado en seco, 725
 Lavoisier, Antoine, 75, 76, 871, 881
 Le Châtelier, Henry-Louis, 594
 Le Châtelier, principio de, 594-603, 662
 cambio(s) de
 concentración de reactivos o productos, 594-96
 temperatura, 598-601
 volumen y presión, 596-98
 control de emisiones de óxido nítrico y, 603
 efectos del catalizador, 601-3
 Lechada, 713
 Leche de magnesia, 125
 Leucemia, 856
 Levorrotatorio, 965
 Lewis, ácidos y bases de, 648-52
 concepto de receptor/donador de pares de electrones, 648-49
 iones metálicos y, 650-52, 686-89
 Lewis, estructuras de, 290-95, 316
 carga formal, 292-95
 Lewis, G. N., 276, 282, 648
 Lewis, símbolos de, 276-77, 283-84
 Lexan^{MR}, 725
 Ley científica, 13
 Ligando(s), 950, 952
 a metal (LMCT), transición de transferencia de carga de, 974
 bidentados, 954-55
 de campo débil y de campo fuerte, 970
 en sistemas vivos, 956-59
 monodentados, 954
 nomenclatura de, 960-61
 polidentados (agentes quelantes), 954-59
 reacción de intercambio de, 980
 Líneas, espectros de, 205-7
 Líquenes, 956
 Líquido(s), 5, 407-30
 cambios de fase en, 419-24
 cambios energéticos concomitantes a, 420-21
 curvas de calentamiento, 421-23
 temperatura y presión críticas, 423-24
 comparación molecular de sólidos y, 408-9
 de enfriamiento, 852
 diagramas de fases, 427-30
 fuerzas intermoleculares de atracción en, 408
 miscibles e inmiscibles, 492
 presión de vapor, 425-27
 propiedades de los, 408
 tensión superficial de los, 418-19
 viscosidad de, 418
 Lisina, 649, 1012
 Lisozima, 520
 Litio (Li), 258
 baterías de ion, 807-8
 configuración electrónica del, 221, 222
 fármacos de, 259
 ion, 794
 magnitudes termodinámicas del, 1042
 orbitales moleculares del, 346-47
 símbolo de Lewis del, 277
 Litosfera, 920
 Litro, 16
 Lixiviación, 925
 "Lo similar disuelve a lo similar", 494
 Lóbulos de orbitales, 216, 217
 Logaritmos, 1036-38
 comunes, 1036-37
 naturales, 1037
 London, Fritz, 411
 London, fuerzas de dispersión de, 411-13, 416, 435
 Longitud(es), 14
 de enlace
 configuraciones electrónicas y, 351
 distancia internuclear y, 331
 entalpías de enlace y, 305-6
 radios atómicos y, 242
 de onda, 200-201
 Lowry, Thomas, 614
 Luray, cavernas de, Virginia, 660
 Luz
 circularmente polarizada, 1016
 dispersión de, por partículas coloidales, 512
 excitación electrónica por, 333-54
 naturaleza ondulatoria de la, 200-202
 polarizada en un plano, 965
 velocidad de la, 200
 visible, 200
 Llave y cerradura, modelo de, 560
 Lluvia ácida, 712-13
 Macromoléculas, 459
 Madera balsa, densidad de la, 17
 Magnesio (Mg), 401
 afinidad electrónica del, 251
 carga nuclear efectiva del, 240
 configuración electrónica del, 225
 ion, 958
 magnitudes termodinámicas del, 1042
 propiedades del, 260
 reacción de, con oxígeno, 80, 81
 símbolo de Lewis del, 277
 Magnesita, 903
 Magnetismo, 939-40
 de compuestos de coordinación, 968
 diamagnetismo, 350, 351
 paramagnetismo, 350, 351, 939, 968
 Magnetita, 923
 Malaquita, 8, 920
 Maleabilidad, 930
 Manganeso (Mn), 956
 magnitudes termodinámicas del, 1042
 sales de manganeso (II), 460
 Manhattan, Proyecto, 852
 Maníaco depresiva (trastorno afectivo bipolar), enfermedad, 259
 Manómetro, 369
 Manto de Turín, 841
 Mar de electrones, modelo del, de los enlaces metálicos, 930-31
 Marcapaso, células, 804
 Marconi, Guglielmo, 707
 Marsden, Ernest, 40
 Masa(s), 14-15
 atómicas, 75. Véase también Estequiometría
 escala de, 44
 medias (pesos atómicos), 44-46
 conservación de la, 36, 75
 crítica, 851
 de compuestos, 44
 defecto de, 847-49
 energía y, 846
 espectro de, 45
 espectrómetro de, 45
 de electroatomización, 34
 interconversión
 de moles y, 89-91
 de número de unidades de fórmula y, 90
 molar, 87-89, 509-10
 densidad de los gases en relación con la, 379-81
 determinación de, mediante propiedades coligativas, 509-10
 velocidad de efusión y, 390
 números de, 43-44, 832
 porcentaje en, 498
 supercrítica, 851
 Máscara Dorada de Agamenón, 918
 Materia, 5-12
 clasificaciones de los(a), 5-9
 compuestos, 6, 7
 elementos, 6-7
 estados de la, 5
 mezclas, 6, 8
 sustancias puras, 6
 comportamiento ondulatorio de la, 210-12
 conservación de la, 36, 75
 definición de, 2
 propiedades de la, 9-12
 cuantitativas, 13
 teoría atómica de la, 36
 Material(es)
 biodegradable, 721
 piezoelectrónicos, 470
 semipermeables, 507, 514-15
 Matraz aforado, 17
 Maxwell-Boltzmann, distribuciones de, 751
 McMillan, Edwin, 49
 Mecánica
 cuántica, 199, 212-15
 estadística, 751
 Mecanismo(s)
 de reacción, 549-55
 con paso inicial rápido, 553-55
 de muchos pasos, 549-50
 ecuaciones de velocidad de, 552-53
 definición de, 549
 pasos elementales, 549, 550
 ecuaciones de velocidad de, 551-52
 definición de, 998
 Media reacción
 estequiométría de, 816
 método de, 780-83
 Medicina
 agentes quelantes en, 956
 fármacos quirales en, 1010-11
 radiotrazadores en, 848
 Medición, 13-28
 análisis dimensional, 24-27, 90, 136, 377
 estimación de respuestas, 25
 incertidumbre en la, 20-24
 cifras significativas, 21-24
 precisión y exactitud, 21
 principio de incertidumbre y, 212
 unidades de, 13-20
 de densidad, 17-20
 de longitud, 14
 de masa, 14-15
 de temperatura, 15-16
 de volumen, 16-17
 unidades SI, 14
 derivadas, 16
 Meissner, efecto, 471
 Meitner, Lisa, 852
 Melamina, 463
 Memoria de forma, aleaciones con, 935
 Menas, 920
 Mendeleev, Dmitri, 238, 239
 Menisco, 419
 Mercurio (Hg)
 calor específico del, 169
 magnitudes termodinámicas del, 1042
 Mesosfera, 704
 Meta, isómero, 358
 Metabolismo, 98
 cambio de energía libre estándar en el, 765
 celular, cambio de energía libre estándar en el, 765
 de la glucosa, 401
 de las proteínas, 181
 ion peróxido como subproducto del, 886
 óxido nítrico y, 352
 Metal(es), 48, 919-22
 a ligando (MLCT), transición de transferencia de carga de, 974
 activos, 132
 alcalinos
 cargas de, 253

- como agente reductor, 794
compuestos iónicos de, 118
formación de iones en, 54
hidróxidos de, 122
 iónicos, 626-27
hidruros iónicos de, 873-74
iones de, 694
oxidación de, 131-32
tendencias del grupo de los, 256-59
- alcalinotérreos, 48
 como agentes reductores, 794
 formación de iones en, 54
 hidróxidos de, 123
 iónicos, 626, 627
 hidruros iónicos de, 873-74
 oxidación de, 131-32
 tendencias del grupo de los, 260
- aleaciones de, 919, 921, 933-36
aceros, 934
compuestos intermetálicos, 935-36
definición de, 933
en disolución, 934
heterogéneas, 935-35
memoria de forma, 935
análisis cualitativo de, 692-96
cationes de, 57
corrosión de, 128, 809-12
 hierro, 776, 809-12
de acuñación, 48
de transición, 57, 224, 936-42
 cobre. *Véase Cobre (Cu)*
 compuestos de. *Véase*
 Coordinación, compuestos
 de
 configuraciones electrónicas y
 estados de oxidación de,
 223-24, 937-39
cromo, 228, 440, 940
hierro. *Véase Hierro (Fe)*
magnetismo, 939-40
 de compuestos de
 coordinación, 968
 diamagnetismo, 350, 351
 paramagnetismo, 350, 351,
 939, 968
propiedades de los, 936-37
 tendencias de las, 931,
 932-33
 puntos de fusión de, 931
de transición, cargas de iones de,
 253
del bloque f, 226
en compuestos iónicos, 54
en sistemas vivos, 956-59
-ligando, enlace, 952, 968-70
nobles, 132
 como catalizadores, 559
oxidación de, por ácidos o sales,
 130-33
 serie de actividad y, 131-33
potenciales estándar de reducción
 y serie de actividad de, 797
presencia en la naturaleza y dis-
 tribución de los, 920-22
propiedades
 físicas de los, 930
 periódicas de los, 253-55
- reacciones de
 con hidrógeno, 261
 con oxígeno, 262
tendencias de grupo de los, 256-60
- Metaloenzimas, 561
Metaloides, 48
 propiedades periódicas de, 256
- Metalurgia, 921-29
 definición de, 921
electrometallurgia, 926-29
 del aluminio, 927-28
 del sodio, 926-27
 refinación de cobre, 928-29
- hidrometalurgia, 925-26
- pirometalurgia, 922-25
 del hierro, 923-24
 formación de acero, 924-25
- Metanal (formaldehído), 340, 463, 1005
- Metano, 63, 183, 987. *Véase también*
 Gas natural
 calor específico del, 169
 combustión de, 76-78, 736
 como gas de invernadero, 717
 en la atmósfera, 711
 estructura del, 988
 fórmula del, 50, 51
 geometría molecular del, 323, 334
 reacción de oxígeno y, 176
 reacciones del
 con cloro, 302-3
 transporte de, por tubería, 382
- Metanol (alcohol metílico), 63, 115,
 647, 1003, 1007
 combustión de, 83
 reacción de, con óxido de deuterio,
 871-72
- Metátesis (intercambio), reacciones de,
 119
- Metilamina, 638, 980
 propiedades de la, 636
- 2-Metil-2-propanol, 1003
- Metilbenceno (tolueno), 1000
- 2-Metilbutano (isopentano), 989
- Metilhidracina, 892
- Metilisonitrilo
- conversión de, a acetonitrilo, 539
 transposición a acetonitrilo, 545-46,
 549
- 2-Metilpropano (isobutano), 989
- Metilpropeno, 994
- Método(s)
 científico, 13
 espectroscópicos, velocidades de
 reacción medidas con, 532
 químicos por vía húmeda, 692-93
- Metro, 14
- Meyer, Lothar, 238
- Mezcla(s), 6, 8
 de gases, 383-86
 en equilibrio, 578
 heterogéneas, 8
 homogéneas. *Véase Disolución(es)*
- racémicas, 965, 1010
 separación de, 11-12
- Mg(OH)₂, 683, 684
- Microscopio electrónico, 211
 de efecto túnel, 37
- Militribo, 16
- Millikan, experimento de la gota de
 aceite de, 38
- Millikan, Robert, 38, 751
- Minerales, 920-21
- Minería, 723
- Mioglobina, 957-58, 1016
- Modelo (teoría), 13
- Moderador, 852
- Mol, 14, 86-91
 interconversión de masas y, 89-91
 interconversión de molaridad,
 volumen y, 136-37
 masa molar y, 87-89
- Molalidad, 499, 501
- Molaridad, 134-35, 499, 501
 interconversión de moles, volu-
 men y, 136-37
- Molécula(s), 2, 6, 49-51
 aromáticas, 297
 definición de, 49
 densidad electrónica en, 282-83
 diatómicas, 50
 heteronucleares, 352-55
 homonucleares, 346
 diagrama de niveles de
 energía de, 348, 349
 orbitales moleculares de, 346-55
- distribuciones de carga en, 288-89
- fórmulas y, 49-50
grados de libertad de, 748-49
- halogenadas, destrucción de la
 capa de ozono y, 542
- ópticamente activas, 965
- orgánicas, 984-85
- polares, 288
 orientación de, hacia los iones,
 410
 representación de, 51
- Molecularidad, 549, 551
- Molina, Mario, 710
- Momento, 210
- Momentos dipolares, 288-89, 328, 411
 instantáneos, 411
 punto de ebullición y, 410-11
- Monómeros, 456, 998
- Monosacáridos, 1017, 1018
- Monóxido
- de carbono, 901
 como contaminante, 713-14
 en la atmósfera, 711
 fórmula del, 50
 oxidación del, 559
 reacción de, con cloro, 582
 de cloro (ClO), 710
- Montreal, Protocolo de, sobre sustancias
 que agotan la capa de ozono
 (1987), 711
- Moseley, Henry, 238-39
- Movimiento molecular, 748-50
- Multiplicación
 cifras significativas en la, 23
 con logaritmos, 1037-38
 con notación exponencial, 1035
- Müller, K. A., 471
- Mundo submicroscópico, 3, 35
- Murchison, meteorito de, 1016
- n, semiconductor tipo, 933
- Naftaleno, 424, 1000
- NaHCO₃, 127
- Nanotecnología, 18-19
- Naranja de metilo, 625
- Naturaleza ondulatoria de la luz,
 200-202
- Negro de humo, 901
- Nemático torcido, 455
- Neón (Ne), 875
 configuración electrónica del, 222
 luz emitida por el, 206
 propiedades del, 263
 símbolo de Lewis del, 277
- Neopentano (2,2-dimetilpropano),
 412, 989
- Neopreno, 479
- Nernst, ecuación de, 799-801, 803
- Nernst, Walther, 799
- Neutralización, reacciones de, 124-26
- Neutrones, 40-41, 832, 834
 a protones, razón de, 835-36
 transmutaciones nucleares con, 839
- Newton (N), 368
- Newton, Isaac, 36, 389
- Níquel (Ni)
 e hidruro metálico, baterías de,
 807-8
 galvanoplastia con, 815-16
 reacciones del
 con ácido clorhídrico, 490
 con oxígeno, 254
 y cadmio, baterías de, 807-8
 y titanio, aleación de, 935
- Nitrato
- de amonio, disolución de, 488
 de cobre(II), 132
 de plomo, 117
 de potasio, 117
 iones
 aniones, 118
 estructuras de resonancia de,
 296
- Nitrito(s)
 en alimentos, 894
 iones, 962
 reacción de, con iones amonio
 en agua, 532-33
- Nitrogenasa, 561-62, 579
- Nitrógeno (N), 890-95
 14, transmutación de, 838
 como átomo donador, 953
 compuestos hidrogenados de, 892
 configuración electrónica del, 222
 fijación de, 561-62, 579
 molecular (N₂), 50
 calor específico del, 169
 enlaces del, 284
 fotodisociación del, 707
 ionización del, 708
 propiedades del, 705
 temperatura y presión críticas
 del, 423
 óxidos y oxiácidos de, 715-16,
 893-95
 preparación y usos del, 891
 propiedades del, 890-91
 relaciones molares, 88
 símbolo de Lewis del, 277
- Nitroglicerina, 304, 894
- Nitrosaminas, 894
- Nitruros, 468
 de magnesio, 891
 ion, 891
 iónicos, 627

- Niveles de energía (diagrama de orbitales moleculares), diagrama de, 344
- de la molécula(s)
- de hidrógeno, 344
 - de litio, 347
 - diatómicas homonucleares, 348, 349
 - hipotética de helio, 344
 - del ion helio, 345
- No electrólito, 115
- No metales, 48, 866-917
- boro, 909-11
 - configuración electrónica del, 222, 225
 - símbolo de Lewis del, 277
 - cationes de, 57
 - del grupo 4A, 900-909. Véase también Carbono (C); Silicio (Si)
 - características generales de los, 905-6
 - hidruros de, 413
 - del grupo 5A, 252, 890-900. Véase también Nitrógeno (N); Fósforo (P)
 - características generales de los, 895-96
 - del grupo 6A, 48, 413, 886-90.
 - Véase también Oxígeno (O)
 - características generales de los, 886
 - presencia en la naturaleza y preparación de, 887
 - propiedades y usos de los, 887-88
 - sulfuros de, 888-89
 - tendencias de grupo de los, 261-62
 - del grupo 7A. Véase Halógenos
 - del grupo 8A (gases nobles), 48, 49, 276, 366, 875-76
 - tendencias de grupo de los, 263-65
 - en compuestos iónicos, 54
 - hidrógeno. Véase Hidrógeno (H)
 - números de oxidación de, 129
 - propiedades periódicas de los, 253, 255-56, 868-69
 - reacciones de los, 868, 869-70
 - con hidrógeno, 261
- Nobel, Alfred, 304
- Nodos, 215
- Nombres de compuestos. Véase Nomenclatura
- Nomenclatura
- de alcanos, 989-92
 - de alquinos, 996
 - de compuestos de coordinación, 960-61
 - de compuestos inorgánicos, 56-62
 - ácidos, 61-62
 - compuestos iónicos, 57-61, 290
 - compuestos moleculares
 - binarios, 62
 - de compuestos moleculares, 290
 - de enlaces, 290
 - Nomex^{MR}, 478
 - Nonano, 418
 - Notación científica (exponencial), 22, 1034-36
- Noyori, R., 965
- Nubes estratosféricas polares, 702
- Núcleo atómico
- diámetro del, 42
 - modelo de capas del, 837
- Nucleones, 832, 837, 838
- Nucleótidos, 1021
- Núclido, 43, 832
- Número(s)
- atómico, 43-44, 239, 832
 - energía de primera ionización comparada con, 247
 - clases de, 20
 - cuántico, 208, 213-15
 - azimutal (*l*), 213, 214
 - de espín magnético (*m_s*), 218-19
 - magnético (*m*), 213, 214
 - principal (*n*), 213, 214
 - exactos, 20
 - inexactos, 20
 - mágicos, 837-38
- Nylons, 457, 458, 478, 481
- Océanos, 718-20
- Octano, 63
- índice de, de la gasolina, 992, 93
 - viscosidad del, 418
- Octeto, regla del, 276-77
- excepciones a la, 298-300
- OH, grupo, equilibrios ácido-base y, 645-47
- Oldhamita, 446
- Olestra^{MR}, 494
- Oligoelementos, 55
- Olor, 315
- Ollas de presión, 426
- Onda(s)
- de materia, 210
 - funciones de, 212
- Onnes, H. Kamerlingh, 470
- Operaciones matemáticas, 1034-39
- ecuaciones cuadráticas, 1038-39
 - gráficas, 1039
 - logaritmos, 1036-38
 - notación exponencial (científica), 22, 1034-36
- Opsina, 342
- Orbitales(s)
- atómicos, 212-17
 - d*, 217
 - teoría del campo cristalino y, 968-70
 - f*, 217
 - números cuánticos y, 208, 213-15, 218-19
 - p*, 216-17
 - s*, 215-16
 - de valencia, 237
 - devalencia, 237
 - degenerados, 218, 222
 - diagrama de, 221
 - energías de, 218
 - híbridos
 - geometría molecular y, 331-37
 - con orbitales *d*, 335, 336
 - sp*, 332-33, 336
 - sp*² y *sp*³, 333-35, 336
 - triples enlaces y, 339-40
 - molecular(es) (OM)
 - antienlazante, 344, 345*n*
- desocupado de menor energía (LUMO), 353
- diagrama de. Véase niveles de energía, (diagrama de orbitales moleculares)
- dblemente degenerados, 348
- enlazante, 343-44, 345*n*
- geometría molecular y, 343-45
- absorción de luz y, 353-54
 - de moléculas diatómicas de la segunda fila, 346-55
 - de orbitales atómicos 2*p*, 347-48
 - en la molécula de hidrógeno, 343-45
 - orden de enlace y, 345-46
- ocupado de más alta energía (HOMO), 353
- pi (*π*), 347
- sigma (*σ*) 344
- teoría de
- de compuestos de coordinación, 973
 - de metales, 931-33
 - traslape de, 330-31
 - en enlaces múltiples, 337-43
 - enlace covalente y, 330-31
- Orden(es)
- de enlace, 345-46, 985
 - de reacción, 533
 - general de reacción, 533
- Orientación, factor de, en velocidades de reacción, 544
- Oro (Au), 133, 445, 447, 918
- aleación de, 934
 - blanco, 8
 - de los tontos (pirita), 430, 888, 889
 - densidad del, 17
 - reacción de, con ácido nítrico, 133
- Orto, isómero, 358
- Ósmosis, 507-9
- inversa, 719-20
- oso, sufijo, 57, 61
- Ostwald, proceso, 893
- Oxalato (C₂H₄²⁻), ion
- reacción entre el ion permanganato (MnO₄⁻) y el, 780-82
- Oxiácidos, 645-47
- de azufre, 889-90
 - de halógenos, 880-81
 - de nitrógeno, 893-95
- Oxianiones, 58
- como agente oxidante, 794
 - de azufre, 889-90
 - de halógenos, 880-81
- Oxidación, 83
- de alcoholes, 1006
 - de metales, 130-33, 253
 - alcalinos, 131-32
 - alcalinotréreos, 131-32
 - números (estados) de, 128-29, 294
 - de metales de transición, 937-39
 - reducción (redox), reacciones de, 777-84
 - acuosas, 113, 128-34
 - entre metales y ácidos o sales, 130-33
 - balanceo de, 779-84
 - en disolución básica, 783-84
- método de medias reacciones, 780-83
- corrosión, 128, 809-12
- de hierro, 776, 809-12
- desproporción, 826, 886
- en baterías, 805-9
- en celdas voltaicas, 784-88
- celdas de concentración, 801-3, 804
 - fem de, 788-96
- espontaneidad de, 784, 787-89, 794, 796-98
- identificación de, 708-9
- movimiento de electrones en, 777, 779-80, 786, 788-89
- Óxido(s), 468
- ácidos, 884
 - bórico, 910
 - cerámicos superconductores, 471-72
 - de azufre, 889-90
 - de bario, 884
 - de calcio (cal o cal viva), 81, 904
 - de carbono, 901-3
 - de cobre, 94
 - de cobre(II), 941
 - de deuterio, 871-72
 - de fósforo(III), 897, 898
 - de fósforo(V), 897, 898
 - de hierro(III), 884, 941
 - de metales de transición como catalizadores, 559
 - de níquel, 254, 807-8
 - de nitrógeno, 893-85
 - hidratado, 941
 - metálicos
 - basicidad de, 254
 - iónicos, 627
 - nítrico(s), 352, 559, 893
 - control de las emisiones de, 603
 - en la atmósfera, 711
 - ionización de, 708
 - reacciones de
 - con bromo, 553-54
 - con oxígeno, 748
 - nitroso (gas hilarante), 893
 - no metálicos, acidez de, 255
- Oxígeno (O), 238, 261-62, 881-86
- alótropos de, 881. Véase también Ozono
 - como agente oxidante, 794
 - (grupo 6A), grupo del. Véase Grupo 6A (calcógenos), elementos del hidrógeno y agua comparados con el, 7
 - modelo tridimensional del, 2
 - molecular (O₂), 50
 - enlaces del, 351
 - fórmula del, 50
 - fotodisociación de, 706-7
 - ionización de, 708
 - propiedades del, 705
 - reacciones de combustión con, 869-70
 - temperatura y presión críticas del, 423
 - número de oxidación del, 129
 - óxidos de, 884-85
 - peróxidos y superóxidos, 885-86
 - preparación de, 882

- propiedades del, 261, 881-82
reacciones de
 con calcio, 128
 con hidrógeno, 808
 con magnesio, 80, 81
 con metales, 262
 con metales alcalinos, 258
 con metano, 176
 con níquel, 254
 con óxido nítrico, 748
 con tetrafluoruro de azufre, 362
 disolución de, en agua, 721-22
regulación del pH de la sangre y, 669
residuos que consumen, 721
símbolo de Lewis del, 277
usos del, 882
Oxihemoglobina, 714, 958
Ozono, 50, 262, 361, 881-84
 capa de, 708-11
 agotamiento de la, 710-11, 884
 fotodescomposición del,
 709
 moléculas halogenadas y,
 542
diagrama de distribución elec-
 trónica del, 295
en el smog fotoquímico, 715
en el tratamiento de aguas, 722, 727
estructura del, 883
 molecular del, 295
fórmula del, 50
reacción del, con cloro, 710-11
usos del, 884
- p*, orbital, 216-17
p, semiconductor tipo, 933
Pan de oro, 930
Par
 enlazante, 318
 iónico, 511
 no enlazante (solitario), 318
Para, isómero, 358
para-Azoxianisol, 482
Parafina, 414
Paralelepípedos, 431
Paramagnetismo, 350, 351, 939, 968
Paredes celulares, 804
Pares conjugados ácido-base, 616-17,
 639
Partes por
 billón (ppb), 498
 millón (ppm), 498, 705
Partículas
 con carga, transmutaciones
 nucleares mediante, 839
 subatómicas, 37
Pascal (Pa), 368, 375
Pascal, Blaise, 368
Patrones, reconocimiento de, 56, 134
Pauli, principio de exclusión de, 218-19,
 221, 344
Pauli, Wolfgang, 219
Pauling, Linus, 285-86
PCl₅, 299
Películas finas, 473-76
 formación de, 474-75
 usos de las, 474
Pentafluoruro de yodo, 405
Pentano, 64, 412, 989, 990
per-, prefijo, 58
- Perclorato de amonio, 881
Permanganato (MnO₄⁻) ion, 974
 reacción del, con ion oxalato
 (C₂O₄²⁻), 780-82
Permeador, 720
Perovskita, 445
Peróxidos, 262, 885-86
 de hidrógeno, 262, 885-86
 descomposición del, 556-57, 560
 fórmula del, 50, 51
- Perspectiva
 dibujo en, 51
 molecular de la química, 2-3
- Peso(s)
 atómicos, 44-46
 densidad contra, 20
 formulares, 83-85
 moleculares, 44, 45, 84
- Petróleo
 combustión de, 712
 crudo, 98, 183, 992
- pH Véase también Equilibrios ácido-base; Equilibrios acuosos
 escala de, 621-25
 medición de, 624-25
 otras escalas "p", 624
- cálculo
 de la constante de disociación
 ácida a partir del, 629-30
 del, a partir de la constante de
 disociación ácida, 630-34
curva de titulación de, 671
de disolución amortiguadora,
 666-68
efectos de las sales en el, 642-43
logaritmos para resolver problemas
 de, 1038
solubilidad y, 683-86
pHMetro, 624-25, 671, 828
- Pi (π), enlaces, 337-43, 353-54, 868
- conjugados, 354
deslocalizados, 340-41
en la química de la visión, 342
en los dobles enlaces, 338-39
en triples enlaces, 339
fuerza de los, 338
indicios de, 338-39
orbitales moleculares, 347
- Piedra caliza. Véase Carbonato de calcio
(piedra caliza)
cavernas de, 114
depósitos de, 904
- Piel cultivada en el laboratorio, 466, 467
- Pipeta, 17
- Piridina, 636, 977
- Pirita de hierro (oro de los tontos),
 888, 889
- Pirólisis, 902
- Pirometallurgia, 922-25
 del hierro, 923-24
 formación de acero, 924-25
- Placas fotográficas, efecto de la
 radiación en las, 844-45
- Planck, constante de, 203
- Planck, Max, 202-4
- Plano, luz polarizada en un, 965
- Plaquetas, 466
- Plásticos, 458
 autos de, 462
 de policarbonato, 725
- reciclamiento de, 458
- termofijos, 458, 465
- Plastificantes, 460
- Plata (Ag)
 magnitudes termodinámicas de la,
 1043
 reducción de, 132
 relaciones molares, 88
- Platón, 36
- Plomo (Pb), 726, 905
 intoxicación con, 956
 magnitudes termodinámicas del,
 1042
 y ácido, baterías de, 806-7
- Plunkett, Roy J., 998
- Plutonio (Pu), 49
- Plutonio - 239, 853
- Poise, 418
- Polaridad
 de enlaces, 285-88
 molecular (de enlaces), 328-30
 reacciones de transferencia de
 protones y, 644-45
 solubilidad y, 492-93
- Polarizabilidad, 411
- Polarización circular de la luz,
 1016
- Poli(alcohol vinílico), 327
- Poli(polietilen tereftalato) (PET), 457,
 466, 724
- Poliacrilonitrilo, 478
- Policarbonato, plásticos de, 725
- Policloropropeno, 478
- Poliestireno, 457
- Poliétileno, 64, 456-57, 459-60, 482
- Polimerización, 456, 459
 por adición, 456-57, 774, 998
 por condensación, 457-58,
 465, 774
- Polímero(s), 64, 456-63, 998
 autos de plástico, 462
 biopolímeros, 464-65, 1011
 de importancia comercial, 457
 de ingeniería, 462
 enlaces cruzados en, 460-63
 estructura y propiedades físicas
 de, 459
 tipos de, 458-59
- Polidéptidos, 1013-15
- Poliisopreno, 457
- Polisacáridos, 1019-20
- Poltetrafluoroetileno (Teflón^{MR}), 466,
 481, 724, 878, 998
- Poliuretano, 457
- Polonio (Po), 261
- Polonio - 218, 858
- Polvo para hornear, 903
- Porcentaje de ionización de un ácido
 débil, 632-33
- Porfina, molécula de, 956-57
- Porfirinas, 956-59
- Positrón, 834, 836
- Potasio (K), 223-24, 256-58
 iones, 804
 magnitudes termodinámicas del,
 1043
- Potenciales estándar de reducción
 (media celda) (E_{red}°), 789-94
- Potencias
 en la notación exponencial, 1035
- logaritmo de un número elevado
 a, 1038
- PPG Corporation, 726
- Práctica, importancia de la, 28
- Precipitación, 113, 117-21
 de compuestos iónicos, 678
 de iones, 690-92
 ecuaciones iónicas de, 120-21
 guía de solubilidad de compuestos
 iónicos, 118-19
 reacciones de intercambio
 (metátesis), 119
 selectiva, 691-92
- Precipitado, 117
- Precisión de las mediciones, 21
- Prefijos
 del sistema métrico, 14
 griegos, 62
 reducción de los, 502-4
- Presión, 389
 arterial, 370
 diastólica, 370
 sistólica, 370
atmosférica, 164-65, 367-70, 704-5
 normal, 368
- comportamiento de gases reales y
 del gas ideal y, 393
- constante, calorimetría a, 170-71
- crítica, 423-24
- de referencia, 586
- de vapor, 425-227
- equilibrios y, 596-98
- fuerzas intermoleculares y, 409
- osmótica, 508
- parcial, 383-86
 fracciones molares y, 384-85
- solubilidad y, 495-97
- temperatura y, 1039
- volumen (P - V), trabajo de, 163,
 164-65
-volumen, relación, 371-72
- Priestley, Joseph, 881
- Primer orden
 proceso cinético de, 840
 reacciones de, 537-39
 vida media de, 541
- Primera ionización, energía de (I_1),
 246-48
 de elementos alcalinotérreos, 260
 número atómico comparado con,
 247
- Probabilidad, densidad de, 212
- Probeta graduada, 17
- Problemas, resolución de, 85
- Procesos
 endotérmicos, 160-61
 espontáneos, 168, 736-40, 745-46,
 755
 energía libre y, 755, 759-60
 formación de soluciones y,
 489-90
 reacciones de oxidación-
 reducción, 784, 787-89, 794,
 796-98
 reversibles e irreversibles,
 737-40
 temperatura y, 736
 exotérmicos, 160-61
 isotérmicos, 738, 740
- Procter & Gamble Company, 494

- Producto iónico
constante del, 620, 639
del agua, 620-24
- Productos, 76, 159
cambio de entalpía y estado de los, 168
- Promoción de electrones, 332
- Propano, 63, 183, 403, 987
combustión de, 82
propiedades del, 411
rotaciones en torno a enlaces sencillos del, 988
temperatura y presión críticas, 423
- 1-Propanol, 63
- 2-Propanol (alcohol isopropílico), 63, 442-43, 1003
- Propanona (acetona), 64, 359, 448, 492, 1005
- 1,2,3-Propanotriol (glicerol), 148, 1003, 1004
- Propeno (propileno), 994-95
- Propiedades
coligativas de las soluciones, 502-11
abatimiento del punto de congelación, 506-7
de soluciones de electrolitos, 511
determinación de la masa molar con base en, 509-10
elevación del punto de ebullición, 504-5
ósmosis, 507-9
reducción de la presión de vapor, 502-4
cuantitativas de la materia, 13
electrolíticas, 114-15
extensivas, 9
físicas, 9
intensivas, 9
moleculares, configuraciones electrónicas y, 350-52
periódicas de los elementos, 236-37
afinidades electrónicas, 250-52
carga nuclear efectiva (Z_{ef}), 239-41
energía de ionización, 246-50, 251
configuraciones electrónicas de iones y, 249-50
sucesivas, variaciones de las, 246-47
tendencias periódicas de, 247-49
metales, 253-55
metaloïdes, 256
no metales, 253, 255-56
radios
atómicos, 241-43
iónicos y, 243-46
química biológica y, 245
tendencias de grupo
de los metales activos, 256-60
metales alcalinos (grupo 1A), 256-59
metales alcalinotérreos (grupo 2A), 260
de los no metales, 261-65, 868-69
gases nobles (grupo 8A), 263-65
- grupo del oxígeno (grupo 6A), 261-62
halógenos (grupo 7A), 262-63
hidrógeno, 261
químicas, 9
- Propilamina, 447
- Propilenglicol, 519
- Propionato
de metilo, 1007
de sodio, 1007
- Proporciones
definidas, ley de (ley de composición constante), 7
múltiples, ley de, 36
- Protección
catódica, 811
(escudamiento) de electrones, 240
- Proteína(s), 458, 465, 1012-16
aminoácidos, 465, 1012-13
cadena lateral de los, 515
comportamiento anfótero de los, 649
estructura de los, 649
- DNA, estructura y síntesis del, 1023
estructura de, 478, 1015-16
fibrosas, 1016
globular, 957-58, 1016
metabolismo de, 181
polipéptidos y, 1013-15
- Protio, 871
- Protón(es), 40-41, 832, 834
donadores de, 121
número de, en los elementos, 43
reacciones de transferencia de, 615-16, 619, 629, 870
polaridad y, 644-45
- Proust, Joseph Louis, 7
- "Pudín de pasas", modelo del átomo del, 36
- Puente salino, 785
- Puentes de hidrógeno, formación de, 412-16, 435
en agua, 414-15
entre pares de bases complementarias, 1022, 1023
solubilidad y, 493
tendencias de, 416
- Punto(S)
crítico, 428
de ebullición, 409
de los hidruros del grupo 4A y del grupo 6A, 413
momento dipolar y, 410-11
normal, 426
presión de vapor y, 426-27
final de la titulación, 141, 673
triple, 428, 506
de agua y dióxido de carbono, 429
- Putrescina, 640
- Quelato, efecto del, 955
entropía y, 956-57
- Quelatos, en sistemas vivos, 956-57
- Química, 2-4
ambiental, 702-33
agua dulce, 720-23
- ablandamiento de, 723
oxígeno disuelto y calidad del, 721-22
tratamiento de abastos municipales de, 722
- atmósfera, 703, 704-18
bromuro de metilo en la, 542
composición de la, 705-6
ozono en las capas superiores de la, 542, 708-11, 884
regiones, 704
exteriores, 706-8
temperatura de la, 704
troposfera, 704, 711-18
- océanos, 718-20
química verde, 723-28
disolventes y reactivos, 724-25
lavado en seco, 725
principios de la, 724
protección de autos contra el enmohecimiento, 725-26
purificación de agua, 726-28
- biológica. *Véase* Bioquímica
como ciencia central, 3
definición de, 1
descriptiva, 867
nuclear, 49, 830-65
cambios de energía en las reacciones nucleares, 846-50
energía nuclear de enlace, 847-50
- desintegración radiactiva, 832, 836
tipos de, 833-34
velocidades de, 840-44
- efectos biológicos de la radiación, 855-59
dosis y, 856
radón, 856-58
terapéutica, 857-58
- fisión, 850-53
reactores que utilizan, 851-53
residuos de la, 853
- fusión, 854-44
- partículas elementales en, 833-34
- patrones de estabilidad nuclear, 835-38
número de nucleones par contra impar, 837, 838
números mágicos y, 837-38
razón de neutrones a protones, 835-36
- series radiactivas (series de desintegración nuclear), 837
- radiactividad, 831-34
descubrimiento de la estructura atómica y, 38-39
detección de la, 844-46
- transmutaciones nucleares, 838-40
- tratamiento del cáncer con, 830, 831, 832, 857-58
- orgánica, 56, 62-65, 983-1011
características generales de las moléculas orgánicas, 984-85
compuestos con grupo carbonilo, 1004-9
ácidos carboxílicos, 1005-7
aldehídos y cetonas, 1005
aminas y amidas, 1009
ésteres, 1007-8
grupos funcionales, 63, 985, 1001-4
alcoholes, 1003-4
éteres, 1004
hidrocarburos, 63, 492, 986-87
alquenos, 986, 994-98
alquinos, 986, 996-98
aromáticos, 72, 986, 1000-1001
como contaminantes, 716
de cadena lineal, 988
ramificada, 988
derivados oxigenados de, 82-83
saturados (alcanos), 63-65, 986-94, 1002-3
sin quemar, 559
quiralidad en, 1009-11
perspectiva molecular de la, 2-3
razones para estudiar, 3-4
verde, 723-28
disolventes y reactivos, 724-25
lavado en seco, 725
principios de la, 724
protección de autos contra el enmohecimiento, 725-26
purificación de agua, 726-28
- Quimiluminiscencia, reacción de, 543
- Quimioterapia, 858
- Quiralidad, 964
en aminoácidos, 1013
en química orgánica, 1009-11
en sistemas vivos, 1016
- Rad, 856
- Radiación, 173
alfa (α), 39, 832, 833, 836, 855
de cuerpo negro, 202
de fondo, 856
efectos biológicos de la radiación, 855-89
dosis y, 856
radón, 856-58
terapéutica, 857-58
- electromagnética, 200-201
emisión de, 832
ionizante, 845, 855
monocromática, 206
no ionizante, 855
- Radiactividad, 831-34
descubrimiento de la estructura atómica y, 38-39
detección de, 844-46
- Radical libre, 855
- Radio(s) (Ra), 225
atómico(s), 241-43

- de enlace (radio covalente), 241-42
longitudes de enlace y, 242
sin enlace (radio de van der Waals), 241
tendencias periódicas de, 243
covalente (radio atómico de enlace), 241-42
iónicos, 243-46
química biológica y, 245
Radiocarbono, fechado por, 841-44
Radioisótopos, 832
en radioterapia, 857-58
en trazadores, 845-46
vidas medias y tipo de desintegración de, 841
Radionúclidos, 832
Radioterapia, 857-58
Radiotrazadores, 845-46
aplicaciones médicas de, 848
Radón, 856-58
propiedades del, 263
Raíces en notación exponencial, 1035
Raoult, ley de, 502-4
Rayos, 364
catódicos, 37-38
Rayos X, 205, 220
cristalografía de, 436
difractómetros de, 436
Reacción(es), 10-11
ácido-base, 113, 121-27. *Véase también* Equilibrios ácido-base
antiácidos y, 128
con formación de gases, 126-27
identificación de electrolitos fuertes y débiles, 123-24
reacciones de neutralización y sales, 124-26
acuosas. *Véase* Equilibrios acuosos; Reacciones acuosas; Soluciones acuosas
bimoleculares, 549, 551
bioquímicas, 315
cambios de entropía en, 753-54
con no metales, 868-70
de adición
de alquenos y alquinos, 997-98
mecanismo de, 998-1000
de carbonilación, 773, 1006
de combinación, 80
de combustión, 82-83, 130
con oxígeno, 869-70
de alcanos, 994
de condensación, 457, 469, 897, 898, 1004
con alcohol, 1007
de descarboxilación, 771
de descomposición, 80-81
de formación, 179
de Friedel-Crafts, 1001
de intercambio de ligantes, 980
de los alcanos, 994
de neutralización, 124-26
de primer orden, 537-39, 541
de segundo orden, 533, 539-40, 541
de sustitución, 1000
de transferencia de protones, 615-16, 619, 629, 870
polaridad y, 644-45
en cadena, 851
en soluciones acuosas, 117-39, 794
concentraciones de soluciones y, 113, 134-39. *Véase también* Estequiometría de soluciones
concentración de electrólitos, 135-36
dilución, 137-39
molaridad, 134-35, 136-37, 499, 501
precipitación, 113, 117-21
de iones, 690-92
ecuaciones iónicas de, 120-21
reacciones de intercambio (metátesis), 119
reglas de solubilidad para compuestos iónicos, 118-19
selectiva, 691-92
reacciones ácido base, 113, 121-27
antiácidos y, 128
con formación de gases, 126-27
identificación de electrolitos fuertes y débiles, 123-24
reacciones de neutralización y sales, 124-26
reacciones de oxidación-reducción, 113, 128-34
entre metales y ácidos o sales, 130-133
entalpías de (ΔH_{rea}), 166-68, 178-80, 302-5
espontaneidad de las. *Véase* Procesos espontáneos
estrategias para analizar, 134
formación de soluciones y, 490
mecanismos de. *Véase* Mecanismos de reacción
no espontáneas, cómo impulsar, 765
nucleares. *Véase* Química nuclear
predicción del sentido de, 591-92
quimiluminiscentes, 543
redox. *Véase* Oxidación-reducción (redox), reacciones de rendimientos de, 102-3
representación de, en ecuaciones, 76
termolecular, 549, 551
termonucleares, 854
unimoleculares, 549, 551, 577
velocidad de. *Véase* Velocidad de reacción
vida media de, 541-42, 840-41, 842-43
volumenes de gas en, 381-82
Reactividad, patrones de, 80-83
Reactivos, 76, 159
cambio de entalpía y estado de los, 168
en exceso, 100
estado físico de los, 526
favorables para el ambiente, 724-25
limitantes, 99-103
rendimientos teóricos y, 102-3
Reactores nucleares, 851-53
Recambio, número de, 561-62
Receptor/donador de pares de electrones, concepto de, 648-49
Reciclamiento de plásticos, 458
Red(es)
covalente, sólidos de, 435, 437-38
cristalina, 431-33
estructura de, 431-33
cúbicas, 432
energía de, 278-81
Redondeo, errores de, 24
Redox, reacciones. *Véase* Oxidación-reducción (redox), reacciones de Reducción. *Véase* Oxidación-reducción (redox), reacciones de
Referencia
concentración de, 586
presión de, 586
Refinación, 922-23, 992
Reinitzer, Frederick, 452
Reino macroscópico, 3, 35
Relatividad, teoría de la, 13
Rem, 856
Renssen, Ira, 10
Rendimiento(s)
porcentual, 102
real, 102
de reacción, 102-3
Repulsión de pares electrónicos del nivel de valencia (RPENV), modelo de, 316, 318-28
base del, 319
de moléculas con capas de valencia expandidas, 323-36
de moléculas más grandes, 326-27
electrones no enlazantes y enlaces múltiples, 323
teoría del enlace de valencia y, 332, 335
Reserva, soluciones de, 137
Residuos
nucleares, 853
que consumen oxígeno, 721
Resonancia
estructuras de, 295-97, 340
del benceno, 297
del ion nitrato, 296
del ozono, 295-96
magnética (MRI), formación de imágenes por, 220, 471
nuclear (RMN), 220
Retina, 342
Retinal, 342
Ribosa, 1021
Riñones artificiales, 514-15
RNA (ácido ribonucleico), 1020
Rodopsina, 342, 354
Rojo de metilo, 625, 676-77
Roosevelt, Franklin D., 852
Rotación(es)
movimiento de, 749
en torno a enlaces, 988, 995
Rowland, F. Sherwood, 710
Rubidio (Rb), 224, 258
magnitudes termodinámicas del, 1043
Rubidio-81, 834
Rutherford, Daniel, 890
Rutherford, Ernest, 39-40, 205, 207, 751, 838
Rutilo, 445, 921
Rydberg
constante de, 207, 209
ecuación de, 206-7, 209
 σ , símbolo, 179
 s , orbital atómico, 215-16
 sp , orbital molecular, 332-33, 336
 sp^2 , orbital molecular, 333-35, 336
 sp^3 , orbital molecular, 333-35, 336
Sacarosa, 1018-19
reacción de, con ácido sulfúrico, 889
Sal(es), 124-26. *Véase también* Cloruro de sodio
ácidas, 640
de clorato, 881
de hipoclorito, 881
de mesa. *Véase* Cloruro de sodio
disolución de, 114-15, 742
fundidas, reducción electroquímica en, 926-27
hidrólisis ácida de, 650-51
nitro, 890
oxidación de metales por, 130-33
serie de actividad y, 131-33
relación entre pH y solubilidad en, 685
yodada, 879
Salinidad, 719
Sangre
como soluciones amortiguadoras, 664, 669
intervalo de pH de la, 622
Saponificación, 1007
Sarro, incrustaciones de, 723
Schrieffer, Robert, 472
Schrödinger, Erwin, 212
Seaborg, Glenn, 49
Seaborgio (Sg), 49
Segunda ionización (I_2), energía de, 246
Segundo, 14
orden, reacciones de, 533, 539-40
vida media de, 541
Selenio (Se), 886-89
magnitudes termodinámicas del, 1043
propiedades del, 261
Semiconductores, 256, 932-33
Semiesferas, modelo de, 51
Sentido de las manos. *Véase* Quiralidad
Serie(s)
espectroquímica, 970
isoelectrónica de iones, 244-46
radiactivas (series de desintegración nuclear), 837
Serina, 1012

- Seven-Up®, 259
 Sharpless, K. B., 965
 SI, unidades, 14
 derivadas, 16
 S-Ibuprofeno, 1011
 Siderita, 903
 Sideróforo, 959
 Sievert (Sv), 856
 Sigma (σ),
 enlaces, 337-38
 orbitales moleculares, 344
 Silicatos, 107, 468, 906-8
 Silice
 películas de, 475
 reacción de, con ácido fluorhídrico, 879
 Silicio (Si), 256, 869, 905, 906-9
 diferencias de energía del, 932
 dopado (impurificación) de, 932-33
 magnitudes termodinámicas del, 1043
 presencia en la naturaleza y
 preparación de, 906
 símbolo de Lewis del, 277
 Silicona(s), películas de, 475
 Siliconas, 909
 Símbolos químicos, 7
 Sincrotrón, 839
 Sinterización, 468
 SiO₂, 896
 Sistema(s), 155-56, 158-159
 aislado
 cambio de entropía en un, 746
 entropía de un, 751
 anglosajón de medidas, 13-14
 biológicos, compuestos de fósforo en, 899. *Véase también*
 Bioquímica
 elementos necesarios para los, 55
 metales y quelatos en, 956-59
 quiralidad en, 1016
 Sitio activo, 557, 560
 Smalley, Richard, 439
 Smog fotoquímico, 559, 715-16
 Sobreengriamiento, 423
 Society of Automotive Engineers (SAE), 418
 Sodio (Na), 256, 257, 258, 440
 configuración electrónica del, 222
 electrometallurgia del, 926-27
 ion, 52
 líquido, 448
 magnitudes termodinámicas del, 1043
 reacción de, con cloro, 277-78
 símbolo de Lewis del, 277
 Sol-gel, proceso, 468-69
 Sólido(s), 5, 430-41
 amorfos, 430
 concentración de, 586-87
 cristalinos, 430-35
 de red covalente, 435, 437-38
 enlaces de los, 435-41
 estructuras de, 430-35
 celdas unitarias, 430-33
 cloruro de sodio, 432-33
 empaque compacto de esferas, 434-35
 fuerzas intermoleculares de
 atracción en, 408
 iónicos, 435-438
 metálicos, 435, 440
 moleculares, 435, 437
 propiedades de los, 408
 Solubilidad, 491-97, 678-90
 afototerismo y, 689-90
 constante del producto de
 solubilidad contra, 679-81
 de sustancias orgánicas, 985
 efecto(s)
 de la presión en la, 495-97
 de la temperatura en la, 497
 del ion común y, 689-90
 formación de iones complejos y, 687-89
 guía de, de compuestos iónicos, 118-19
 molar, 679
 pH y, 683-86
 Sóluto-disolvente, interacciones, 492-95, 504
 Soltos, 114, 485
 Solvatación, 487
 Soplete oxiacetilénico, 882, 996
 Sosa para lavandería, 107, 903
 St. Jude, válvula de, 465-66
 Stern, Otto, 219
 Stern-Gerlach, experimento de, 219
 Subcapa, 213
 Subíndices, 76, 77
 en la fórmula, 83, 93
 Sublimación, 419
 calor de, 421
 Sulfato(s), 890
 de aluminio, 722
 de amonio, 401
 de cobre, 134-35, 137-38, 784-88, 794
 de cobre(II), pentahidrato de, 490, 941
 de dimetilo, 725
 de magnesio, 488
 de sodio, disociación del, 115
 ión, 890
 Sulfuro(s), 888-89
 de hidrógeno, 62, 126, 888-89
 temperatura y presión críticas del, 423
 de hierro(II), 888
 de zinc, 845
 ión, 692
 menas de, 922
 Suma
 cifras significativas en la, 23
 en notación exponencial, 1035
 Superconductividad (T_c), temperatura de transición a, 470
 Superconductividad, 470-73
 a alta temperatura, 471-72
 Superfosfato, 899
 triple, 899
 Superóxido(s), 262, 885-86
 de potasio, 885
 Sustancias, 6
 anfóticas, 616
 óxidos, 884
 moleculares, 255
 puras, 6, 14
 cristalinas, 749-51
 unidad SI básica de cantidad de, 14
 Sustitución
 aleación de, 934
 reacciones de, 1000
 Sustituyentes, 990
 Sustracción
 cifras significativas en la, 23
 en notación exponencial, 1035
 Sustratos, 560
 Syngas, 184
 Système International d'Unités. *Véase*
 SI, unidades
 Szilard, Leo, 852
 T, geometría de forma de, 316, 317, 324
 Tabla periódica, 7, 46-48, 199, 237-39
 cargas iónicas y, 53-54
 configuraciones electrónicas y, 225-28
 desarrollo de la, 238-39
 Tabulación de información, 377
 Taconita, 923
 Talco, 907
 Talio (Tl), 225
 Tamaño atómico, regla del octeto y, 299
 Teflón^{MR} (politetrafluoroetileno), 466, 481, 724, 878, 998
 Tejido artificial, 466-67
 Telefonía celular, alcance de las torres de, 473
 Telurio (Te), 261, 886-89
 Temperatura, 15-16
 comportamiento de los gases
 reales contra el gas ideal y, 393
 corporal, 181
 crítica, 423-24
 de la atmósfera, 704
 de la superficie terrestre, 716
 de transición a superconductión (T_c), 470
 en relación con la entropía, 744-45
 energía libre de Gibbs y, 759-62
 entropía y, 749-50
 equilibrios y, 598-601
 presión y, 1039
 críticas, 423-424
 normales (TPN), 375
 presión de vapor y, 426
 procesos espontáneos y, 736
 regulación de la, en los seres
 humanos, 173
 solubilidad y, 497
 unidad SI básica de, 14
 velocidades de reacción y, 527, 543-49
 ecuación de Arrhenius de, 546-59
 energía de activación, 544-49
 factor de orientación en las, 544
 modelo de colisiones de la, 527, 543-44
 volumen y, 372-73
 Tensión superficial, 418-19
 Tensoactivo, 985
 Teoría
 atómica de la materia, 36
 cuántica, 199
 (modelo), 13
 Termodinámica, 734-75
 energía libre de Gibbs (G), 755-67
 cambios de energía libre estándar (ΔG°), 756-59, 762-65
 constante de equilibrio y, 762-67
 espontaneidad y, 755
 temperatura y, 759-62
 entropía, 489, 742-55
 absoluta, 753-54
 de expansión, 745
 de reacciones, 753-54
 de un sistema aislado, 751
 interpretación molecular de la, 748-52
 temperatura y, 749-50
 transferencia de calor y
 temperatura en relación con la, 744-45
 vida y, 747
 primera ley de la, 158-62, 736
 calor y trabajo en relación con el cambio de energía interna (ΔE), 159-60
 energía interna, 158-59, 161-62
 funciones de estado, 161-62
 procesos endotérmicos y exotérmicos, 160-61
 procesos espontáneos, 168, 736-40, 745-46, 755
 reversibles e irreversibles, 737-40
 temperatura y, 736
 segunda ley de la termodinámica, 745-48, 757
 tercera ley de la, 749-50
 Termoplásticos, 458, 465
 Termoquímica, 152-97
 calorimetría, 169-74
 a presión constante, 170-71
 capacidad calorífica y calor específico, 169-70
 de bomba (a volumen constante), 171-74
 de alimentos, 181-83
 de combustibles, 183-84
 energía y, 154-48
 cinética y potencial, 154-55, 408
 combustibles fósiles, 183, 184
 nuclear, 183, 184
 sistema y entorno, 155-56, 158, 159
 solar, 184-86, 1011
 transferencia de, 156-58
 unidades de, 155
 entalpía(s) (H), 163-68, 755
 de formación, 176-80

- de reacción, 166-68, 178-80
definición de, 163-64
procesos espontáneos y, 168
ley de Hess, 174-76, 178
primera ley de la termodinámica, 158-62, 736
calor y trabajo en relación con el cambio de energía interna (ΔE), 159-60
energía interna, 158-59, 161-62
funciones de estado, 161-62
procesos endotérmicos y exotérmicos, 160-61
Termosfera, 704
Tetraaminodicitracobalto(III), ion, 951, 963
Tetrabromuro de titanio, 475
2,2,3,3-Tetraclorobutano, 997
Tetracloroetileno, 725
Tetracloruro de carbono, 316
 constantes molales de elevación del punto de ebullición y abatimiento del punto de congelación del, 505
 reacción de, con hexano, 488
Tetraetilplomo, 993
Tetrafluoroetileno, 998
Tetrafluoruro de azufre, 362
Tetrahidrofurano (THF), 1004
Tetróxido de dinitrógeno, 575-76, 580-81
Thomson, J. J., 37-40, 205, 751
Thomson, William (Lord Kelvin), 373
Thortveitita, 906
Tiempo
 de residencia atmosférico, 542
 unidad SI básica de, 14
 velocidades de reacción y, 527, 528-30
Tierra
 Elementos de la corteza de la, 6
 temperatura superficial de la, 716
Timina, 1021, 1022
Tiocianato de amonio, 161
Tiosulfato
 de sodio ("hiposulfito"), sal pentahidratada de, 890
 ion, 890
Tiritar, 173
Tiroides, glándula, 848
Titulación(es), 140-44
 ácido-base, 140-41, 671-77
 de ácidos políproticos, 677
 débiles, 672-77
 fuertes, 671-73
 punto de equivalencia de la, 140, 671
 punto final de la, 141, 673
Tokamak, 854-55
Tolueno (metilbenceno), 437, 503, 1000
Tomografía de emisión de positrones (TEP), 848
Tornasol, 124, 625
Torr, 368
Torricelli, Evangelista, 368
Tostación, 922
Trabajo, 154, 156-58, 162
 cambio de energía interna y, 159-60
eléctrico, 164, 817-19
mecánico, 163
presión-volumen (trabajo mecánico), 163-65
 reversibilidad y, 738-39
Trans, isómeros, 951, 963
trans-2,3-Dicloro-2-buteno, 997
Transferencia de carga
 colores de, 974
 transición de, 974
Transferrina, 959
Transpiración, 173
Transporte activo, 509
Traslación, movimiento de, 749
Traslape de orbitales
 en enlaces múltiples, 337-43
 enlaces covalentes y, 330-31
Trastorno afectivo bipolar (enfermedad maníaco-depresiva), 259
Trayectoria media libre, difusión y, 392-93
Triestearina, 181
Trifluoruro de boro, 298-99
Trihalogenuros de fósforo, 362
Trihalometanos (THM), 726-27
Trimetilamina, 447, 1009
2,2,4-Trimetilpentano (isooctano), 992
Trinitrotolueno (TNT), 304
Triples enlaces, 284, 985
 longitud de los, 305
 orbitales híbridos y, 339-40
Tripolifosfato de sodio, 898, 955
Tritio, 70, 854, 871
Tropopausa, 704
Troposfera, 704, 711-18
 compuestos de azufre y lluvia ácida, 712-13
 monóxido de carbono, 713-14
 óxidos de nitrógeno y *smog*
 fotoquímico, 715-16
 vapor de agua, dióxido de carbono y clima, 716-18
Trouton, regla de, 774
Tubo de escape, normas de emisiones de, 715
Tumores malignos, 857
Túnel, microscopía electrónica de efecto, 37
Tutankamón, faraón, 133
Tyndall, efecto, 512
Uhlenbeck, George, 218
Úlceras, 127
Unidad de masa atómica (uma), 41, 44
Unidades fórmula, 84
 interconversión de masa y número de, 90
Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), 47, 989-90
Uracilo, 1021
Uraninita, 446
Uranio (U), 235, 850-852
Uranio - 238, 840
 energía nuclear de enlace del, 849
 isótopos de, 392, 832
 serie de desintegración nuclear del, 837
Urea, 181, 983
-uro, sufijo, 58, 59, 61, 290
Vacío, deposición al, 474
Vainillina, 105
Valencia
 banda de, 932
 capas de, expandidas, 299-300, 323-26
 electrones de, 223
 carga nuclear efectiva
 experimentada por los, 240-41
 enlaces y, 276
 orbitales de, 237
 primarias y secundarias, 951
Valina, 1012
Valores energéticos, 180
 de alimentos, 181
 de combustibles, 183
Válvula aórtica, reparación o reemplazo de, 465-66
Van der Waals
 constante de, 395
 ecuación de, 394-97
 fuerzas de. Véase también Fuerzas intermoleculares
 comparación de las, 416-17
 de dispersión de London, 411-13, 416, 435
 dipolo-dipolo, 410-11, 416, 435
 formación de puentes de hidrógeno, 412-16, 435
 en el agua, 414-15
 tendencias de, 416
radio de (radio atómico sin enlace), 241
Van der Waals, Johannes, 395
Van't Hoff (*i*), factor de, 511
Vapor, 5, 366. Véase también Gas(es)
Vapor químico, deposición de, 475
Vaporización, 425
 calor de, 420
 entalpías de, 176
Variables
 cálculos con muchas, 377
 dependientes e independientes, 1039
Velocidad, 527
 constante de, 533, 536, 547
 cuadrática media (rms), 387-88
 de la luz, 200
 concentración y, 537-42
 de reacción, 524-73, 735
 catálisis y, 527, 555-56
 heterogénea, 557-59
 homogénea, 556-57
 instantáneas (velocidad inicial), 529-30
 por enzimas, 527, 559-63
 concentración y, 526, 529, 532-42
 cambio con el tiempo, 539-42
 ecuaciones de velocidad, 533-37
 estequiometría y, 530-32
 factores que influyen en, 526-27
 instantánea (velocidad inicial), 529-30
métodos espectroscópicos para medir, 532
temperatura y, 527, 543-49
 ecuación de Arrhenius de, 546-49
 energía de activación, 544-49
 factor de orientación de, 544
 modelo de colisiones de, 527, 543-44
 tiempo y, 527-30, 537-42
 unimoleculares, 577
ecuaciones de, 533-37
 concentración de H^+ y, 622
 de mecanismos de muchos pasos, 552-53
 de pasos elementales, 551-52
exponentes de, 533-34
unidades de la constante de velocidad, 535
velocidades iniciales para determinar, 535-37
paso determinante (limitante) de la, 552-53
Vibración, movimiento de, 408, 749, 750
Vida
 entropía y, 747
 media de reacción, 541-42, 840-43
Vidrio, 880, 908-9
 de cuarzo (vidrio de sílice), 908
 de sílice (vidrio de cuarzo), 908
Violeta de metilo, 625
Viscosidad, 418
Visión, 315, 342
Vitamina C (ácido ascórbico), 634, 985
 constante de disociación ácida de la, 635
Vitaminas liposolubles e hidrosolubles, 494
Vitriolo azul, 941
Volatilidad, presión de vapor y, 426
Volt (V), 788
Volta, Alessandro, 804
Voltaje de celda. Véase Fem de celda
Volumen(es), 16-17
 comportamiento de gases reales
 contra gas ideal y, 394

- Waage, Peter, 580
Wahl, Arthur, 49
Watson, James, 436
Watt (W), 818
Werner, Alfred, 951, 980
Werner, teoría de, 950-52
Wilkins, Maurice, 436
Wöhler, Friedrich, 983
- Xenón, 263, 264, 445
Yodo (I), 876, 877, 879
magnitudes termodinámicas del,
1042
propiedades del, 262
radio atómico de enlace del, 241-42
reacción de, con flúor, 405
Yodo - 131, 848
- Yoduro
de metilo, 447
de plomo, 117
de potasio, 117
v, símbolo, 212
- Zinc
blendas de, 38-39, 438
en disolución de sulfato de cobre(II)
- ion, química biológica del,
245
reacciones del, con ácido
clorhídrico, 163,
777, 778
sulfúrico, 401
- Zinn, Walter, 852
Zonas, refinación por, 906

CONVENIO DE PERMISO

LEA POR FAVOR CUIDADOSAMENTE LOS SIGUIENTES TÉRMINOS Y CONDICIONES ANTES DE ABRIR EL PAQUETE. ENTRE OTRAS COSAS, ESTE CONVENIO AUTORIZA A USTED A UTILIZAR EL SOFTWARE Y CONTIENE DESCARGOS DE SEGURIDAD Y GARANTÍA. AL ABRIR EL PAQUETE, USTED ACEPTA Y CONVIENE EN LOS TÉRMINOS Y CONDICIONES DE ESTE CONVENIO. SI NO ACEPTA LOS TÉRMINOS DE ESTE CONVENIO, NO ABRA EL PAQUETE Y DEVUÉLVALO DE INMEDIATO SIN ABRIRLO.

PERMISO.

Sujeto a lo que aquí se estipula, por el presente documento Prentice-Hall, Inc. ("PH") concede a usted un permiso no exclusivo e intransferible para utilizar la versión en código, objeto del producto de software de computadora ("Software") contenido en el paquete, en una sola computadora del tipo que se identifica en el paquete.

SOFTWARE

PH proporcionará a usted el Software en medios en forma de código objeto legible por la máquina.

TÉRMINO Y CARGOS DEL PERMISO.

El término de este permiso comienza a la entrega del Software a usted y es perpetuo, a menos que se dé por terminado por incumplimiento o por otros motivos que aquí se exponen.

TÍTULO.

El título, y el derecho de propiedad, y los derechos de propiedad intelectual de y al Software y la Documentación permanecerán en manos de PH y/o proveedores a PH de programas contenidos en el Software. El Software se le proporciona para su propio uso interno al amparo de este permiso. Este permiso no incluye el derecho a otorgar subautorizaciones, y es personal para usted y, por tanto, no podrá ser asignado (por acción legal u otro medio) ni transferido sin previo consentimiento por escrito de PH. Usted reconoce que el Software en forma de código fuente conserva su carácter de secreto comercial confidencial de PH y/o sus proveedores y, por consiguiente, acepta no intentar descifrar ni descomprimir, modificar, desensamblar, descifrar el diseño ni preparar obras derivadas del Software, ni desarrollar un código fuente correspondiente al Software, ni permitir a sabiendas que otros lo hagan. Asimismo, usted no podrá copiar los demás materiales escritos que acompañan al Software.

ACTUALIZACIONES.

Este permiso no le concede derecho, permiso ni participación alguna en ni a cualquier mejora, modificación, expansión o actualización del Software y la Documentación. Las actualizaciones, de estar disponibles, podrán ser obtenidas por usted a los precios y en los términos y condiciones estándar de PH vigentes en ese momento.

GARANTÍA LIMITADA Y DESCARGO.

PH garantiza que el medio que contiene el Software, si ha sido suministrado por PH, está libre de defectos de materiales y mano de obra en condiciones de uso normal por un periodo de sesenta (60) días contados a partir de la fecha en que usted adquirió el permiso correspondiente.

ESTÁ ES UNA GARANTÍA LIMITADA Y ES LA ÚNICA GARANTÍA QUE PH OFRECE. EL SOFTWARE SE SUMINISTRA "COMO ESTÁ" Y PH RECHAZA ESPECÍFICAMENTE TODA GARANTÍA DEL TIPO QUE SEA, YA SEA EXPRESA O IMPLÍCITA, PERO NO LIMITADA A, LA GARANTÍA IMPLÍCITA DE COMERCIALIZACIÓN E IDONEIDAD PARA UN PROPÓSITO EN PARTICULAR. ASIMISMO, LA COMPAÑÍA NO ASEGURO, GARANTIZA NI HACE PROTESTA ALGUNA RESPECTO AL USO, NI A LOS RESULTADOS DEL USO, DEL SOFTWARE EN TÉRMINOS DE CORRECCIÓN, EXACTITUD, CONFIABILIDAD, VIGENCIA O CUALQUIER OTRO CONCEPTO, Y NO ASEGURA QUE EL FUNCIONAMIENTO DE ALGÚN SOFTWARE ESTARÁ LIBRE DE INTERRUPCIONES O ERRORES. LA COMPAÑÍA RECHAZA EXPRESAMENTE TODA GARANTÍA NO ASENTADA AQUÍ. NINGUNA INFORMACIÓN O CONSEJO ORAL O ESCRITO DADO POR PH O POR CUALQUIER REPRESENTANTE, AGENTE, EMPLEADO U OTRA PERSONA DE PH CREARÁ, MODIFICARÁ NI AMPLIARÁ UNA GARANTÍA, NI EN MODO ALGUNO AUMENTARÁ EL ALCANCE DE LA GARANTÍA PRECEDENTE, NI TAMPOCO NINGUNA PERSONA SUBAUTORIZADA O ADQUIRENTE PODRÁ CONFIAR EN INFORMACIÓN O CONSEJO ALCUNO DE ESA ÍNDOLE. Si el medio es expuesto a accidente, abuso o uso indebido; o si usted viola los términos de este Convenio, entonces esta garantía cesará de inmediato. Esta garantía no será aplicable si el Software es utilizado en o en combinación con hardware o programas distintos de la versión no modificada del hardware y los programas con los que el Software fue proyectado para ser utilizado, como se describe en la documentación.

LIMITACIÓN DE RESPONSABILIDAD

A continuación se exponen los únicas y exclusivas compensaciones por daño o pérdida a disposición de usted, relacionadas de algún modo con el Software. EN NINGUNA CIRCUNSTANCIA Y AL AMPARO DE NINGUNA TEORÍA LEGAL, AGRAVIO, CONTRATO U OTRO CONCEPTO SERÁ PH RESPONSABLE ANTE USTED O CUALQUIER OTRA PERSONA POR CUALESQUIERA DAÑOS INDIRECTOS, ESPECIALES, INCIDENTALES O CONSECUENTES DEL CA-

RÁCTER QUE SEA, INCLUYENDO, SIN LIMITACIÓN ALGUNA, DAÑOS POR PÉRDIDA DE BUENA REPUTACIÓN, PÉRDIDA DE UTILIDADES, PARO DEL TRABAJO, FALLA O MAL FUNCIONAMIENTO DE COMPUTADORAS, O POR CUALESQUIERA OTROS DAÑOS O PÉRDIDAS COMERCIALES, O POR CUALESQUIERA OTROS DAÑOS, AUN EN EL CASO DE QUE PH HAYA SIDO INFORMADA DE LA POSIBILIDAD DE TALES DAÑOS, O POR CUALQUIER OTRA RECLAMACIÓN HECHA POR PARTE ALGUNA. LOS TERCEROS PROVEEDORES DE PROGRAMAS DE PH NO OFRECEN NINGUNA GARANTÍA, NI SON RESPONSABILDES ANTE USTED EN NINGÚN SENTIDO. La única y exclusiva obligación y responsabilidad de PH y la exclusiva compensación para usted será: a elección de PH, (i) la reposición del medio defectuoso; o (ii) la reparación o corrección del medio defectuoso si está al alcance de PH, de modo que se ajuste a la garantía antes citada; o (iii) Si PH es incapaz de reponer o reparar, usted podrá dar por terminado este permiso devolviendo el Software. Solo si usted informa a PH acerca de su problema durante el período de garantía aplicable, PH estará obligado a dar cumplimiento a esta garantía. Usted puede ponerse en contacto con PH a fin de informar a PH acerca del problema como sigue:

CIERTOS ESTADOS O JURISDICCIONES NO PERMITEN LA EXCLUSIÓN DE GARANTÍAS O LIMITACIONES IMPLÍCITAS, O LA EXCLUSIÓN DE DAÑOS CONSECUENTES, POR LO QUE LAS LIMITACIONES O EXCLUSIONES PRECEDENTES PUEDEN NO SER APLICABLES A USTED. ESTA GARANTÍA LE OTORGA DERECHOS JURÍDICOS ESPECÍFICOS, Y USTED PUEDE TENER OTROS DERECHOS QUE VARÍAN SEGÚN EL ESTADO O JURISDICCIÓN.

DIVERSOS.

Si alguna de las disposiciones de este Convenio es considerada como no aplicable, no exigible o ilegal en ciertas circunstancias por la razón que sea, tal decisión no afectará la validez o exigibilidad (i) de dicha disposición en otras circunstancias o (ii) de las disposiciones restantes aquí asentadas en cualesquier circunstancias, y dicha disposición será reformada en y sólo en la medida necesaria para hacerla aplicable, exigible y legal en tales circunstancias. Todos los encabezados se incluyen exclusivamente por conveniencia y no serán tenidos en cuenta en la interpretación de este Convenio. Este convenio estará gobernado por, e interpretado a la luz de la legislación del estado de Nueva York, en la medida en que dicha legislación se aplica a los convenios entre residentes del estado de Nueva York, establecidos y destinados a ser ejecutados en su totalidad dentro de Nueva York, salvo lo que de conformidad con las reglas y reglamentos del Gobierno de E.U.A. deba ser gobernado por la legislación federal.

USTED RECONOCE QUE HA LEÍDO ESTE CONVENIO, LO HA COMPRENDIDO, Y ACEPTA SUJETARSE A SUS TÉRMINOS Y CONDICIONES. USTED ACEPTA ADEMÁS QUE ESTE CONVENIO ES LA DECLARACIÓN COMPLETA Y EXCLUSIVA DEL CONVENIO ENTRE NOSOTROS QUE SUSTITUYE CUALQUIER PROPUESTA O CONVENIO PREVIO, ORAL O ESCRITO, Y CUALQUIER OTRA COMUNICACIÓN ENTRE NOSOTROS EN RELACIÓN CON EL ASUNTO OBJETO DE ESTE CONVENIO.

DERECHOS RESTRINGIDOS DEL GOBIERNO DE E.U.A.

El uso, reproducción o divulgación por parte del Gobierno está sujeto a restricciones expuestas en los subapartados del (a) al (d) de la cláusula de Derechos Comerciales Restringidos a Computadoras de FAR 52.227-19 cuando resulten aplicables, o en el subapartado (c) (1) (ii) de la cláusula de Derechos en Datos Técnicos y Software de Computadora de DFARS 252.227-7013, y en cláusulas similares del NASA FAR Supplement.

Requerimientos mínimos del sistema

PC:

- Windows 98/Me/2000/NT/XP Professional
- Procesador Pentium II 233 MHz
- 64 MB de memoria RAM
- Resolución en pantalla de 800 x 600 píxeles
- Monitor a color con capacidad para desplegar más de mil colores
- Se recomienda tener una tarjeta de sonido
- Unidad CD-ROM de 4x
- Altavoces
- Netscape Navigator/Communicator 4.75 o superior. (El CD-ROM incluye el instalador de Netscape Communicator 4.78 (c)1995-2001).
- ** NOTA: Netscape 6 y superiores NO son compatibles.
- Plug-in Macromedia Shockwave 8.5 (c)1985-2001
- Plug-in Chemscape Chime 2.6 SP3 (c)2001
- Plug-in Apple QuickTime 5

Macintosh:

- Power PC con OS 8.1 o posterior
- 64 MB de memoria RAM y memoria virtual habilitada
- Resolución de pantalla de 800 x 600 píxeles
- Monitor a color con capacidad para desplegar más de mil colores
- Se recomienda tener una tarjeta de sonido
- Unidad CD-ROM de 4x
- Altavoces
- Netscape Navigator/Communicator 4.75 o superior. (El CD-ROM incluye el instalador de Netscape Communicator 4.78 (c)1995-2001).
- ** NOTA: Netscape 6 y superiores, o cualquier versión de Microsoft Internet Explorer, NO son compatibles.
- Plug-in Macromedia Shockwave 8.5 (c)1985-2001
- Plug-in Chemscape Chime 2.6 SP3 (c)2001
- Plug-in Apple QuickTime 5

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupos principales												Grupos principales														
1A ^a		8A										1A ^a		8A												
1	H 1.00794	2A	2	3	4	5	6	7B	8	8B	1B	2B	3	4A	5A	6A	7A	2	He 4.002602	18	10	17	18			
2	Li 6.941	Be 9.012182											5	6	7	8	9									
3	Na 22.989770	Mg 24.3050	3B	4B	5B	6B	7B	Cr 50.9415	V 51.9961	Mn 54.938049	Fe 55.845	Co 58.933200	Ni 58.6934	Cu 63.546	Zn 65.39	Ga 69.723	Al 26.981538	Si 28.0855	P 30.973761	S 32.065	Cl 35.453	Ar 39.948				
4	K 39.0983	Ca 40.078	Sc 44.955910	Ti 47.867	Cr 50.9415	V 51.9961	Mn 54.938049	Fe 55.845	Co 58.933200	Ni 58.6934	Cu 63.546	Zn 65.39	Ga 69.723	Al 26.981538	Si 28.0855	P 30.973761	S 32.065	Cl 35.453	Ar 39.948							
5	Rb 85.4678	Sr 87.62	Y 88.90585	Zr 91.224	Nb 92.90638	Mo 95.94	Tc [98]	Ru 101.07	Rh 102.90550	Pd 106.42	Ag 107.8682	Cd 112.411	In 114.818	Sn 118.710	Ge 74.92160	As 72.64	Se 74.92160	Br 78.96	Kr 79.904	Xe 83.80						
6	Cs 132.90545	Ba 137.327	La 174.967	Hf 178.49	Ta 180.9479	W 183.84	Re 186.207	Os 190.23	Ir 192.217	Pt 195.078	Au 196.96655	Hg 200.59	Tl 204.3633	Pb 204.3633	In 204.3633	Te 121.760	Bi 121.760	Po 127.60	I 126.90447							
7	Fr [223.02]	Ra [226.03]	Lr [262.11]	Rf [261.11]	Db [262.11]	Sp [264.12]	Bh [264.12]	Hs [269.13]	Mt [268.14]	[271.15]	[272.15]	[277]	[277]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]	[285]		
*Serie de los lantánidos												57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69		
†Serie de los actinídos												*La 138.9055	Pr 140.116	Pm 140.90765	Nd 144.24	Sm 145	Eu 150.36	Gd 151.964	Tb 157.25	Dy 158.92534	Tb 162.50	Ho 164.93032	Er 167.259	Tm 168.93421	Yb 173.04	
												89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	
												†Ac [227.03]	Th [232.0381]	Pa [231.03588]	U [238.02891]	NP [237.05]	Pu [244.06]	Am [243.06]	Cm [247.07]	Bk [247.07]	Cf [251.08]	Es [252.08]	Fm [257.10]	Md [258.10]	No [259.10]	

^aLos rótulos que se muestran arriba (1A, 2A, etc.) son los de uso común en Estados Unidos. Los que se muestran abajo (1, 2, etc.)

son los recomendados por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

Los nombres y símbolos de los elementos 110 en adelante todavía no se han decidido.

Los pesos atómicos entre corchetes corresponden a la masa del isótopo más longevo o importante de los isótopos radiactivos.

Se puede obtener más información en <http://www.shef.ac.uk/chemistry/web-elements/>

Científicos del Lawrence Berkeley National Laboratory informaron la producción del elemento 116 en mayo de 1999.

FACTORES DE CONVERSIÓN Y RELACIONES

Longitud	Energía (derivada)
<i>Unidad SI: metro (m)</i> 1 Km = 0.62137 mi 1 mi = 5280 ft = 1.6093 km 1 m = 1.0936 yd 1 pulg = 2.54 cm (exactamente) 1 cm = 0.39370 pulg 1 A = 10^{-10} m	<i>Unidad SI: Joule (J)</i> 1 J = $1 \text{ Kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$ 1 J = 0.2390 cal = $1 \text{ C} \times 1 \text{ V}$ 1 cal = 4.184 J 1 eV = 1.602×10^{-19} J
Masa	Presión (derivada)
<i>Unidad SI: kilogramo (kg)</i> 1 kg = 2.2046 lb 1 lb = 453.59 g = 16 oz 1 uma = $1.66053873 \times 10^{-24}$ g	<i>Unidad SI: Pascal (Pa)</i> 1 Pa = $1 \text{ N}/\text{m}^2$ = $1 \text{ kg}/\text{m} \cdot \text{s}^2$ 1 atm = 101,325 Pa = 760 torr = 14.70 lb/pulg ² 1 bar = 10^5 Pa
Temperatura	Volumen (derivada)
<i>Unidad SI: Kelvin (K)</i> 0 K = -273.15°C = -459.67°F K = $^\circ\text{C} + 273.15$ $^\circ\text{C} = \frac{5}{9} (\text{F} - 32)$ $^\circ\text{F} = \frac{9}{5} ^\circ\text{C} + 32$	<i>Unidad SI: metro cúbico (m³)</i> 1 L = 10^{-3} m^3 = 1 dm ³ = 10^3 cm^3 = 1.0567 ct 1 gal = 4 ct = 3.7854 L 1 cm ³ = 1 mL 1 pulg ³ = 16.4 cm ³

ÍNDICE DE TABLAS Y FIGURAS ÚTILES

Serie de actividades de los metales	Tabla 4.5
Radios atómicos y iónicos	Figura 7.6
Radios Atómicos	Figura 7.5
Entalpías medias de enlace	Tabla 8.4
Longitudes medias de enlace	Tabla 8.5
Ácidos y bases fuertes comunes	Tabla 4.2
Espectro electromagnético	Figura 6.4
Configuraciones electrónicas de los elementos	Figura 6.28
Electronegatividades de los elementos	Figura 8.6
Resumen del comportamiento electrolítico de compuestos iónicos y moleculares solubles comunes	Tabla 4.3
Grupos funcionales comunes en compuestos orgánicos	Tabla 25.4
Unidades base del SI	Tabla 1.4
Prefijos selectos empleados en el sistema métrico	Tabla 1.5
Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua	Tabla 4.1