

Preparatoria Abierta

Introducción a la
Química

T.R. Dickson



PUBLICACIONES CULTURALES

Química

Cuarto Semestre

Introducción
a la
QUIMICA

T.R. Dickson

La educación es una responsabilidad compartida y en consecuencia invitamos atentamente a toda persona interesada en colaborar para resolver la problemática educativa, a que remita sus comentarios, críticas y sugerencias con respecto a esta obra a la Dirección General de Acreditación y Certificación de la SEP, Añil 571 60. piso, Col. Granjas México, Delegación Iztacalco, C.P. 08400 México, D F.

Sus aportaciones serán apreciadas en todo lo que valen y permitirán perfeccionar y adecuar permanentemente estos materiales a las cambiantes condiciones de la época actual.

NOVENA REIMPRESION
MEXICO, 1984



PUBLICACIONES CULTURALES, S. A. de C. V.

EDICIÓN 1978

Título de la obra en inglés:
INTRODUCTION TO CHEMISTRY

Publicada por:
© 1971 by JOHN WILEY & SONS, INC.
Estados Unidos de Norteamérica

Traducida por:
QUIM. PILAR MONTAGUT BOSQUE
Profra. Facultad de Química de la UNAM

Revisada por:
ING. JOSE H. PÉREZ CASTELLANOS
Prof. Instituto Politécnico Nacional

Aesor Editorial:
DR. EUGENIO MUÑOZ MENA
Profesor Emérito de la Escuela Nacional de Ciencias Biológicas, México

Derechos reservados en español:
© 1975, PUBLICACIONES CULTURAL, S. A.
Lago Mayor 186, México 17, D. F.
Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial
Registro Número 129

ISBN-968-439-077-7
Primera edición en español 1970
Octava reimpresión 1981

Edición especial para la Dirección General de Acreditación y Certificación de la Secretaría de Educación Pública.

Esta obra se terminó de imprimir en noviembre de 1984,
en los talleres de Editorial Calypso, S.A.
Calle Oculistas No. 43, Col. Sifón, C.P. 09400
México, D.F.

La edición consta de 10,000 ejemplares más
sobrantes para reposición.

Prólogo

El contenido de este libro corresponde a un curso de química de un semestre. Presenta los fundamentos de la química que necesitan aquellos estudiantes como preparación para otros cursos más avanzados de química, o bien, para los estudiantes que sólo necesitan tener conocimientos elementales.

Con todo cuidado se han desarrollado los conceptos básicos a un nivel de introducción, de manera que el estudiante tendrá una idea clara de algunos aspectos de la química. Al principio de cada capítulo se presentan los objetivos principales. No obstante que los capítulos guardan una secuencia lógica, su orden podría alterarse de acuerdo con el programa que quiera desarrollar el profesor.

Desde un principio se introduce el concepto de medición y de unidades. La discusión de la teoría atómica conduce a una definición del mol. Puesto que el concepto de mol es fundamental para cualquier estudio importante de la química, en este libro se desarrolla e ilustra con todo cuidado. La estructura atómica se expone desde un punto de vista orbital pero no matemático. Se presenta el enlace químico para desarrollar una imagen de las moléculas y los iones. Se explica el significado de las fórmulas y la nomenclatura química. De una manera clara se desarrolla un modelo dinámico para explicar el comportamiento de la materia, desde la descripción de la estructura dinámica del átomo hasta los fenómenos dinámicos relacionados con las fases gaseosa, líquida y sólida y solución. Se introduce la idea de equilibrio dinámico, tanto desde un punto de vista físico como químico. Este concepto importante no se desarrolla formalmente en un capítulo especial sino que se incorpora a la discusión de los cambios de fase y equilibrios de la fase solución. Teniendo en cuenta que en el estudio de la química es muy importante la comprensión de la fase solución, en los últimos capítulos se describe la naturaleza y el comportamiento de las sustancias. En varias partes del texto se presenta el hecho de que la recopilación y la correlación de muchos datos empíricos se pueden utilizar para predecir ciertos hechos. Se explican e ilustran los métodos que permiten establecer los números de oxidación de los elementos, las fórmulas de los compuestos, las fórmulas moleculares simples, el comportamiento de los gases ideales y las reacciones en la fase solución. Con todo detalle se explican los procedimientos para resolver problemas químicos mediante el razonamiento y la ecuación unitaria o el método del factor, y se dan numerosos ejemplos ilustrativos. Con la mayor frecuencia posible, se presentan y explican ejemplos de resolución de problemas.

Se recalcan los conceptos fundamentales evitando la introducción de términos químicos innecesarios. Además de la discusión de estos conceptos, cada capítulo contiene material complementario que pueda ser de interés para el estudiante. Este material incluye: 1) exposición adicional de algunas ideas importantes; 2) discusión de temas como la contaminación del agua y del aire, y 3) la presentación de temas que ilustran las aplicaciones de la química. Este material se presenta de manera que no interrumpa la continuidad del material básico de cada capítulo. Con el contenido de este libro se intenta que el estudiante aprenda los conceptos de la química mediante una imagen dinámica de la materia e iniciándolo en los métodos lógicos que se emplean en esta ciencia.

Quiero manifestar mi agradecimiento a todos aquellos que han ayudado en la preparación de este libro; especialmente a Raymond T. O'Donnell de State University College, Oswego, Nueva York; Richard A. Lungstrom, Departamento de Química, American River Junior College; John Healey, Departamento de Química, Chabot College; Charles Fredericks, Departamento de Química, Fullerton Junior College y Alan Cunningham, Monterey Peninsula College, por su revisión, crítica y útiles sugerencias. Aprecio la ayuda y estímulo de mis colegas y estudiantes, el trabajo de mecanografía de la Sra. Nancy Riggs y la paciencia de mi esposa, Margie.

Mayo, 1970

T. R. Dickson

Introducción para el estudiante

La intención de la ciencia es desarrollar una descripción de la realidad, basada en las observaciones de los eventos que ocurren y los objetivos materiales que existen en nuestro medio ambiente. La química es una ciencia dinámica que se ocupa de la estructura y el comportamiento de la materia. Estamos rodeados de objetos materiales y seres humanos, así como de organismos vivos, que tienen una existencia material. La química se interesa en la investigación de la naturaleza de toda la materia que va desde las sustancias simples como el agua, hasta el material biológico complejo, como el ácido desoxirribonucleico (ADN). La ciencia de la química se ha desarrollado a partir del deseo del hombre de poder describir de qué están hechos los objetos y de qué manera la estructura de estos objetos hace que tengan ciertas propiedades. Desde un punto de vista práctico se buscan las propiedades convenientes de la materia. Las sustancias que son útiles (para curar las enfermedades, explotar, intoxicar y las de olor y sabor agradable) y que pueden ser transformadas en cosas (ropa, utensilios y herramientas) se aíslan de la naturaleza o se sintetizan a partir de otras sustancias. Los químicos exploran la naturaleza y experimentan con sustancias, para desarrollar y refinar teorías relativas a la estructura y comportamiento de la materia.

Todos recibimos beneficios de las aplicaciones prácticas de la química. Las sustancias químicas sintéticas y naturales se usan como drogas y medicamentos. La productividad agrícola se ha acrecentado a través del uso de antiplagas y fertilizantes químicos. Muchos productos importantes, como alimentos, gasolina y plásticos, se obtienen a partir de procesos químicos. En realidad, la vida moderna no sería tan conveniente para nosotros sin la tecnología química. Sin embargo, estamos aprendiendo que cuando utilizamos sustancias para vivir cómodamente en nuestro medio ambiente, este medio se altera y puede contaminarse. La comprensión de la contaminación del medio ambiente requiere del conocimiento de los procesos químicos que producen la contaminación. Es más, una solución de la contaminación requerirá necesariamente del desarrollo de la tecnología química apropiada. Es importante aprender algo de química para comprender la naturaleza de nuestro medio ambiente y las fuerzas que lo amenazan.

La química comprende un gran número de hechos observados y muchas teorías. La físicoquímica estudia los fenómenos químicos asociados con la materia. La química analítica es la rama de la química que trata de la determinación de la composición de los diferentes tipos de materia. La química orgánica comprende el estudio de los compuestos del elemento

químico carbono. La química inorgánica comprende el estudio de los elementos químicos que no son carbono. La bioquímica es la rama de la química que se ocupa de la química de los procesos biológicos. La química es importante en muchos campos de estudio. La física y la química son ciencias que están íntimamente relacionadas y la química es fundamental para la biología moderna. La ciencia agrícola, la ciencia médica, la ciencia oceanográfica, la ingeniería, la ciencia espacial y la ciencia del medio ambiente, todas tienen que ver con la química.

Este libro se escribió para una primera introducción a la química. Aquí, el estudiante podrá aprender y comprender los fundamentos básicos de nuestro medio ambiente. Cada capítulo empieza con una lista de objetivos. Estos objetivos describen el contenido del capítulo. Lea los objetivos y téngalos presentes mientras estudia. Después de terminar el capítulo regrese y compruebe si ha satisfecho cada objetivo. Es posible que su profesor prefiera indicarle qué objetivos piensa que son los más importantes. Un tema como la química comprende muchos hechos y conceptos. Es importante leer cuidadosamente el texto y subrayar o tomar notas sobre el material. Además, si está buscando un tema específico, vea la tabla del contenido o el índice. A medida que estudia, resuelva los problemas que siguen a los ejemplos dados en el texto. Como información, al final del libro encontrará las respuestas a estos problemas.

T. R. D.

1. Conceptos químicos y mediciones

1-1	Conceptos básicos	2
1-2	Mediciones y el sistema métrico	4
1-3	Prefijos y conversiones de unidades	8
1-4	Medidas de volumen	15
1-5	Instrumentos de medición	17
1-6	Factores de conversión de propiedad	19
1-7	Calor y temperatura	22
1-8	Conversión de temperatura	26
	Algunos químicos importantes	28
	Medidas de volumen	30
	Problemas	31

2. Los elementos químicos y compuestos

2-1	Naturalza de la materia	34
2-2	Los elementos	38
2-3	La teoría atómica y los pesos atómicos	42
2-4	Concepto de mol	48
2-5	Fórmulas y número de gramos por mol	53
2-6	Composición dada en porcentaje en masa y fórmulas empíricas	59
2-7	Las formas físicas y químicas de los elementos	62
2-8	Ecuaciones químicas	64
	¿Por qué es importante el concepto de mol en la química?	68
	Métodos de separación y purificación en la química	70
	Problemas	73

3. Estructura atómica

3-1	El átomo nuclear	78
3-2	El átomo de Bohr	84
3-3	Modelo mecánico cuántico	87
3-4	La configuración electrónica de los elementos	92

3-5	La Tabla Periódica y la clasificación de los elementos	98
3-6	Representación electrónica puntual	102
	¿De qué está hecha la Luna?	104
	Probabilidad	106
	Formas de los orbitales atómicos	107
	Problemas	109

4. El enlace químico

4-1	Enlaces químicos	112
4-2	Formación del ion y el enlace iónico	113
4-3	El enlace covalente	117
4-4	Estructuras electrónicas puntuales	119
4-5	Enlaces múltiples	120
4-6	Excepciones a la regla del octeto	122
4-7	Iones poliatómicos	122
4-8	Formas de las moléculas	124
4-9	Enlaces y moléculas polares	129
4-10	Compuestos iónicos y covalentes	133
	Ángulos de enlace y longitudes de enlace	134
	Especies químicas	135
	Problemas	137

5. Propiedades periódicas de los elementos

5-1	Propiedades periódicas de los elementos	140
5-2	Energía de ionización	140
5-3	Dimensiones atómicas e iónicas	144
5-4	Comportamiento químico de los elementos y números de oxidación	148
5-5	Predicción de los números de oxidación	153
5-6	Los números de oxidación de los elementos de transición	155
5-7	Predicción de fórmulas usando números de oxidación	155
5-8	Oxidaciones poliatómicas de los no metales	158
	Oxígeno	159
	Sodio	160
	Hidrógeno	161
	Azufre	162
	Los halógenos	163
	Hierro	164
	Problemas	165

6. Nomenclatura de los compuestos químicos

6-1	Nomenclatura química	168
6-2	Nomenclatura sistemática de los compuestos binarios	170

6-3	Nomenclatura de los compuestos complejos	176
6-4	Nomenclatura de los ácidos	177
6-5	Nomenclatura de los oxianiones	180
6-6	Nomenclatura de los hidratos	181
	Resumen de la nomenclatura química	183
	Problemas	184

7. Gases

7-1	El estado gaseoso	188
7-2	Teoría cinética molecular de los gases	189
7-3	Ley de los gases perfectos	192
7-4	Leyes de los gases	198
7-5	Leyes combinadas de los gases	203
7-6	Ley de Dalton de las presiones parciales	204
7-7	Preparación de gases en el laboratorio	206
7-8	Número de gramos por mol a partir de las densidades de los gases	210
	La atmósfera	214
	Contaminación del aire y smog	215
	Álgebra y la ley de los gases ideales	218
	Problemas	219

8. Estequiometría química

8-1	Interpretaciones molares de las ecuaciones	224
8-2	Cálculos de masa a moles	227
8-3	Cálculos masa a masa	230
8-4	Estequiometría y las leyes de los gases	231
8-5	Cálculos volumen a volumen	234
8-6	Porcentaje de rendimiento	237
8-7	Estequiometría y cambios de energía	238
	Química industrial	241
	Energía química	243
	Problemas	244

9. Líquidos y sólidos

9-1	Colecciones de moléculas	250
9-2	El enlace de hidrógeno	253
9-3	El estado líquido	254
9-4	El estado sólido	262
9-5	Cambios de estado	273
	Agua	276
	Problemas	278

10. Soluciones

10-1	Tipos de soluciones	282
10-2	Molaridad	283
10-3	Otros términos de concentración de soluciones	287
10-4	Dilución	291
10-5	Fuerzas intermoleculares en las soluciones	293
10-6	El proceso de disolución y la solubilidad	294
10-7	La naturaleza de una solución y el equilibrio químico	297
10-8	Electrolitos y no electrolitos	299
10-9	Propiedades coligadas de las soluciones	307
10-10	Coloides y suspensiones	310
Contaminación del agua		313
Oceanografía		316
Depresión del punto de congelación y aceleración del punto de ebullición		318
Baterías y pilas de combustible		320
Problemas		322

11. Reacciones químicas (Precipitación, ácido-base y oxidación-reducción)

11-1	Las reacciones químicas	326
11-2	Ecuaciones iónicas netas	329
11-3	Las reacciones de precipitación y las reglas de solubilidad	331
11-4	Predicción de las reacciones de precipitación	334
11-5	Reacciones ácido-base	336
11-6	Reacciones de oxidación-reducción	345
11-7	Titulaciones	353
Agentes oxidantes y reductores		356
Constantes de equilibrio y el principio de Le Chatelier		358
pH		361
Amortiguadores		363
Problemas		364

12. Química orgánica y bioquímica

12-1	Química orgánica y bioquímica	370
12-2	Química del carbono	370
12-3	Los alcanos y el isomerismo	375
12-4	Nomenclatura y los grupos	377
12-5	Alquenos, alquinos y polímeros	381
12-6	Alcoholes, aldehídos, ácidos y ésteres	385
12-7	Aminas, amidas y aminoácidos	392
12-8	El benceno y los compuestos heterocíclicos	396

12-9	Carbohidratos (Azúcares)	401
12-10	Proteínas	404
12-11	Ácidos nucleicos	407
La química en la salud y la medicina		415
Antiplagas y el DDT		418
Jabones y detergentes		420
Problemas		421

13.

Química nuclear

13-1	Núcleos atómicos	426
13-2	Radioactividad	428
13-3	Elementos radiactivos	431
13-4	Detección y peligros de la radiación	431
13-5	Transmutaciones nucleares	435
13-6	Fisión y fusión	437
Bombas nucleares		440
Problemas		442
Apéndice I		445
Apéndice II		456
Apéndice III		461
Solución de problemas		462
Índice		472

Introducción
a la
Química

10. Soluciones

10-1	Tipos de soluciones	282
10-2	Molaridad	283
10-3	Otros términos de concentración de soluciones	287
10-4	Dilución	291
10-5	Fuerzas intermoleculares en las soluciones	293
10-6	El proceso de disolución y la solubilidad	294
10-7	La naturaleza de una solución y el equilibrio químico	297
10-8	Electrolitos y no electrolitos	299
10-9	Propiedades coligadas de las soluciones	307
10-10	Coloides y suspensiones	310
	Contaminación del agua	313
	Oceanografía	316
	Depresión del punto de congelación y aceleración del punto de ebullición	318
	Baterías y pilas de combustible	320
	Problemas	322

11. Reacciones químicas (Precipitación, ácido-base y oxidación-reducción)

11-1	Las reacciones químicas	326
11-2	Ecuaciones iónicas netas	329
11-3	Las reacciones de precipitación y las reglas de solubilidad	331
11-4	Predicción de las reacciones de precipitación	334
11-5	Reacciones ácido-base	336
11-6	Reacciones de oxidación-reducción	345
11-7	Titulaciones	353
	Agentes oxidantes y reductores	356
	Constantes de equilibrio y el principio de Le Chatelier	358
	pH	361
	Amortiguadores	363
	Problemas	364

12. Química orgánica y bioquímica

12-1	Química orgánica y bioquímica	370
12-2	Química del carbono	370
12-3	Los alcanos y el isomerismo	375
12-4	Nomenclatura y los grupos	377
12-5	Alquenos, alquinos y polímeros	381
12-6	Alcoholes, aldehídos, ácidos y ésteres	385
12-7	Aminas, amidas y aminoácidos	392
12-8	El benceno y los compuestos heterocíclicos	396

12-9	Carbohidratos (Azúcares)	401
12-10	Proteínas	404
12-11	Ácidos nucleicos	407
	La química en la salud y la medicina	415
	Antiplagas y el DDT	418
	Jabones y detergentes	420
	Problemas	421

13. Química nuclear

13-1	Núcleos atómicos	426
13-2	Radiactividad	428
13-3	Elementos radiactivos	431
13-4	Detección y peligros de la radiación	431
13-5	Transmutaciones nucleares	435
13-6	Fisión y fusión	437
	Bombas nucleares	440
	Problemas	442
	Apéndice I	445
	Apéndice II	456
	Apéndice III	461
	Solución de problemas	462
	Índice	472

de las plantas y, a través de procesos químicos, ganan parte de la energía que se usa en los procesos vitales (metabolismo) y para llevar a cabo trabajo útil.

Lo importante del ejemplo anterior es demostrar el significado de la energía y sus cambios. En la química nos interesamos en los cambios de energía relacionados con los procesos químicos. Por tanto, el concepto de energía tiene una gran importancia.

Puede considerarse que el Universo esta constituido por energía y materia. Por supuesto, la **materia** forma las cosas materiales que nos rodean y que concebimos ocupando **espacio** y teniendo **masa**. El estudio de los objetos materiales, tales como las rocas, la tierra, el aire, el agua y la madera, es el propósito de la química. La química comprende la averiguación de lo que están hechas las cosas y cómo sufren los cambios. Una propiedad común de estos objetos es que poseen masa. La **masa** es la sustancia de los objetos materiales. No es difícil desarrollar una sensación de la idea de masa, ya que estamos familiarizados con los objetos materiales de nuestro medio ambiente. El aspecto útil de la masa es que puede usarse para comparar objetos diferentes. Por ejemplo, cuando tomamos dos objetos, podemos decir que uno de ellos se siente más pesado y, por lo tanto, que uno de los objetos tiene una masa que es mayor que la del otro.

Einstein, uno de los más grandes pensadores de este siglo, expuso la teoría de que la energía y la masa están realmente relacionadas de una manera especial. En efecto, bajo las circunstancias apropiadas, la masa puede convertirse en energía y la energía en masa. En un reactor nuclear, por ejemplo, algo de materia se convierte en energía.

Otro concepto útil es el de fuerza. La **fuerza** puede concebirse como una acción que puede producir un efecto. Existen varios tipos de fuerzas. Estamos familiarizados con la fuerza de la **gravedad**, la fuerza que surge cuando una masa está cerca de otra, por ejemplo, la atracción entre nosotros y la Tierra. En efecto, el peso de un objeto es la fuerza que resulta de la atracción gravitacional de la Tierra sobre la masa del objeto. El peso siempre es una fuerza y depende de la masa del objeto y la intensidad de la atracción de la Tierra (o de otro cuerpo celeste) sobre el objeto. Ya que el peso es una fuerza, no debe confundirse con la masa de un cuerpo. Los astronautas de la nave Apolo pesaron menos sobre la Luna que lo que pesaban sobre la Tierra, pero su masa era la misma.

Las fuerzas magnéticas son conocidas por la mayoría de nosotros. Se sabe que en la vecindad inmediata de un imán típico existe un campo de fuerzas magnético. Este campo de fuerzas conduce a que ciertos tipos de objetos sean atraídos hacia el imán cuando se introducen en el campo. Las fuerzas eléctricas también son importantes. Las fuerzas eléctricas están relacionadas con la existencia de cargas eléctricas. Aparentemente existen dos tipos de carga eléctrica; positiva y negativa. Los objetos con cargas eléctricas tienen campos de fuerzas eléctricas alrededor de ellos. Los objetos de carga semejante tienden a repelerse y los objetos de carga opuesta tienden a atraerse. Estas reciben el nombre de fuerzas electrostáticas de atracción y repulsión. Un aspecto impor-

Conceptos químicos y mediciones

1-1 Conceptos básicos

Muchos conceptos tienen una importancia fundamental en la química y es necesario comprenderlos. Uno de estos conceptos es el de energía. A veces la energía simplemente se considera como la capacidad para realizar trabajo. Sin embargo, es más que eso; es la base para los cambios dinámicos de nuestro medio ambiente. La energía aparece en muchas formas interrelacionadas. Las observaciones de los cambios de energía han demostrado que la energía puede almacenarse y transformarse de una forma a otra, pero no puede crearse ni destruirse. Consideremos un ejemplo de como está relacionada la energía con nuestro medio ambiente. Ciertos procesos que ocurren en el Sol producen energía (producen, no crean). Algo de esta energía toma la forma de **energía solar o radiante** (luz de sol) que viaja a través del espacio y choca contra la Tierra. Parte de esta energía radiante es absorbida por el agua del océano y se convierte en **energía calorífica**. Esta energía calorífica provoca que se evapore algo de agua y, al final, formar nubes que son arrastradas tierra adentro. Parte del agua se deposita en las áreas montañosas como lluvia. Esta agua ahora posee **energía potencial** (energía de posición), ya que es atraída de regreso al nivel del mar por la gravedad. Conforme el agua fluye a través de los ríos hacia el mar, parte de ella es captada en presas y su **energía de movimiento** (energía cinética) es usada para hacer girar un ingenio mecánico llamado turbina. La turbina está diseñada para convertir la **energía mecánica a electricidad** (energía eléctrica). La electricidad es transportada a las áreas pobladas y se usa para realizar varios tipos de trabajo. Por ejemplo, la electricidad es convertida a energía radiante (luz) y un poco de energía calorífica en un foco eléctrico.

Otra porción de la energía solar original es absorbida por las plantas. A través de un proceso químico llamado fotosíntesis, las plantas producen sustancias químicas en las que se almacena algo de la energía en la forma de **energía química**. Los hombres y los animales comen partes

Capítulo 1: Conceptos químicos y mediciones

Objetivos

Al terminar de estudiar el presente capítulo, el estudiante será capaz de:

1. Hacer una lista de las cuatro cualidades básicas de la materia.
2. Hacer una lista de las unidades métricas básicas y los prefijos métricos comunes.
3. Convertir una medida dada en una unidad con prefijo a otra unidad con prefijo.
4. Convertir una medición realizada en unidades inglesas a unidades métricas y viceversa.
5. Convertir una medida de volumen o área de una unidad múltiple a otra.
6. Hacer una lista de los instrumentos comunes usados en la medición.
7. Definir el término litro y el término densidad.
8. Calcular la densidad de una sustancia a partir de datos dados.
9. Usar la densidad de una sustancia como un factor de conversión de propiedad.
10. Distinguir entre calor y temperatura.
11. Hacer una lista de las escalas de temperatura comunes.
12. Convertir una medida de temperatura de una escala a otra.

4. Cuando un número termina en ceros, los ceros no son significativos o menos que se indique lo contrario: 2200 g (a menos que se indique otra cosa, sólo hay 2 dígitos significativos).

La mayoría de los números que se usan en este libro pueden considerarse que tienen el mismo número de dígitos significativos que se escriben, incluso cuando terminan en cero.

Tabla 1-1 Definiciones de las unidades métricas

Cualidad	Nombre de la unidad y abreviatura	Definición
Longitud	Metro (m)	Original: 1/10 000 000 del cuadrante del meridiano terrestre que pasa por Barcelona y Dunkerque. Actual: 1 650 763.73 veces la longitud de onda correspondiente a una transición específica que ocurre en los átomos excitados de kriptón 86, bajo condiciones específicas.
Masa	Kilogramo (kg)	(A menudo se usa como unidad básica de referencia el gramo, g, que es 1/1000 de kg, aunque el kilogramo es la unidad básica de masa definida.) Original: Masa de 1000 cm ³ de agua a 4 °C. Actual: Masa del kilogramo prototipo número uno que se conserva en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas en Sévres, Francia.
Tiempo	Segundo (seg o s)	Original: 1/86 400 del día solar medio. Actual: La duración de 9 192 631 770 ciclos de la radiación correspondiente a una transición especificada en los átomos excitados del cesio 133.

Temperatura Grado Kelvin (°K o K) o Grado Celsius (°C)
Original: 1/100 del intervalo entre el punto de congelación del agua y el punto de ebullición del agua.

Actual: 1/273.16 de la temperatura termodinámica del estado térmico correspondiente al punto triple del agua. Este es el estado térmico en el que el agua sólida, líquida y gaseosa existen en equilibrio.

Tomado de Standards of Measurement por A. V. Astin © Junio de 1968 por Scientific American, Inc. Todos los derechos reservados.

Cuando se expresan las medidas, pueden usarse abreviaturas para las unidades. El estudiante debe familiarizarse con aquellas que se usan con más frecuencia.

Usando el instrumento de medición apropiado, pueden medirse las propiedades de un objeto y, por tanto, describirlo. En la Figura 1-2 se da una descripción así. A veces se usa una combinación de medidas para expresar una propiedad. Por ejemplo, el volumen de un sólido rectangular es el producto de su largo, altura y ancho, como en la Figura 1-2. Cuando un objeto se está moviendo con una cierta rapidez, puede expresarse esto enunciando la distancia (longitud) recorrida en un cierto intervalo de tiempo. Es decir, puede expresarse una rapidez en términos de kilómetros por hora. Como se verá, muchas otras propiedades y fenómenos pueden expresarse en términos de algunas combinaciones de unidades básicas.

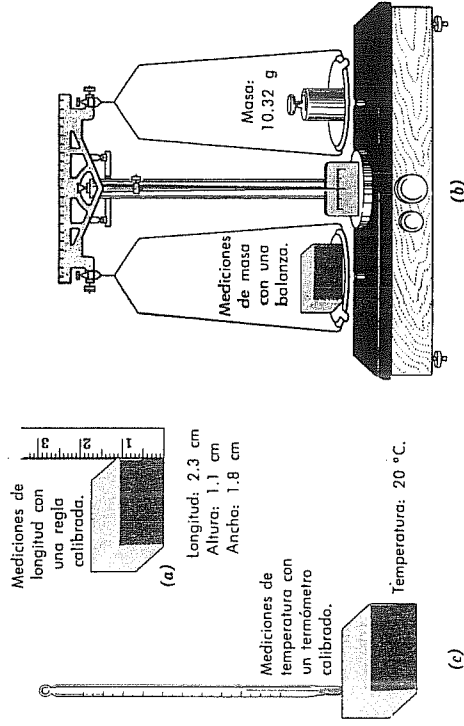


Figura 1-2 La medición de las cualidades básicas de un objeto.

1-3 Prefijos y conversiones de unidades

En la ciencia a veces se requiere llevar a cabo mediciones relacionadas con cantidades muy pequeñas o muy grandes. La Figura 1-3 ilustra la variedad en el tamaño de los objetos, desde los microscópicos (muy pequeños), a los macroscópicos (tamaño normal), hasta los megascópicos (muy grandes). Las unidades básicas del sistema métrico están ideadas para permitir la medición conveniente de cantidades normales de tamaño macroscópico. Ya que a menudo es necesario realizar mediciones que son múltiplos grandes o fracciones diminutas de estas unidades básicas, serían más convenientes unidades adicionales que se refirieran a múltiplos mayores o menores de las unidades básicas, en lugar de éstas. Sin embargo, en vez de usar términos diferentes para estas nuevas unidades, se ha desarrollado un sistema de prefijos que pueden usarse con las unidades básicas. Los prefijos representan algún múltiplo o fracción de la unidad básica. En la Tabla 1-2 se dan los usados en el sistema métrico. Por ejemplo, en lugar de dar una distancia como 5 000 m, resulta conveniente usar 5,000 km (kilómetros). Una vez más, normalmente se usan abreviaturas para estas unidades, de manera que es necesario familiarizarse con los prefijos y sus significados. Algunos instrumentos de medición permiten realizar las mediciones directamente en términos de un submúltiplo de una unidad. Por ejemplo, puede usarse una regla especial para medir una distancia en términos de centímetros (cm) o un reloj especial para medir el tiempo en términos de milisegundos (mseg).

A veces es necesario convertir una medida dada en un múltiplo o submúltiplo de una unidad en otra. Esto puede hacerse multiplicando la medida por un factor de conversión. La naturaleza del factor puede determinarse a partir de los significados de los prefijos en cuestión. Por ejemplo, ya que

Tabla 1-2 Prefijos de unidades

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera	T	10 ¹² veces la unidad básica	Tg(teragramo) = 10 ¹² g
giga	G	10 ⁹ veces la unidad básica	Gm(gigámetro) = 10 ⁹ m
mega	M	10 ⁶ veces la unidad básica	Mg(megagramo) = 10 ⁶ g
— kilo	k	10 ³ veces la unidad básica	km(kilómetro) = 10 ³ m
hecto	h	10 ² veces la unidad básica	hsh(hectosegundo) = 10 ² seg
deca	da	10 ¹ veces la unidad básica	dam(decámetro) = 10 ¹ m
deci	d	10 ⁻¹ veces la unidad básica	dg(decigramo) = 10 ⁻¹ g
centi	c	10 ⁻² veces la unidad básica	cm(centímetro) = 10 ⁻² m
— mili	m	10 ⁻³ veces la unidad básica	mm(milímetro) = 10 ⁻³ m
micro	μ	10 ⁻⁶ veces la unidad básica	μs(microsegundo) = 10 ⁻⁶ seg
nano	n	10 ⁻⁹ veces la unidad básica	ng(nanogramo) = 10 ⁻⁹ g
pico	p	10 ⁻¹² veces la unidad básica	pg(picogramo) = 10 ⁻¹² g
femto	f	10 ⁻¹⁵ veces la unidad básica	fs(femtosegundo) = 10 ⁻¹⁵ seg
ato	a	10 ⁻¹⁸ veces la unidad básica	am(átómetro) = 10 ⁻¹⁸ m

Los prefijos que se dan en letra de color son los que se usan con más frecuencia.

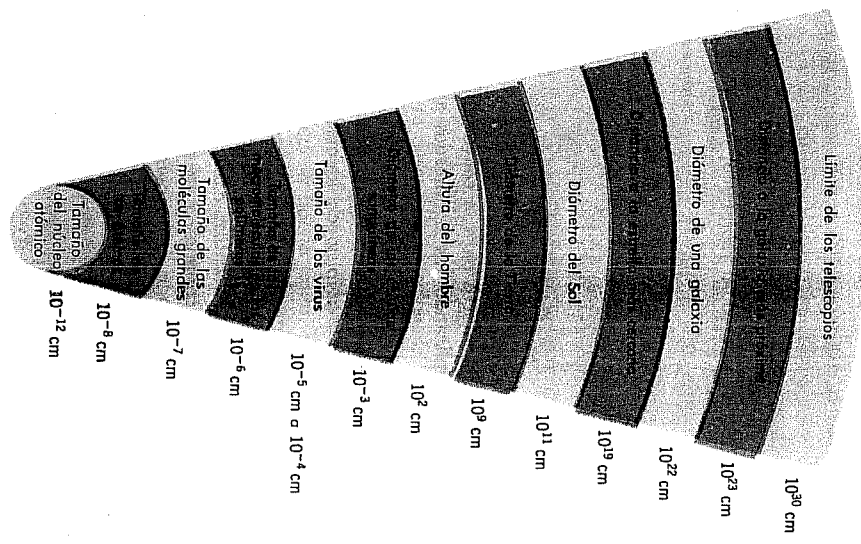


Figura 1-3 Rangos en el tamaño de los objetos y distancias en el Universo

10³m = 1 km

los factores que relacionan las unidades metros y kilómetros, son

$\left(\frac{10^3\text{m}}{1\text{km}}\right)$ y $\left(\frac{1\text{km}}{10^3\text{m}}\right)$

El primer factor puede usarse para convertir una medida en kilómetros a metros y la segunda puede usarse para convertir una medida en metros a kilómetros. El primer factor afirma que existen 1000 (10³) metros por kilómetro y el segundo afirma que en cada kilómetro hay 1000 (10³) metros.

Los múltiplos y fracciones de diez pueden representarse, expresando diez elevado a una potencia. Se usan exponentes positivos para representar múltiplos de diez.

$$\begin{aligned} 100 &= (10)(10) = 10^2 \\ 1000 &= (10)(10)(10) = 10^3 \\ 10000 &= (10)(10)(10)(10) = 10^4 \end{aligned}$$

Los exponentes negativos se usan para representar fracciones de diez.

$$\begin{aligned} \frac{1}{10} &= 0.1 = 10^{-1} \\ \frac{1}{100} &= 0.01 = 10^{-2} \\ \frac{1}{1000} &= 0.001 = 10^{-3} \end{aligned}$$

Pueden deducirse factores análogos para la conversión de una unidad a otra con algún prefijo, aplicando los significados apropiados de los prefijos.

Ejemplo 1-1 Convertir la medida $5.00 \times 10^4 \text{ m}$ a kilómetros.

Esta conversión puede realizarse multiplicando la medida por el factor apropiado:

$$5.00 \times 10^4 \text{ m} \left(\frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \right) = 50.0 \text{ km}$$

Nótese que las unidades metro se cancelan y la porción numérica del factor de conversión (10^3) se divide entre la parte numérica de la medición para obtener la respuesta final.

Notación científica. Los números grandes y pequeños pueden representarse en una forma llamada notación científica. Para escribir un número en la forma estándar de notación científica, se mueve el punto decimal, de modo que quede un dígito a la izquierda:

$$3.0200. \quad 0.00421$$

Entonces se escriben todos los dígitos significativos con el punto decimal en esta posición y se multiplican estos dígitos por diez elevado a la potencia correspondiente al número de posiciones que se ha movido el punto decimal:

$$3.02 \times 10^4 \quad 4.21 \times 10^{-3}$$

Si el punto decimal se mueve hacia la izquierda, el exponente es positivo; si se mueve hacia la derecha, el exponente es negativo. Resulta conveniente escribir los números en notación científica, ya que no tienen que escribirse numerosos ceros y puede expresarse el número exacto de dígitos significativos. Por supuesto, un número escrito en notación científica puede convertirse a la forma usual, moviendo el punto decimal, el número de posiciones indicadas en la potencia de diez:

$$\begin{aligned} 6.00 \times 10^4 &= 60000 \\ 2.72 \times 10^{-4} &= 0.000272 \end{aligned}$$

Problema 1-1 Convertir la medida $6.00 \times 10^3 \text{ mg}$ a gramos.

Cuando convertimos una medida de un prefijo unidad a otro, es conveniente convertir la medida a una unidad básica usando un factor de conversión y entonces, por el uso de otro factor de conversión, se convierte la unidad básica al prefijo unidad deseado. En otras palabras, la medida original es multiplicada por dos factores de conversión obteniendo las unidades deseadas.

Ejemplo 1-2 Convertir la medida 6.00 kseg a milisegundos.

Primero, la medida puede convertirse a segundos, usando el factor que relaciona los kilosegundos con los segundos; entonces, pueden convertirse los unidades a milisegundos, usando el factor que relaciona los segundos con los milisegundos:

$$6.00 \text{ kseg} \left(\frac{10^3 \text{ seg}}{\text{kseg}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ mseg}}{\text{seg}} \right) = 6.00 \times 10^6 \text{ mseg}$$

Las unidades que no se desean se cancelan. El lector podría preguntarse cómo es posible que se cancelen las unidades. En realidad, las unidades pueden tratarse como términos algebraicos y pueden cancelarse y multiplicarse. En el ejemplo de arriba, los kilosegundos y, después, los segundos aparecen en el numerador y el denominador y, por lo tanto, se cancelan. Las partes numéricas de los factores de conversión se usan para ajustar la parte numérica de la medida a la magnitud apropiada, asociada con las unidades deseadas.

Ocasionalmente, pueden realizarse las mediciones en el sistema inglés (americano) de unidades y deben convertirse a unidades métricas. Esto requiere el uso de los factores de conversión apropiados. En la Tabla 1-3 se dan algunos factores de conversión comunes. Frecuentemente es necesario usar más de un factor de conversión en una conversión pero, para la mayoría de las conversiones bastará un número limitado de factores. Por ejemplo, cuando se convierte una longitud de pies a centímetros, sería más fácil convertir los pies a pulgadas y después las pulgadas a centímetros. Si se desea convertir 24.0 pies a centímetros, la conversión podría realizarse como sigue:

$$24.0 \text{ pies} \left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \right) \left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}} \right) = 732 \text{ cm}$$

Sólo es necesario aprender unos cuantos factores de conversión convenientes.

Ejemplo 1-3 Expresar la distancia 25.0 cm en millas.

Un procedimiento para este problema sería convertir los centímetros a pulgadas, las pulgadas a pies y los pies a millas. Esto requeriría estos tres factores de conversión:

$$\left(\frac{1 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}} \right) \left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}} \right) \text{ y } \left(\frac{1 \text{ mi.}}{5280 \text{ pies}} \right)$$

La solución al problema, usando estos factores sería

$$25.0 \text{ cm} \left(\frac{1 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}} \right) \left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}} \right) \left(\frac{1 \text{ mi}}{5280 \text{ pies}} \right) = 1.552 \times 10^{-4} \text{ mi}$$

Tabla 1-3 Factores de conversión básicos del sistema inglés al métrico

Relación	Factor inglés a métrico	Factor métrico a inglés
1 pulgada(pulg) = 2.54 cm	$\left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1.000 \text{ pulg}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}}\right)$
1 pie (pie) = 0.305 m	$\left(\frac{0.305 \text{ m}}{1.000 \text{ pie}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ pie}}{0.305 \text{ m}}\right)$
1 yarda(yd) = 0.914 m	$\left(\frac{0.914 \text{ m}}{1.000 \text{ yd}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ yd}}{0.914 \text{ m}}\right)$
1 milla(mi) = 1.609 km	$\left(\frac{1.609 \text{ km}}{1.000 \text{ mi}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ mi}}{1.609 \text{ km}}\right)$
1 pinta = 0.473 l (litro)*	$\left(\frac{0.473 \text{ l}}{1.000 \text{ pinta}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ pinta}}{0.473 \text{ l}}\right)$
1 cuarto = 0.946 l (litro)	$\left(\frac{0.946 \text{ l}}{1.000 \text{ cuarto}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ cuarto}}{0.946 \text{ l}}\right)$
1 galón = 3.79 l (litros)	$\left(\frac{3.79 \text{ l}}{1.000 \text{ galón}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ galón}}{3.79 \text{ l}}\right)$
1 libra(lb) = 454 g	$\left(\frac{454 \text{ g}}{1.000 \text{ lb}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ lb}}{454 \text{ g}}\right)$
1 onz(oz) = 28.3 g	$\left(\frac{28.3 \text{ g}}{1.000 \text{ oz}}\right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ oz}}{28.3 \text{ g}}\right)$

* Ver la sección siguiente acerca de la definición de litro.

Cuando se llevan a cabo cálculos relacionados con varios factores, surgen dos preguntas: Primero, ¿cuántos dígitos significativos deben expresarse en la respuesta? Segundo, ¿dónde debe localizarse el punto decimal en la respuesta? Generalmente, en un cálculo relacionado con multiplicación y división, la respuesta no debe tener más dígitos que el factor menos exacto. No obstante, existen excepciones a esta generalización. En este libro, la mayoría de los cálculos se expresan hasta la aproximación proporcionada por una regla de cálculo. La aproximación de una regla de cálculo se refiere al número de dígitos que pueden leerse en una regla de cálculo — tres dígitos significativos para números que empiezan con cualquier de los dígitos del dos al nueve y cuatro dígitos significativos para los números que empiezan con el dígito uno. La regla de cálculo puede usarse para obtener los dígitos de la respuesta, pero no indica convenientemente la posición del punto decimal. La posición de un punto decimal en un cálculo puede determinarse expresando los números en notación científica y, a continuación, agrupando las potencias de diez.

$$2.50 \times 10^3 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ lb}}{454 \text{ g}}\right) \left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \times 10^3 \text{ pie}}\right) \left(\frac{1 \text{ mi}}{5280 \times 10^3 \text{ pie}}\right)$$

$$\left(\frac{2.54 \times 10^3 \times 1.2 \times 5280}{10^3 \times 10^3}\right) \left(\frac{10^3}{10^3}\right) \text{ mi} = 0.552 \times 10^3 \text{ mi} = 1.552 \times 10^3 \text{ mi}$$

$$\times 10^{-3} \text{ mi} = 1.552 \times 10^3 \text{ mi}$$

Si los dígitos de la respuesta se determinan mediante una regla de cálculo, la posición del punto decimal puede deducirse aproximando la respuesta como se muestra a continuación.

$$25.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ lb}}{454 \text{ g}}\right) \left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}\right) \left(\frac{1 \text{ mi}}{5280 \text{ pies}}\right) = 1.552 \text{ mi (Respuesta sin punto decimal)}$$

La aproximación de la respuesta se encuentra redondeando los números hasta un dígito y, a continuación, realizando los cálculos.

$$2 \times 10^1 \left(\frac{1}{2}\right) \left(\frac{1}{1 \times 10^2}\right) \left(\frac{1}{5 \times 10^3}\right) \text{ mi}$$

$$\left(\frac{2}{2 \times 5}\right) \left(\frac{10^1}{10^1 \times 10^2 \times 10^3}\right) \text{ mi} = 0.2 \times 10^{-3} \text{ mi} = 2 \times 10^{-4} \text{ mi} = 2 \times 10^{-4} \text{ mi}$$

Como la respuesta aproximada es 2×10^{-4} mi, la posición del punto decimal en el resultado calculado es 1.552×10^{-3} mi.

En la discusión anterior se usaron factores de conversión para convertir una medida de un conjunto de unidades a otro. De hecho, se usan muchos factores de conversión en nuestra vida cotidiana. Por ejemplo, supongamos que se desea saber cuánto tiempo tardaremos en realizar un viaje en automóvil de 250 kilómetros si se conduce a una velocidad promedio de 50 kilómetros por hora (50 km/hr). Usando la rapidez como un factor de conversión, podemos determinar el tiempo requerido. El cálculo sería

$$250 \text{ km} \left(\frac{1 \text{ hr}}{50 \text{ km}}\right) = 5 \text{ hr}$$

Por supuesto, comúnmente no se calcula la respuesta de un problema así en esta manera formal, pero la cuestión es que a menudo usamos los factores de conversión.

Como otro ejemplo, considérese el hecho de que el precio de las manzanas normalmente se da en términos del costo por kilogramo. Ese precio realmente es un factor de conversión que nos permite determinar el costo de un número específico de manzanas. Supongamos que las manzanas cuestan 6 pesos por kilogramo (\$6/kg) y que decíamos comprar 2.6 kg. El costo sería

$$2.6 \text{ kg} \left(\frac{\$6}{1 \text{ kg}}\right) = 15.60$$

Existen muchos otros factores de conversión que usamos en nuestra vida cotidiana. ¿Podría el lector nombrar unos cuantos?

Dado que el uso de los factores de conversión es importante en la química, consideremos las razones por las que pueden usarse estos factores. (Ver Apéndice II.) Los factores de conversión expresan una relación entre dos unidades (o propiedades). Por ejemplo, se sabe que la relación entre las pulgadas y los pies es

$$1 \text{ pie} = 12 \text{ pulg}$$

A partir de esta relación podemos obtener un factor de conversión para convertir de pulgadas a pies y un factor para convertir de pies a pulgadas. El primer factor se obtiene dividiendo ambos miembros de la relación entre 12 pulg. Esto da

$$\left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}\right) = 1$$

El segundo factor puede obtenerse dividiendo ambos miembros entre 1 pie. Esto da

$$1 = \left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}}\right)$$

Qué factor se usa en una conversión, depende de si se desea convertir de pies a pulgadas o viceversa. Nótese que, en realidad, ambos factores son equivalentes a uno y, por lo tanto, cuando se multiplica una cantidad por tal factor, esencialmente se multiplica por uno. De esta manera no se altera fundamentalmente la cantidad; sólo se convierte de modo que se exprese en términos de otra unidad (o propiedad). Factores como los anteriores, que son equivalentes a uno, se llaman **factores unitarios**.

Ejemplo 1-4 Convertir 8.00 pies a pulgadas.

Esto puede llevarse a cabo, multiplicando la medida por el factor unitario que relaciona las pulgadas con los pies.

$$8.00 \text{ pie} \left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}}\right) = 96.0 \text{ pulg}$$

Nótese que se elige el factor de una manera lógica que permite la cancelación de las unidades no deseadas y produce la respuesta en términos de la unidad deseada. Nótese también que se usa la parte numérica del factor en el cálculo de la porción numérica de la respuesta.

Ya que los factores de conversión pueden considerarse como factores unitarios, el estudiante puede ver que es posible multiplicar una cantidad por cualquier número de factores de manera que se obtenga el resultado deseado.

Ejemplo 1-5 Convertir 2.50 hr a segundos.

Un procedimiento para este problema es convertir las horas a minutos y, después, los minutos a segundos. Esto requerirá el factor unitario que relaciona los minutos con las horas,

$$\left(\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ hr}}\right)$$

y el factor que relaciona los segundos con los minutos,

$$\left(\frac{60 \text{ seg}}{1 \text{ min}}\right)$$

La solución al problema, usando estos factores, es

$$2.50 \text{ hr} \left(\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ hr}}\right) \left(\frac{60 \text{ seg}}{1 \text{ min}}\right) = 9.00 \times 10^3 \text{ seg}$$

Nótese que resultan las unidades deseadas cuando se cancelan algebraicamente las horas y los minutos. Si se hubieran usado los factores equivocados, no se hubieran trabajado las unidades correctamente.

Problema 1-2 Convertir 20.0 mi o centímetros. Convertir 1.000 día a minutos.

1-4 Medidas de volumen

Con frecuencia, en nuestra vida cotidiana, nos referimos a medidas de volúmenes y áreas. Por ejemplo, nos referimos a la capacidad de la cámara de un pistón en términos de centímetros cúbicos y a las dimensiones de una alfombra en términos de metros cuadrados. En la química podemos expresar los volúmenes en términos de longitud cúbica (metros cúbicos, centímetros cúbicos) y el área en términos de longitud al cuadrado (metros cuadrados, centímetros cuadrados).

Elevar al cuadrado un número significa multiplicar el número por sí mismo. Esta operación se representa mediante un superíndice 2 en seguida del número: $3^2 = (3)(3) = 9$. Elevar al cubo un número significa multiplicar el número por sí mismo tres veces. Esta operación se representa por un superíndice 3 en seguida del número: $3^3 = (3)(3)(3) = 27$. También es posible expresar el cuadrado o el cubo de una unidad cuando se multiplican medidas de las mismas unidades. Así, m^2 significa metro cuadrado y representa $(\text{m})(\text{m})$; cm^3 significa centímetro cúbico y representa $(\text{cm})(\text{cm})(\text{cm})$.

¿Qué unidades usamos al expresar volúmenes y áreas? Como las áreas comprenden longitud al cuadrado, es mejor usar la unidad de longitud elevada a la potencia de exponente dos como unidad de área. Así, puede expresarse el área en pie^2 (pies cuadrados), pulg^2 (pulgadas cuadradas), cm^2 (centímetros cuadrados) o m^2 (metros cuadrados). Del mismo modo, la unidad de longitud elevada a la potencia de exponente tres puede usarse como unidad de volumen. Por ejemplo, pulg^3 (pulgadas cúbicas), pie^3 (pies cúbicos), cm^3 (centímetros cúbicos) o m^3 (metros cúbicos). Este es otro ejemplo de como pueden tratarse las unidades algebraicamente. Por ejemplo, si un objeto tiene un volumen de 5.00 m^3 (cinco metros cúbicos), las unidades corresponden a la unidad metro elevada al cubo ($\text{m m m} = \text{m}^3$).

Cuando se trabaja con volúmenes de líquidos no siempre se usan las unidades de pie^3 o pulg^3 sino que se usan litros o galones. En otras palabras, se usan unidades especiales de volumen.

En química se ha definido una unidad especial de volumen para la medición de volúmenes de líquidos y gases. Esta unidad se llama litro, l, y se define como un volumen igual a 1000 cm^3 (ver Figura 1-4);

$$1 \text{ litro} = 10^3 \text{ cm}^3$$

Los mismos prefijos que se usan con las unidades básicas pueden usarse con el litro. De modo que es posible referirse a un mililitro, ml (10⁻³l), o un microlitro, μ l (10⁻⁶l).

¿Cuál es la relación entre un ml y un cm³? Esta puede determinarse a partir de la definición de litro, como sigue:

$$\left(\frac{10^3 \text{ml}}{1 \text{l}}\right) \left(\frac{1 \text{l}}{10^3 \text{cm}^3}\right) = \left(\frac{1 \text{ml}}{1 \text{cm}^3}\right)$$

En otras palabras, 1 ml es el mismo incremento de volumen que 1 cm³. Nótese que, a partir de la definición de litro, podemos expresar los factores unitarios

$$\left(\frac{1 \text{l}}{10^3 \text{cm}^3}\right),$$

$$\left(\frac{10^3 \text{cm}^3}{1 \text{l}}\right),$$

$$\left(\frac{1 \text{l}}{10^3 \text{ml}}\right),$$

y

$$\left(\frac{10^3 \text{ml}}{1 \text{l}}\right)$$

Ejemplo 1-6 ¿Qué volumen en litros ocupa un gas si está contenido en una coja que mide 10.00 cm de altura, 20.0 cm de largo y 30.0 cm de ancho? El volumen de un sólido rectangular así está dado por el producto de la base, la altura y el ancho ($V = bhW$). Por tanto, el volumen del gas se encuentra multiplicando la base, la altura y el ancho Y, a continuación, convirtiendo el volumen resultante en cm³ a litros.

$$(10.00 \text{ cm}) (20.0 \text{ cm}) (30.0 \text{ cm}) \left(\frac{1 \text{l}}{10^3 \text{cm}^3}\right) = 6.00 \times 10^2 \text{cm}^3 \left(\frac{1 \text{l}}{10^3 \text{cm}^3}\right) = 6.00 \text{l}$$

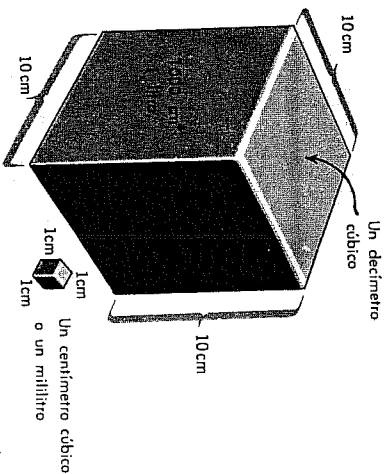


Figura 1-4 El litro es equivalente al volumen ocupado por un cubo que mide 10 cm (3.94 pulg) por lado. El litro es equivalente a 1.057 cuartos.

Nótese que en este problema, primero se calculó el volumen Y, después, se aplicó un factor unitario para obtener las unidades deseadas.

Ejemplo 1-7 ¿Cuál es el área de una superficie rectangular que tiene una base de 20.0 pies y una altura de 10.00 pies?

El área está dada por el producto de la base y la altura:

$$(20.0 \text{ pie})(10.00 \text{ pie}) = 200 \text{ pie}^2$$

Algunas veces es necesario convertir unidades múltiples de un sistema a unidades múltiples de otro sistema. En tal caso, el factor normal de

conversión será elevado a una potencia adecuada. Por ejemplo, si queremos convertir pulgadas cuadradas a centímetros cuadrados, podemos usar el factor cuadrado que relaciona centímetros con pulgadas.

$$\left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}}\right)^2 = \left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}}\right) \left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}}\right) = \left(\frac{6.45 \text{ cm}^2}{1 \text{ pulg}^2}\right)$$

Entonces, este es un factor unidad que al elevarlo al cuadrado el resultado es un factor unidad y podemos usarlo como un factor que relaciona unidades cuadradas.

Ejemplo 1-8 ¿Cuántos cm² existen en 200 pulg² de área rectangular? Esto puede hallarse multiplicando los 200 pulg² por un factor para convertir pulgadas cuadradas a centímetros cuadrados. Este factor puede obtenerse elevando al cuadrado el factor de conversión básica como se muestra arriba.

$$200 \text{ pulg}^2 \left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}}\right)^2 = 200 \text{ pulg}^2 \left(\frac{2.54^2 \text{ cm}^2}{1 \text{ pulg}^2}\right) = 200 \text{ pulg}^2 \left(\frac{6.45 \text{ cm}^2}{1 \text{ pulg}^2}\right) = 1290 \text{ cm}^2$$

Nótese que cuando se eleva a una potencia un factor de conversión, se elevan a esa potencia todos los números y unidades que aparecen en el factor. Es más, nótese una vez más cómo se cancelan las unidades no deseadas y se obtiene la unidad deseada.

Problema 1-3 ¿Cuál es el volumen en litros de una coja cúbica que mide 11.10 pulg por lado? El volumen de un cubo es $V = (\text{lado})^3$.

Este problema requerirá encontrar primero el volumen en pulg³, convertirlo a cm³ Y, a continuación, a volumen en litros.

1-5 Instrumentos de medición

Las propiedades básicas asociadas con la materia se miden con aparatos que se calibran cuidadosamente por comparación con estándares definidos. Las **mediciones de tiempo** comúnmente se llevan a cabo usando **relojes mecánicos** que están diseñados de manera que el movimiento de las manecillas corresponda al paso de cantidades de tiempo definidas. Las **medidas de longitud** se encuentran usando trozos rectos de metal o madera que se han calibrado por comparación con una longitud estándar. Por ejemplo, en una regla métrica, las distancias entre las marcas se establecen mediante la unidad de referencia métrica estándar. Normalmente, una regla métrica se marca de manera que la distancia entre las líneas sucesivas corresponda a 1/1000 de metro. En otras palabras, las distancias entre líneas sucesivas corresponden a distancias de un milímetro. Normalmente se numera cada décima marca. Por tanto, la distancia entre líneas numeradas corresponde a 10 milímetros o 1 centímetro (1 cm = 10 mm). Las longitudes de los objetos pueden medirse por comparación con la regla métrica estándar como se ilustra en la Figura 1-5. La masa de un objeto se mide comparándola con las masas estándar de referencia. Normalmente existen trozos de metal que se han calibrado por comparación con la unidad estándar de masa. Tales masas reciben el nombre de **pesas**. Las comparaciones de las masas, acción de pesar, se realiza usando una **balanza**. El término **pesar** es un tanto confuso. Téngase presente que cuando se pesa un objeto en una balanza, se determina la masa del objeto y no su peso. Fundamentalmente, una balanza consiste de un soporte con un extremo afilado conocido como **cuchilla**.

(Ver la Figura 1-6.) Se equilibra un brazo metálico sobre esta cuchilla, de modo que la masa del brazo a uno y otro lado de la cuchilla sea la misma. Si se coloca un objeto de masa desconocida en uno de los lados del brazo, éste ya no permanecerá en una posición horizontal, equilibrada. Ahora bien, si se coloca el número correcto de masas calibradas (pesas) en el otro extremo del brazo, éste volverá a la posición horizontal, equilibrada. Una vez que se ha recuperado esta posición, la masa del objeto debe ser igual a la masa total de las masas calibradas que se usaron. La mayoría de las balanzas funcionan basándose en un principio semejante a esta imagen simplificada de la operación de pesar. Sin embargo, el diseño de las balanzas varía considerablemente, como se muestra en la Figura 1-7 (ver la página 20).

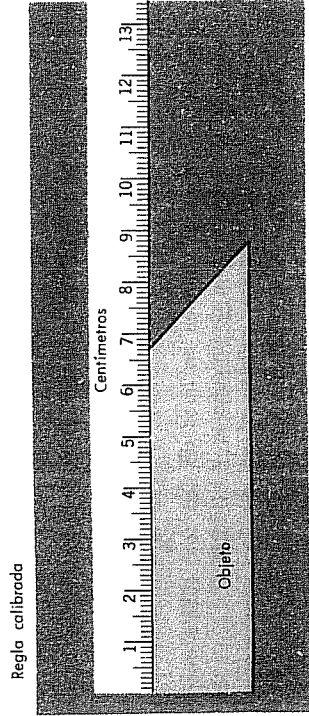
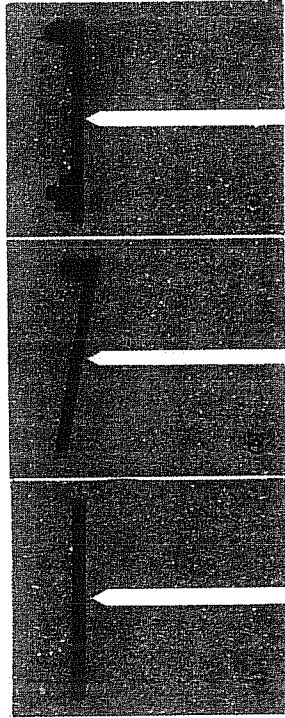


Figura 1-5 Las dimensiones de longitud de un objeto regular pueden medirse por comparación con una regla calibrada.



Fundamentalmente, una balanza consiste de un soporte con un extremo afilado, llamado cuchilla. Un brazo metálico se equilibra sobre esta cuchilla. El brazo se equilibra de modo que su masa a uno y otro lado de la cuchilla sea la misma. Si un objeto de masa desconocida se coloca en uno de los lados del brazo, el brazo ya no permanecerá en una posición horizontal equilibrada. El brazo ya no quedará balanceado. Si se coloca el número correcto de masas calibradas en el otro extremo del brazo, éste regresará a la posición horizontal equilibrada.

Una vez que se ha recuperado la posición equilibrada, la masa del objeto será igual a la masa total de las masas calibradas que se usen.

1-6 Factores de conversión de propiedad

Los factores de conversión discutidos anteriormente proporcionan la conversión de una medida, de una unidad con prefijo a otra o de un sistema de unidades a otro. Muchas relaciones físicas comprenden la definición de una cantidad como una función de una o más propiedades fundamentales. Estas cantidades definidas se usan para describir objetos o fenómenos. Por ejemplo, dado que la materia tiene las propiedades de ocupar espacio y poseer masa, una buena manera de distinguir entre varios tipos de materia es determinar la cantidad de masa que existe en un volumen específico de cada tipo. Como se verá posteriormente, los volúmenes de los objetos pueden cambiar con la temperatura, por tanto es necesario realizar las mediciones de la cantidad de masa en un volumen específico a una temperatura específica. Tal propiedad se llama **densidad, D**, de una sustancia y puede definirse como la masa de una sustancia en una unidad de volumen de la sustancia a una temperatura específica. Las unidades reales usadas para la masa y el volumen dependen del sistema de medición usado. Con más frecuencia, las unidades usadas son los gramos para la masa y los centímetros cúbicos o mililitros para el volumen. La densidad puede definirse como

$$D = \left[\frac{\text{número de gramos}}{\text{volumen unitario (cm}^3 \text{ o ml)}} \right]$$

Por tanto, la densidad es el número de gramos de una sustancia por centímetro cúbico o mililitro de la sustancia (#g/ml o bien #g/cm³). Normalmente, cuando se dan las densidades, también se da la temperatura a la cual se determinaron. La densidad de una sustancia puede determinarse, midiendo la masa de una muestra de la sustancia y el volumen ocupado por la muestra. A continuación, dividiendo la masa entre el volumen, puede expresarse la densidad como la cantidad de masa por unidad de volumen. El cálculo de la densidad en esta forma es semejante a muchos cálculos que vamos a usar. Por ejemplo, cuando deseamos determinar cuántos kilómetros por litro de gasolina está usando nuestro automóvil, dividimos el total de kilómetros recorridos entre el número de litros usados y se obtiene una expresión del número de kilómetros por volumen unitario de gasolina (el número de kilómetros por litro).

Ejemplo 1-9 ¿Cuál es la densidad de una sustancia a una cierta temperatura, si se encuentra que una muestra de 20.0 g de la sustancia tiene un volumen de 30.0 ml?

Puede dividirse la masa entre el volumen para dar la masa por unidad de volumen; la densidad.

$$D = \left(\frac{20.0 \text{ g}}{30.0 \text{ ml}} \right) = .667 \text{ g/ml o } .667 \text{ g/cm}^3$$

La densidad de una sustancia es una cantidad descriptiva que siempre será la misma, sin importar con cuánta sustancia se esté trabajando. La

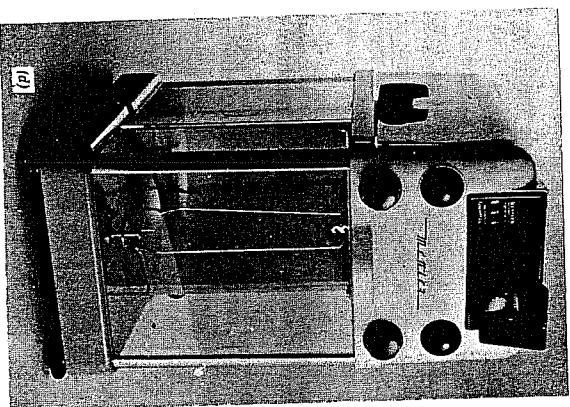
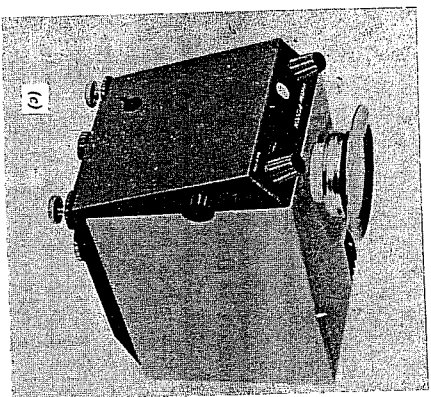
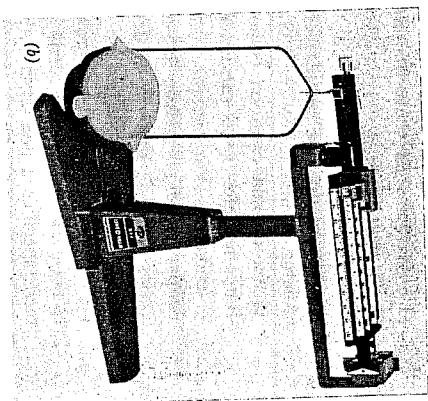
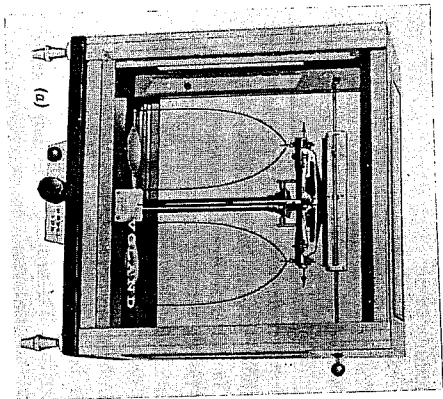


Figura 1-7 Algunos balanzas típicas. a) Balanza de dos plattitas. b) Balanza de brazo triple. c) Balanza de carga por arriba. d) Balanza automática de un solo platillo.

densidad de una sustancia expresa la relación entre la masa y el volumen de la sustancia. Consecuentemente, la densidad puede usarse como un factor de conversión de propiedad (un factor unitario) para convertir del volumen de una sustancia a la masa de esa sustancia, usando el factor

$$\left(\frac{\#g}{1\text{ cm}^3}\right)$$

o de la masa al volumen, usando el factor

$$\left(\frac{1\text{ cm}^3}{\#g}\right)$$

Nótese que este último factor es el inverso o recíproco de la densidad. Se dice que dos cantidades son recíprocas o inversas (multiplicativas) entre sí, si dan como producto 1:

$$2 \text{ y } \frac{1}{2} \text{ son inversos entre sí ya que } 2 \times \frac{1}{2} = 1, \quad \frac{3}{4} \text{ y } \frac{4}{3} \text{ son recíprocos dado que } \frac{3}{4} \times \frac{4}{3} = 1.$$

El recíproco de una fracción o factor se encuentra cambiando las posiciones del numerador y el denominador o "invirtiendo la cantidad". Por tanto, el recíproco de la densidad ($\#g/\text{cm}^3$) es

$$\left(\frac{1\text{ cm}^3}{\#g}\right)$$

Para usar un factor de conversión como la densidad deben decidirse las unidades de la cantidad que se desea hallar y, entonces, usar el factor, o el inverso del factor, para convertir los datos dados a la respuesta deseada. Es decir, si se conoce el volumen, puede usarse la densidad para convertir a masa:

$$\text{volumen} \left(\frac{\text{masa}}{\text{volumen}}\right) = \text{masa}$$

Por otra parte, si se conoce la masa, puede usarse el inverso de la densidad para convertir a volumen:

$$\text{masa} \left(\frac{\text{volumen}}{\text{masa}}\right) = \text{volumen}$$

Ejemplo 1-10 ¿Cuál es la masa de 20.0 cm³ de una sustancia que tiene una densidad de 2.50 g/cm³ a la temperatura a la cual se midió el volumen? Puede multiplicarse el volumen por la densidad para convertir el volumen de la muestra a masa de la muestra:

$$20.0\text{ cm}^3 \left(\frac{2.50\text{ g}}{1\text{ cm}^3}\right) = 50.0\text{ g}$$

Ejemplo 1-11 ¿Cuál es el volumen de 10.00 g de una sustancia que tiene una densidad de 0.500 g/cm³?

Puede multiplicarse la masa por el inverso de la densidad para convertir la masa de la muestra a volumen:

$$10.00\text{ g} \left(\frac{1\text{ cm}^3}{0.500\text{ g}}\right) = 20.0\text{ cm}^3$$

Problema 1-4 ¿Cuál es la densidad de una sustancia metálica si una muestra de 2.00 g tiene un volumen de 0.0985 cm³?

Problema 1-5 ¿Cuál es la masa de una muestra de 2.00 ml de una sustancia que tiene una densidad de 0.797 g/cm³?

Algunas veces una propiedad del factor de conversión es usado junto con factores de conversión unidad para cambiarlo de una propiedad a un conjunto de unidades a otra propiedad expresándola en diferentes unidades.

Ejemplo 1-12 ¿Cuál es el volumen en litros de 50.0 g de una sustancia que tiene una densidad de 0.500 g/cm³?

Puede convertirse la masa a volumen en cm³ usando el inverso de la densidad; a continuación puede expresarse el volumen en litros:

$$50.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ cm}^3}{0.500 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ cm}^3} \right) \left(\frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ ml}} \right) = 0.1000 \text{ l}$$

Problema 1-6 ¿Cuál es el volumen en mililitros de una muestra de 20.0 g de un gas que tiene una densidad de 5.27 g/l? (Con frecuencia, las densidades de los gases se expresan en gramos por litro.)

1-7 Calor y temperatura

Como se hizo notar al principio, las diversas formas de la energía pueden interconvertirse. Una forma de la energía que experimentamos con frecuencia en nuestro medio ambiente es el calor. Asociamos el calor con los cuerpos calientes y posteriormente averiguaremos que la energía calorífica de un cuerpo es principalmente el resultado del movimiento de las diminutas partículas constituyentes del cuerpo. El calor es una forma conveniente de la energía porque puede transferirse de un cuerpo a otro como un resultado del contacto entre los cuerpos. Este proceso se llama conductancia. Además, puede transferirse por radiación o por convección (ver la Figura 1-8). Otras formas de energía pueden convertirse en calor y, a continuación, pueden medirse. Experimentamos el calor todo el tiempo, pero ¿cómo puede medirse y qué unidades usamos para expresar estas medidas? Diremos que cuando un cuerpo se calienta adquiere energía calorífica. Se dirá que un cuerpo está en un cierto estado térmico y que cuando gana energía calorífica cambia hacia otro estado térmico más alto. Sin embargo, antes de considerar la medición del calor, consideremos como se miden los grados de más caliente o más frío, o temperatura.

Los cuerpos pueden describirse fácilmente de acuerdo con su estado térmico. Para dar el grado de más caliente o más frío de los cuerpos, es necesario establecer una escala relativa de comparación llamada **escala de temperatura**. Un cuerpo que tiene una cierta cantidad de energía en la forma de calor, puede decirse que se encuentra en un estado térmico definido. Para establecer una escala de temperatura, es necesario definir un determinado estado térmico como correspondiente a una temperatura determinada. Entonces, puede medirse la diferencia entre este estado térmico y otro, con un aparato para medir temperaturas, y la diferencia puede dividirse en un cierto número de partes llamadas **grados**. Una vez que se ha establecido una escala de temperatura, usando estados tér-

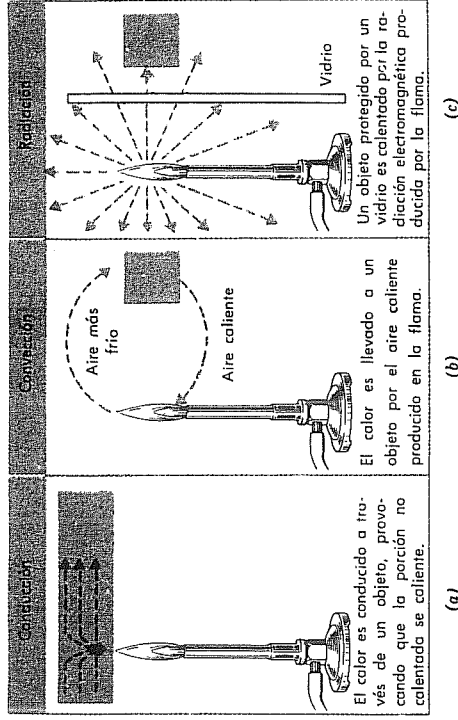


Figura 1-8 Modos de la transferencia de calor.

micos de referencia, pueden usarse los aparatos de medir temperaturas para determinar la temperatura de varios cuerpos.

Existe una importante diferencia entre los conceptos de calor y temperatura. La cantidad de calor asociada con un cuerpo depende de la cantidad de material que contiene, mientras que la temperatura del cuerpo generalmente es la misma para diferentes cantidades. Para ilustrar la diferencia, considérese que está asociado mucho más calor con una fogata que con un cerillo encendido, mientras que las temperaturas pueden ser las mismas.

En la actualidad se usan comúnmente tres escalas de temperatura. En los trabajos científicos se usan la escala **Celsius** y la escala **Kelvin** y la escala **Fahrenheit** se usa como una escala de temperatura no técnica. La escala **Fahrenheit** se estableció hace muchos siglos, usando estados térmicos de referencia que no eran muy seguros. Actualmente, la escala **Fahrenheit** es una escala secundaria y básicamente se define con referencia a las escalas científicas de temperatura. En la escala **Fahrenheit** se usa el símbolo °F para representar un grado. La escala **Celsius** (antiguamente llamada escala centígrada) se definió originalmente, estableciendo el estado térmico correspondiente al punto de congelación del agua como 0° y el estado térmico correspondiente al punto de ebullición del agua como 100°. El grado **Celsius**, °C, se consideró como 1/100 de la diferencia de temperatura entre el punto de fusión y el punto de ebullición del agua. En el siglo XIX, un hombre de ciencia inglés, **Lord Kelvin**, estableció una escala de temperatura más fundamental, que usó como punto de referencia para 0° el estado térmico más bajo posible. Este estado térmico más bajo posible se estableció como 0°K (cero grados Kelvin). Esta temperatura en términos de las otras escalas de temperatura es -273.15 °C, o bien, -459.7 °F. La escala de temperatura establecida por Kelvin se conoce como escala termodinámica o de Kelvin. El tamaño del grado Kelvin, °K, se eligió igual al grado Celsius. Esto se hizo para que hubiera una relación sencilla entre las

escalas Kelvin y Celsius. En realidad no existe una buena razón de por qué se necesitan dos escalas científicas de temperatura, pero ambas se usan. Algunas temperaturas se expresan en grados Kelvin y algunas en grados Celsius. La relación entre las dos escalas se discute en la sección siguiente.

Para tener una escala de temperatura útil, es necesario tener algunos estados térmicos convenientes que se definen como las temperaturas fijas correspondientes. Estos estados térmicos deben ser tales que puedan producirse convenientemente en el laboratorio para fines de calibración. Para proporcionar éstos, se ha establecido la *Escala Internacional Práctica de Temperatura*. La temperatura fundamental de referencia en esta escala se considera como la temperatura a la cual el hielo, el agua líquida y el vapor de agua existen como mezclas estables. Este estado térmico se llama punto triple del agua y se define como 273.16°K ó 0.01°C . La razón de que se seleccione este estado como el estado principal de referencia es que puede reproducirse fácilmente en el laboratorio. En la *Escala Internacional Práctica de Temperatura*, las relaciones básicas entre las escalas Kelvin y Celsius son las mismas que se establecieron originalmente. Es decir, expresando hasta tres dígitos, 0°K corresponde a -273°C y 0°C corresponde a 273°K . El tamaño del grado Kelvin es el mismo que el del grado Celsius. Se establecen cinco estados térmicos de referencia secundarios adicionales como parte de la *Escala Práctica de Temperatura*, de manera que los aparatos de medición de temperaturas puedan calibrarse fácilmente. Estos cinco estándares secundarios de temperatura son el punto de ebullición del oxígeno (-182.97°C), el punto de ebullición del agua (100.0°C), el punto de ebullición del azufre (446.6°C), el punto de fusión de la plata (960.8°C) y el punto de fusión del oro (1063.0°C). Estos estándares proporcionan un amplio rango de temperaturas que puede usarse para calibrar los instrumentos de medición. En la Figura 1-9 se ilustran las relaciones que existen entre las escalas de temperatura Kelvin, Celsius y Fahrenheit.

Los aparatos de medición de temperaturas, tales como un termómetro de mercurio, pueden calibrarse mediante el uso de los estados térmicos apropiados. Una vez que se ha calibrado el aparato, puede usarse para medir las temperaturas de los objetos dentro del rango de la calibración. La Figura 1-10 ilustra la calibración de un termómetro de mercurio. En química, la temperatura de un objeto normalmente se mide en grados Celsius y se convierte a grados Kelvin si se presenta la necesidad. Como se verá, a veces es necesario usar la temperatura de un objeto en grados Kelvin, cuando se usa la temperatura para realizar cálculos.

Regresemos ahora al problema de medir las cantidades de calor. Cuando un cuerpo absorbe energía calorífica, normalmente se incrementará su temperatura. Por ejemplo, si se coloca una cacerola con agua sobre la estufa y se calienta, la temperatura aumenta. En efecto, entre más se caliente el agua, mayor será el aumento en la temperatura. Por supuesto, esto no es cierto cuando el agua está hirviendo, pero esto se considerará posteriormente. Lo importante aquí es que la cantidad de energía calorífica absorbida por el agua está directamente relacionada

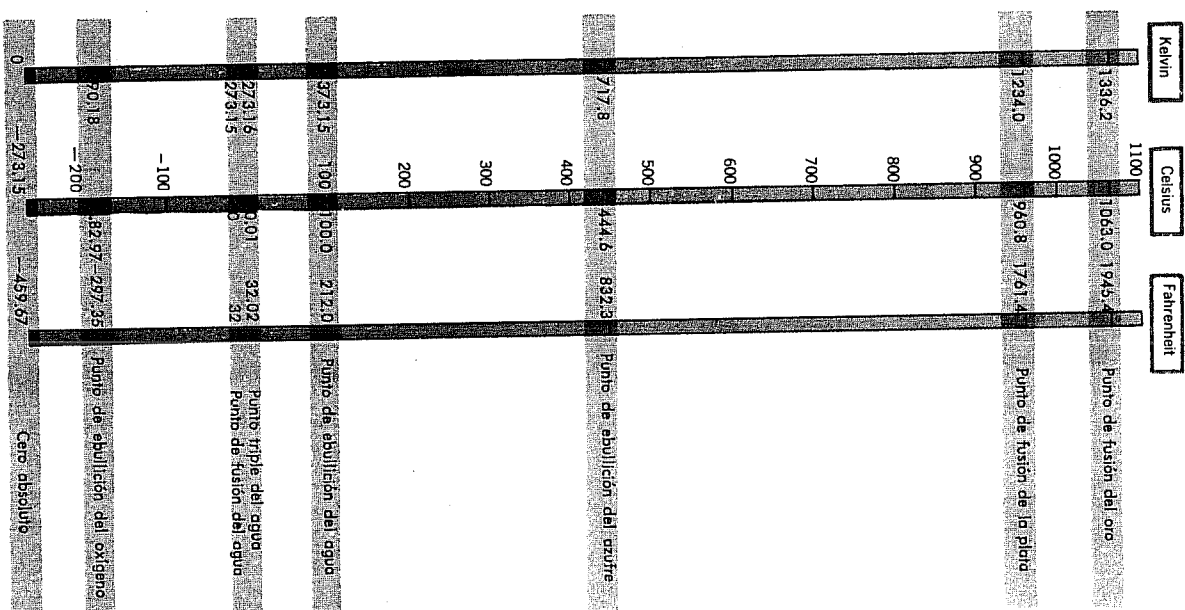


Figura 1-9 Relaciones entre las escalas de temperatura Kelvin, Celsius y Fahrenheit.

con la cantidad de agua y con el número de grados de aumento en la temperatura del agua. Por tanto, sería posible medir la cantidad de calor absorbido, midiendo el incremento en la temperatura de una cantidad

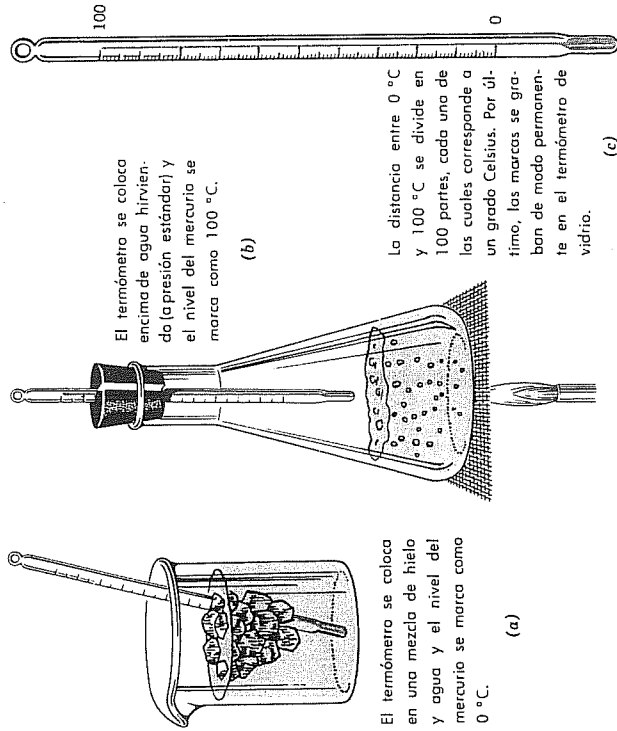


Figura 1-10 Calibración de un termómetro de mercurio.

dada de agua. De hecho, ésta es una manera en que puede establecerse una unidad para el calor. La unidad de calor comúnmente usada es la caloría (cal) que puede definirse como la cantidad de calor requerida para elevar la temperatura de 1 g (gramo) de agua de 14.5 °C a 15.5 °C. En este libro, las cantidades de calor se expresarán en unidades de caloría (cal). No se confundirá la caloría con la unidad de energía usada por los dietistas. La caloría dietética es igual a una kilocaloría (kcal).

1-8 Conversión de temperatura

Los factores de conversión unitarios, discutidos previamente, se usaron en los cálculos para convertir directamente de una unidad a otra. Pueden usarse de esta manera, porque los puntos cero para la mayoría de las unidades de una cualidad son los mismos. Por ejemplo, la longitud cero es la misma sin importar si las mediciones se hacen en metros o en pies y la masa cero es la misma para la masa medida en gramos o kilogramos. En otras palabras, la mayoría de las unidades tienen un punto cero natural a partir del cual pueden empezar las mediciones. Sin embargo, las diversas escalas de temperatura no tienen los mismos puntos cero. (Ver la Figura 1-9.) Así, cuando una medida de temperatura se convierte de una escala a otra, deben considerarse las diferencias en los puntos cero. Los tamaños reales de los grados Kelvin y Celsius son los mismos. Es decir, hay

$$\left(\frac{1^\circ\text{C}}{1^\circ\text{K}}\right) \text{ o } \left(\frac{1^\circ\text{K}}{1^\circ\text{C}}\right)$$

A continuación se muestra la diferencia entre los puntos cero de las dos escalas.

0 °K	273 °K	373 °K
-273 °C	0 °C	100 °C

Cuando se convierte una temperatura Kelvin a una temperatura Celsius, o viceversa, deben ajustarse los puntos cero. Por tanto, deben restarse 273 °K de una temperatura Kelvin antes de convertirla a la escala Celsius ($^\circ\text{C} = ^\circ\text{K} - 273$).

Ejemplo 1-13 Convertir 373 °K a la escala Celsius.

$$\left(\frac{1^\circ\text{C}}{1^\circ\text{K}}\right)(373^\circ\text{K} - 273^\circ\text{K}) = 100^\circ\text{C}$$

Deben sumarse los 273 °K a una temperatura Celsius después de que haya sido convertida a grados Kelvin ($^\circ\text{K} = ^\circ\text{C} + 273$).

Ejemplo 1-14 Convertir -100 °C a la escala Kelvin.

$$\left(\frac{1^\circ\text{K}}{1^\circ\text{C}}\right)(-100^\circ\text{C}) + 273^\circ\text{K} = 173^\circ\text{K}$$

Una situación semejante existe entre la escala Celsius y la escala Fahrenheit. La relación entre estas escalas se muestra a continuación.

0 °F	32 °F	212 °F
0 °C	0 °C	100 °C

Sin embargo, el tamaño del grado en las dos escalas no es el mismo, como puede verse. La relación entre los grados es

$$\left(\frac{100^\circ\text{C}}{180^\circ\text{F}}\right) \text{ o } \left(\frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}}\right) \text{ y } \left(\frac{180^\circ\text{F}}{100^\circ\text{C}}\right) \text{ o } \left(\frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}}\right)$$

Cuando las temperaturas se convierten de una de estas escalas a la otra, deben ajustarse los puntos cero. Por tanto, deben restarse 32 °F de una temperatura Fahrenheit antes de convertirla a la escala Celsius:

$$\left(\frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}}\right)(T^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F})$$

Ejemplo 1-15 Convertir 212 °F a la escala Celsius.

$$\left(\frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}}\right)(212^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) = 100^\circ\text{C}$$

Deben sumarse los 32 °F a una temperatura Celsius, después de que se haya convertido a grados Fahrenheit:

$$\left(\frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}}\right)T^\circ\text{C} + 32^\circ\text{F}$$

1. *Conceptos químicos y mediciones*

Ejemplo 1-16. Convertir 25 °C a la escala Fahrenheit.

$$\left(\frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}}\right) (25^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} = 77^{\circ}\text{F}$$

Una buena manera de recordar cómo realizar la conversión entre las escalas Fahrenheit y Celsius es tener presente que se usan 32 °F para ajustar la diferencia en los puntos cero de las dos escalas. Antes de convertir una temperatura Fahrenheit a una temperatura Celsius, deben restarse los 32 °F de la temperatura Fahrenheit, para hacer corresponder el punto cero a la escala Celsius. Cuando se convierte una temperatura Celsius a una temperatura Fahrenheit, se suman los 32 °F a la temperatura Celsius, después de que se haya cambiado a grados Fahrenheit. Esto ajusta al punto cero de la escala Fahrenheit. Los factores para convertir los grados de una escala a los grados de la otra pueden recordarse teniendo presente la relación entre las temperaturas de las dos escalas. Esta relación se ilustró en figura anterior. Además, nótese cómo se cancelan las unidades cuando se llevan a cabo las conversiones de temperatura.

Problema 1-7

- a) Convertir -32 °C a °F.
b) Convertir 2632 °F a °C.

Algunos químicos importantes

La química se ha desarrollado a través de la contribución de muchas personas. A continuación se da una lista de algunos de los grandes químicos en la historia, junto con una breve descripción de su trabajo.

Paracelsus (1493-1541)

Robert Boyle (1627-1691)

Carl Wilhelm Scheele (1742-1786)
Joseph Priestly (1733-1804)

Antoine Lavoisier (1743-1794)

John Dalton (1766-1844)

Rompió con la alquimia y puso énfasis en la química médica.
Desarrolló la idea de los elementos y trabajó con los gases (Ley de Boyle).

Ambos descubrieron independientemente el oxígeno. También aislaron muchos otros elementos y compuestos.

Desarrolló los fundamentos de la química moderna haciendo énfasis en las determinaciones de la masa. Desarrolló los fundamentos de la teoría atómica. Trabajó con los gases (Ley de Dalton).

Amedeo Avogadro (1776-1856)

Michael Faraday (1791-1867)

Friedrich Wöhler (1800-1882)

Robert Bunsen (1811-1899)

Stanislaw Cannizzaro (1826-1910)

Friedrich Kekule (1829-1896)

Lothar Meyer (1830-1895)
Dmitri Mendeleev (1834-1907)

Josiah Willard Gibbs (1839-1903)

Henri LeChatelier (1859-1927)

Svante Arrhenius (1859-1927)

1900 M. Planck
Albert Einstein

1911 E. Rutherford

1913 Neils Bohr

1923 J. N. Bronsted
T. M. Lowry

1926 E. Schrödinger
P. A. M. Dirac

1930 W. Carothers
E. O. Lawrence

1939 O. Hahn
F. Strassmann
L. Meitner
O. Frisch

1953 F. H. C. Crick
J. D. Watson
Linus Pauling (1901-)

Desarrolló aún más el concepto de átomos y moléculas (hipótesis de Avogadro).

Estableció los conceptos electroquímicos. Establecimiento del concepto de ion.

Sintetizó la urea. Trabajó en química orgánica.

Trabajó en fotoquímica. Mechero Bunsen.

Desarrolló pesos atómicos usables.

Desarrolló la química orgánica y la naturaleza del benceno.

Desarrollaron independientemente la tabla periódica de los elementos.

Desarrolló la termodinámica y la regla de las fases de Gibbs.

Estableció el concepto de equilibrio químico (principio de LeChatelier).

Estableció los conceptos de iones en solución y la teoría ácido-base.

Establecieron el fundamento de la teoría cuántica (Einstein— $E=mc^2$).

Desarrolló el concepto de átomo nuclear.

Desarrolló el concepto de Bohr del átomo.

Desarrollaron el concepto de Bronsted-Lowrey de los ácidos y bases.

Desarrollaron el concepto mecánico cuántico del átomo.

Nylon sintetizado.
Desarrolló el ciclotrón.

Descubrieron e investigaron la fisión nuclear.

Establecieron los conceptos de estructura y función DNA y RNA.

Contribuyó mucho a la química estructural y a la bioquímica.

Medidas de volumen

Con frecuencia se determinan los volúmenes de líquidos en el laboratorio usando recipientes calibrados llamados probetas. Las probetas se construyen de piezas cilíndricas de vidrio y se fabrican para contener diversos volúmenes. Estos cilindros se calibran en la fábrica, de modo que contendrán ciertos volúmenes específicos. Se graban líneas sobre la superficie exterior del cilindro para indicar las posiciones correspondientes a varios volúmenes. Las distancias entre marcas consecutivas en el cilindro corresponden a incrementos específicos de volumen. Los volúmenes de líquidos pueden medirse vertiendo una muestra líquida en el cilindro y observando la posición de la superficie del líquido. Algunos líquidos, como el agua, no forman una superficie plana cuando se ponen en el cilindro, sino que, por el contrario, forman una superficie cóncava llamada menisco. Como consecuencia del menisco, las probetas están calibradas de modo que puedan leerse los volúmenes, observando la posición más baja del menisco. El volumen del líquido puede medirse observando la posición del menisco con respecto a las líneas de calibración del cilindro. Consideremos un ejemplo de la lectura del volumen de un líquido en un cilindro graduado. En la Figura 1-11a, la posición del menisco coincide con la marca de 15 mililitros. Sin embargo, en la Figura 1-11b, el nivel del menisco no coincide con línea particular alguna, sino que cae entre las líneas. La estimación de la posición del menisco en este caso ilustra un método muy importante relacionado con la medición: la interpolación. La interpolación puede llevarse a cabo dividiendo a ojo la distancia entre las dos líneas, entre las cuales cae el menisco, en diez partes iguales y, después, se aproxima la posición en la cual se encuentra el menisco entre las dos líneas. En la figura, el menisco aparentemente se encuentra en la posición de los 16.6 ml. El método de interpolación es muy importante en la medición de volúmenes. El número de dígitos que pueden leerse por interpolación depende de cómo está calibrado el aparato de medición de volúmenes.

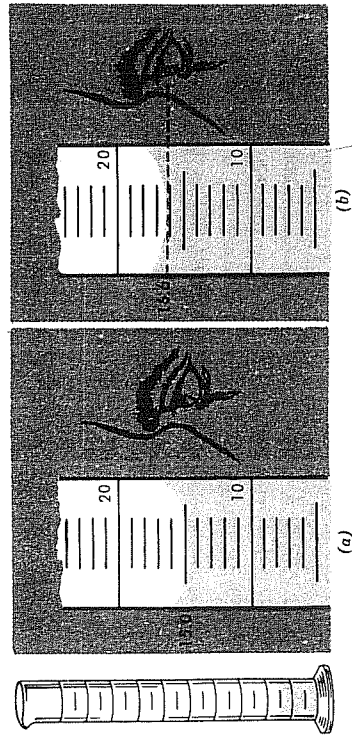


Figura 1-11

Problemas

- Hacer una lista de las cuatro cualidades básicas usadas para describir la materia y los eventos y las unidades básicas definidas correspondientes del sistema métrico.
- ¿Cuántos milímetros es un centímetro?
- ¿Cuántos gramos es un miligramo?
- ¿Cuántos centímetros es una pulgada?
- ¿Cuántos centímetros cuadrados hay en un pie cuadrado?
- ¿Cuántos milímetros hay en un centímetro?
- ¿Cuántos segundos hay en una hora?
- ¿Cuántos centímetros cúbicos hay en un metro cúbico?
- ¿Cuántos centímetros cúbicos hay en una pulgada cúbica?
- Realizar las conversiones siguientes:
 - 3.72×10^7 g a megagramos
 - 63.0 mm a pulgadas
 - 0.532 g a miligramos
 - 10.36 cm a pies
 - 8.72 cm³ a litros
 - 8.56 pulg a centímetros
 - 25.0 cm a pulgadas
 - 7.63 kg a gramos
 - 64.0 cm² a pulgadas cuadradas
 - 65.0 mi/hr a centímetro/segundo
 - 5.63×10^{-9} a nanosegundos
 - 7.54×10^7 cm³ a metros cúbicos
 - 1.000 milla a centímetros
 - 100 metros a yardas
- Completar la tabla siguiente:

	cm	mm	m	pulg	pie
cm	1		$10^{-2} \frac{\text{m}}{\text{cm}}$		
mm		1			
m			1		
pulg				1	$\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}$
pie				$\frac{12 \text{ pulg}}{\text{pie}}$	1

- Dar la definición de litro.
- Dar la definición de densidad.
- Una sustancia tiene una masa de 50.0 g y ocupa un volumen de 25.0 ml. ¿Cuál es la densidad de la sustancia?
- Una sustancia tiene una densidad de 2.30 g/ml. ¿Cuál es la masa de 10.00 ml de esta sustancia?

1. *Conceptos químicos y mediciones*

16. Una sustancia tiene una densidad de 2.50 g/cm^3 . ¿Cuál es el volumen de 5.00 g de esta sustancia?
17. Una muestra de 980 g de una sustancia tiene la forma de un sólido rectangular que mide 20.0 cm por 15.00 cm por 25.0 mm . ¿Cuál es la densidad del sólido?
18. La densidad de una sustancia gaseosa es 5.63 g/l . ¿Cuál es la masa de 5.63 l de esta sustancia?
19. Un cilindro graduado (probetal) tiene una masa de 40.23 g . Cuando se colocan en el cilindro 8.3 ml de un líquido, se encuentra que la masa del líquido más la del cilindro es de 50.36 g . Calcular la densidad del líquido.
20. Convertir las temperaturas siguientes:
 - (a) $46 \text{ }^\circ\text{C}$ a $^\circ\text{K}$
 - (b) $0 \text{ }^\circ\text{C}$ a $^\circ\text{K}$
 - (c) $0 \text{ }^\circ\text{C}$ a $^\circ\text{F}$
 - (d) $273 \text{ }^\circ\text{K}$ a $^\circ\text{C}$
 - (e) $-27 \text{ }^\circ\text{C}$ a $^\circ\text{F}$
 - (f) $86 \text{ }^\circ\text{F}$ a $^\circ\text{C}$
 - (g) $98.6 \text{ }^\circ\text{F}$ (temperatura normal del cuerpo) a $^\circ\text{C}$
21. En los Estados Unidos se producen alrededor de 34 millones de libras de aspirina. Si una tableta típica de aspirina contiene 0.324 g (1/5 gramo) de aspirina, ¿cuántas tabletas podrían hacerse con la aspirina producida en un año?
22. La cantidad de basura (desperdicios sólidos) que se recolecta en los Estados Unidos cada año es de alrededor de 100 millones de toneladas. Suponiendo que existieran 200 millones de habitantes en el país, determinar el número de kilogramos de basura generada por persona por día.
23. En promedio, cada persona en los Estados Unidos tira 5 latas por día. Suponiendo que existen alrededor de 200 millones de habitantes en el país, determinar el número de latas que se tiran al año.
24. ¿Cuál es la capacidad en litros del motor de un automóvil de 450 pulg^3 ?
25. En el Condado de Los Angeles, California, se emiten alrededor de $5\,000$ toneladas de monóxido de carbono hacia la atmósfera por los automóviles y la industria, diariamente. ¿Cuántas toneladas de monóxido de carbono se emiten al año?
26. En los Estados Unidos se usan diariamente sobre 1.3 miles de millones de metros cúbicos ($1.3 \times 10^9 \text{ m}^3$) de agua. Suponiendo que existen alrededor de 200 millones de habitantes en los Estados Unidos, ¿cuántos galones de agua se usan por persona al día (la mayor parte del agua se usa en la industria y la agricultura)? ¿Cuántos galones de agua se usarían en los Estados Unidos en un año?
27. Si el océano contiene $4 \times 10^{-6} \text{ mg}$ de oro por litro, ¿cuántos libras de oro están contenidos en 1 mi^3 (milla cúbica) de agua de mar?
28. El volumen del océano es de $1.4 \times 10^9 \text{ km}^3$ aproximadamente. Si el océano contiene $4 \times 10^{-6} \text{ mg}$ de oro por litro, ¿cuántos gramos de oro hay en el océano?
29. Suponiendo que el volumen del océano fuera de $1.4 \times 10^9 \text{ km}^3$ aproximadamente y que la densidad del agua sea 1.02 g/cm^3 , calcular la masa aproximada del océano.

Capítulo 2: Los elementos químicos y los compuestos

Objetivos

Al terminar de estudiar el presente capítulo, el estudiante deberá ser capaz de:

- Dar una clasificación de los tipos de materia.
- Definir los términos compuesto y elemento.
- Definir los términos propiedad física y propiedad química.
- Dar los nombres de los elementos comunes a partir de los símbolos o los símbolos a partir de los nombres.
- Describir la teoría atómica de la materia.
- Definir los términos isótopo, peso atómico y mol.
- Determinar el número de gramos por mol de un elemento, usando la tabla periódica o una lista de pesos atómicos.
- Usar el número de gramos por mol de un elemento para convertir una masa dada del elemento al número de moles de ese elemento, o bien, convertir el número de moles a masa.
- Describir el significado y dar una interpretación molar de la fórmula de un compuesto.
- Deducir el número de gramos por mol de un compuesto, dada la fórmula.
- Usar el número de gramos por mol de un compuesto para convertir una masa dada del compuesto al número de moles, o bien, convertir el número de moles a masa.
- Calcular la composición en porcentaje en masa de un compuesto.
- Determinar la fórmula empírica de un compuesto.
- Hacer una lista, con la ayuda de la tabla periódica, de los elementos que son gases, los que son líquidos y los que se presentan en la forma de moléculas diatómicas.
- Balancear una ecuación química sencilla, dadas las fórmulas de los reactivos y los productos.

Las mezclas de sustancias pueden ser de sólidos o líquidos únicamente, o bien conglomerados de sólidos, líquidos y gases. A menudo, cuando mezclamos sustancias, terminamos obteniendo una mezcla heterogénea. Algunas veces, sin embargo, ocurre un proceso de disolución, que es lo que sucede, por ejemplo, cuando mezclamos el azúcar con agua. La disolución es el proceso en que se mezclan íntimamente las sustancias para formar lo que se conoce como solución.

Las **soluciones** son mezclas de sustancias en las que se disuelve una en la otra para formar una sola fase (por ejemplo, sólido, líquido o gas). La diferencia entre mezclas heterogéneas y soluciones es que éstas están constituidas por partículas muy pequeñas de materia íntimamente mezcladas y las mezclas heterogéneas por grandes agregados de partículas. Es más, en las soluciones se distingue sólo una fase, mientras que las mezclas tienen más de una y, por lo general, pueden observarse fácilmente las fases separadas. Sin embargo, las partículas de los componentes de una solución no se pueden ver por los medios normales. En una mezcla de aceite y agua se ven las dos fases líquidas, mientras que en una solución de azúcar en agua sólo se aprecia una fase líquida. Las soluciones que se preparan disolviendo una sustancia en otra se llaman soluciones binarias; una de las sustancias recibe el nombre de **solvente** y la otra, **soluto**. Así, en las soluciones relacionadas con la mezcla de sustancias de dos fases diferentes, se considera como solvente la sustancia que es de la misma fase que la solución resultante. Por ejemplo, el disolver azúcar (sólido) en agua (líquido) para formar una solución líquida, el agua es el solvente y el azúcar, el soluto. Si las dos sustancias son de la misma fase,

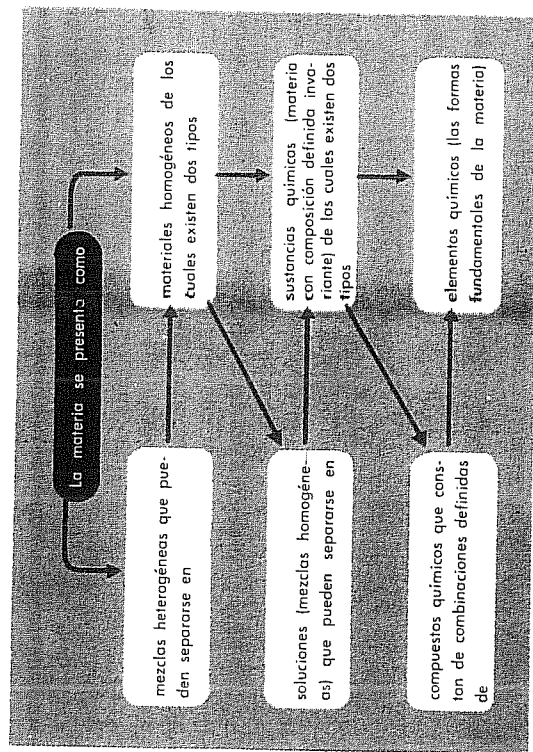


Figura 2-1

por lo general se considera como solvente al componente que se encuentra en mayor cantidad. Dado que las soluciones son un tipo especial de mezcla, su composición depende de la cantidad de cada componente que se uti-

Los elementos químicos y compuestos

2-1 Naturaleza de la materia

Los químicos siempre han tenido interés en averiguar todo lo relativo a la materia; para ello, observan sus propiedades en las diferentes formas en que se presenta a nuestro alrededor. Estas características o propiedades sirven para distinguir un tipo de materia de otro. La mayor parte de la que vemos está formada por mezclas de materiales. Por ejemplo, pensamos en la tierra, el concreto, los alimentos y la madera. Estas mezclas reciben el nombre de **mezclas heterogéneas**, ya que heterogéneo significa compuesto de diferentes partes. En la mayoría de las mezclas se nota su heterogeneidad, ya que se pueden ver las diferentes porciones de materia que las componen. A menudo, las mezclas heterogéneas pueden separarse en los tipos **homogéneos** de materia que las componen. La materia homogénea, como el agua, el azúcar o la sal, es materia en la que en toda su extensión tiene las mismas propiedades observables. Las formas homogéneas de materia generalmente tienen propiedades definidas que se pueden clasificar. Por ejemplo, pueden tener color, olor, forma y textura específicos. Las formas homogéneas de materia (que no son soluciones) se llaman **sustancias químicas** y, por lo general, tienen formas o composiciones químicas definidas, por lo que los químicos son capaces de determinar qué sustancias las constituyen. En realidad, existen dos tipos de sustancias químicas: **elementos** y **compuestos**. El término compuesto significa, como su nombre lo indica, que está constituido por partes más simples. Los compuestos poseen propiedades y composición definidas pero, en determinadas circunstancias, se pueden separar en dos o más elementos químicos. Aparentemente, los elementos químicos formados por elementos químicos. Aparentemente, los elementos químicos son las formas fundamentales de la materia y se encuentran en todas las clases de materia con las cuales tratamos normalmente. (Ver Figura 2-1.) En realidad, los elementos son sustancias puras que no pueden dividirse en sustancias más simples. La química se dedica al estudio de las propiedades de los elementos y las maneras en que éstos forman los compuestos.

2. Los elementos químicos y compuestos

lice para hacer la solución. Así, es posible preparar soluciones de composición variada. Considérese que una solución agua-azúcar puede contener una cantidad muy pequeña de azúcar o una muy grande; en cualquier caso, la mezcla se considera como una solución. Con frecuencia, existen límites para la cantidad de soluto que puede mezclarse con un solvente. La cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad determinada de solvente a una temperatura específica, se conoce como **solubilidad** del soluto en ese solvente a esa temperatura. Las solubilidades de las sustancias en agua se toman a veces como propiedades distintivas de la sustancia. Las sustancias que no se disuelven en forma apreciable en un solvente se dice que son **insolubles** en ese solvente. Las soluciones se estudiarán con más detalle en el Capítulo 10.

A menudo, se necesita separar y aislar un componente puro de una mezcla o una solución; esto se llama purificación del componente. La manufactura del acero implica la extracción del hierro del mineral que lo contiene. El petróleo crudo se separa en gasolina, aceite y otros productos. La mayoría de las drogas y medicinas deben purificarse para poder utilizarlas.

Algunas veces, al mezclar las sustancias, ocurren procesos debido a los cuales las sustancias originales se convierten en otras nuevas. Tales procesos se llaman **reacciones químicas** y son de gran interés en el estudio de la química; éstas ocurren en y alrededor de nosotros, todo el tiempo. ¡Encienda un cerillo! El cerillo está recubierto con la superficie de encendido, ocurre una reacción química. Esta reacción es lo suficientemente violenta para calentar el papel, de modo que reacciona químicamente con el oxígeno del aire. Una vez que empieza la reacción, ésta continúa hasta que todo el papel reacciona o apagamos la llama. Incidentalmente, una de las ventajas obvias de esta reacción es que libera energía calorífica. Conforme el cerillo se quema, se convierte en otras sustancias, se dice entonces que ha ocurrido una reacción química.

Podemos observar muchas de las propiedades de las sustancias, sin hacer que experimenten reacciones químicas. Por ejemplo, podemos observar el color, olor y apariencia de una sustancia sin sujetarla a una reacción química. Estas propiedades se llaman **propiedades físicas**, y sirven para distinguir o identificar una sustancia de otra. La Tabla 2-1 muestra algunas de las propiedades físicas típicas. Las reacciones químicas que experimenta una sustancia también pueden usarse para caracterizarla. Estas reacciones se llaman **propiedades químicas**. Así, del ejemplo

Tabla 2-1 Propiedades físicas comunes

Densidad	Moleabilidad
Color	Ductilidad
Punto de fusión	Conductividad térmica
Punto de ebullición	Dilatación térmica
Compresibilidad	Comportamiento magnético
Dureza	Conductividad eléctrica

del cerillo quemándose puede decirse que el papel, que está formado principalmente por el compuesto celulosa, reaccionará químicamente con el oxígeno bajo determinadas condiciones. Esto es una propiedad química de la celulosa.

Si miramos a nuestro alrededor el agua, el aire y la tierra, vemos que la materia puede tomar tres formas físicas diferentes, dependiendo del medio en que hacemos la observación. Estas formas se llaman **estados físicos** o **fases**, y son: **sólido**, **líquido** y **gaseoso** (vapor). La materia en el estado sólido ocupa un volumen definido y, normalmente, tiene forma y firmeza determinadas. Un líquido también ocupa un volumen específico pero, generalmente, es necesario colocarlo en un recipiente en que se volumen dado de un líquido tomará la forma del recipiente en que se coloca. Un gas no tiene forma ni volumen definidos por lo que, normalmente, se almacena en una vasija sellada; tiende a ocupar por completo el volumen del recipiente en que se coloca. Los tres estados de la materia se ilustran en la Figura 2-2.

En nuestro medio ambiente una sustancia se encuentra, generalmente, en estado sólido, líquido o gaseoso. Las sustancias pueden cambiarse de un estado a otro. A estos cambios se les llama **cambios de fase** y pueden suceder al cambiar el medio ambiente que rodea la sustancia. Por ejemplo, cuando se calienta el hielo (agua sólida) puede fundirse, cambiar del estado sólido al líquido. Por calentamiento, el agua líquida puede **vaporizarse**, cambiarse del estado líquido al de vapor o estado gaseoso. Bajo determinadas condiciones, algunos sólidos pueden pasarse directamente del estado sólido al gaseoso. Probablemente el lector ha observado esto con un trozo de hielo seco (dióxido de carbono sólido). Este cambio de fase se llama **sublimación**. También el enfriamiento o eliminación de calor puede provocar ciertos cambios de fase. Puede enfriarse un gas y hacer que cambie al estado líquido. Esto es lo que sucede cuando se empaña el vidrio de una ventana con gotitas de agua que se forman del vapor de agua que contiene el aire; este cambio de fase se llama **condensación**. Puede enfriarse un líquido y provocar su cambio al estado sólido; por supuesto, es lo que sucede al congelar el agua para formar hielo. A este cambio se le conoce como **solidificación**, **cristalización** o **congelación**. Las condiciones bajo las cuales ocurre cierto cambio de fase pueden

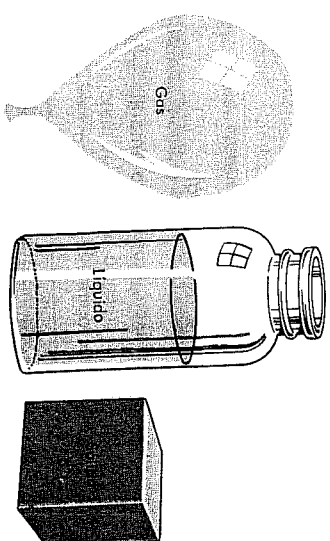


Figura 2-2 Los tres estados comunes de la materia.

usarse para caracterizar e identificar las sustancias. La temperatura a la cual se funde un sólido recibe el nombre de **punto de fusión del sólido**. Por ejemplo, el hielo se funde a alrededor de 0° C. En forma similar, **punto de congelación** del líquido es la temperatura a la cual un líquido solidifica bajo condiciones específicas. Para una sustancia pura, los puntos de fusión y congelación generalmente son los mismos. La temperatura a la cual un líquido, bajo determinadas condiciones, se vaporiza rápidamente se llama **punto de ebullición** del líquido. El agua líquida hierve a alrededor de 100° C. Para propósitos de descripción de las sustancias químicas se efectúa, en el laboratorio, la observación de los puntos de fusión, congelación y ebullición.

2-2 Los elementos

Dado que los elementos son las formas fundamentales de la materia, es de suma importancia entender sus naturalezas y diferencias. Se han dedicado mucho esfuerzo y tiempo al aislamiento, purificación y descripción de los elementos químicos. Hasta la fecha se han identificado 103 * elementos diferentes. La mayoría se encuentra en la naturaleza en forma simple o formando parte de compuestos. Muchos de los elementos que se presentan en forma de compuestos pueden separarse de estos compuestos y mantenerse en forma simple. Por ejemplo, muchos metales como el hierro y el aluminio se obtienen (refinados) de compuestos (contenidos en minerales) que se encuentran en la naturaleza. Bajo condiciones normales, los elementos en forma simple se hallan en los tres estados físicos. Once elementos son gases y dos líquidos a condiciones normales y el resto son sólidos.

A cada uno de los elementos se le ha asignado un **nombre y símbolo** únicos de origen histórico, debido a que han sido aislados e identificados en un período que abarca varios siglos. La Tabla 2-2 es una lista de los nombres de los elementos por orden alfabético y sus símbolos correspondientes. Una mirada a la lista nos demuestra que la mayoría de los sim-

Tabla 2-2 Los elementos (Adaptada de Handbook of Chemistry and Physics - CRC)

Nombre	Símbolo
Actinio (gr. aktis, aktinos, rayo)	Ac
Aluminio (lat. alumen, alumbre)	Al
Americio (las Américas)	Am
Antimonio (lat. antimonium, stibium, marca o señal)	Sb
Argón (gr. argós, inactivo)	Ar
Arsénico (lat. arsenicum, gr. arsenikon, oropimento amarillo —identificado con arsenikós, masculino, por la creencia de que los metales tenían sexos diferentes— ár. az-zernikh, el oropimento, del persa zerni-zar, oro) As	
Astatino (gr. astatós, inestable)	At
Azufre (sánscrito, sulvere; lat. sulphurium)	S
Bario (gr. barys, pesado)	Ba
Berkelio (de Berkeley, sede de la Universidad de California)	Bk
Berilio (gr. beryllos, beryl; también llamado Glucinio, gr. glykys, dulce)	Be
Bismuto (al. Weisse Masse, masa blanca; posteriormente Wisemutum)	Bi
Boro (ár. Buraq; persa, Burah)	B
Bromo (gr. bromos, hediondo)	Br
Cadmio (lat. cadmia; gr. kadmeia — nombre antiguo de la calacmina, carbonato de cinc)	Cd
Calcio (lat. calx) Ca	Ca
Californio (de California, estado de los E.E.U.U.)	Cf
Carbono (lat. carbón, carbón vegetal)	C
Cerio (nombre tomado del asteroide Ceres)	Ce
Cesio (lat. caesius, azul cielo)	Cs
Cinc (al. Zink, de origen oscuro)	Zn
Cloro (gr. chloros, amarillo verdoso)	Cl
Cromo (gr. chroma, color)	Cr
Cobalto (Kobold, del al., goblin o espíritu del diablo)	Co
Cobre (lat. cuprum, de la isla de Chipre)	Cu
Curio (en honor de Pierre y Marie Curie)	Cm
Disprosio (gr. dysprositos, difícil de obtener)	Dy
Einsteinio (en honor de Albert Einstein)	Es
Erbio (de Ytterby, ciudad de Suecia)	Er
Escandio (lat. Scandia, Escandinavia)	Sc
Estaño (anglosajón, tin; lat. stannum)	Sn
Estroncio (Strontian, ciudad de Escocia)	Sr
Europio (Europa)	Eu
Fermio (en honor de Enrico Fermi)	Fm
Flúor (lat. y fr. fluere, fluir)	F
Fósforo (gr. phosphorós, luminoso; nombre antiguo del planeta Venus cuando aparece antes de la salida del Sol)	P
Francio (Francia)	Fr
Gadolinio (gadolinita — mineral llamado así en honor de Gadolin, químico finlandés)	Gd
Galio (lat. Gallia, Francia)	Ga
Germanio (lat. Germania, Alemania)	Ge
Hafnio (Hafnia, nombre latino de Copenhague)	Hf
Helio (gr. helios, el Sol)	He
Holmio (Holmia, nombre latino de Estocolmo)	Ho
Hierro (anglosajón, iron; lat. ferrum)	Fe
Hidrógeno (gr. hydro, agua y genés, que forma)	H
Indio (por la brillante línea color indigo de su espectro)	In
Iridio (lat. iris, arco iris)	Ir
Iterbio (Ytterby, villa de Suecia)	Yb

* Se ha reportado la existencia del elemento 104 (llamado tentativamente Kurchatovio, Ku) y del elemento 105 (llamado tentativamente Hahnio, Hn), pero por el momento no se han reconocido oficialmente.

Tabla 2-2 (Continuación)

Nombre Símbolo

Tabla 2-2 (Continuación)

Nombre	Símbolo
Ytrio (Ytterby, villa de Suecia)	Y
Kriptón (gr. kriptós, oculto)	Kr
Lantano (gr. lanthanein, que yace escondido)	La
Lawrencio (en honor de Ernest O. Lawrence, inventor del ciclotrón)	Lr
Litio (gr. lithos, piedra)	Li
Lutecio (Lutetia, nombre antiguo de París)	Lu
Magnesio (Magnesia, distrito de Tesalia)	Mg
Manganeso (lat. magnes, imán)	Mn
Mendelevio (en honor de Dmitri Mendeleev)	Md
Mercurio (nombre tomado del planeta Mercurio; hydrargyrum, plata líquida)	Hg
Molibdeno (gr. molybdós, plomo)	Mo
Neodimio (gr. neos, nuevo y didymos, gemelo)	Nd
Neón (gr. neos, nuevo)	Ne
Neptunio (nombre tomado del planeta Neptuno)	Np
Níquel (al. Nickel, Satanas o "Viejo Nick" y de kupfernichel, cobre del Viejo Nick)	Ni
Niobio (Niobe, hija de Tántalo)	Nb
Nitrógeno (lat. nitrum, gr. nitron, sosa natural; genés, que forma)	N
Nobelio (en honor de Alfred Nobel)	No
Oro (sánscrito, jval; anglosajón, gold; lat. aurum, amanecer resplandeciente)	Au
Osmio (gr. osmé, olor)	Os
Oxígeno (gr. oxy, agudo, ácido y genés, que forma; formador de ácidos)	O
Paladio (nombre tomado del asteroide Pallas; gr. Pallas, diosa de la sabiduría)	Pd
Plata (anglosajón, Seolfur, lat. argentum)	Ag
Platino (esp. platina, plata)	Pt
Plomo (anglosajón; lead; lat. plumbum)	Pb
Plutonio (nombre tomado del planeta Plutón)	Pu
Polonio (Polonia, país natal de Mme. Curie)	Po
Potasio (ingl. potash — cenizas del horno; lat. kalium; ár. quali, álcali)	K
Praseodimio (gr. prasios, verde y didymos, gemelo)	Pr
Prometeo (Prometeo, quien, según la mitología, robó el fuego del cielo)	Pm
Protactinio (gr. protos, primero)	Pa
Radio (lat. radius, rayo)	Ra
Radón (de radio)	Rn
Renio (lat. Rhenus, Rhin)	Rh
Rubidio (gr. rhodon, rosa)	Rb
Rubidio (lat. rubidius, rojo oscuro)	Ru
Rutenio (lat. Ruthenia, Rusia)	Ru
Samarrio (samarsquita, un mineral)	Sm
Selenio (gr. Selené, la Luna)	Se
Silicio (lat. silex, silicis, pederrol)	Si
Sodio (ingl. soda; lat. medival, sodanum, remedio para el dolor de cabeza; lat. natrium)	Na

Tabla 2-2 (Continuación)

Nombre	Símbolo
Tantalio (gr. Tántalo, personaje mitológico — padre de Niobe)	Ta
Tolio (gr. thallos, tallo o rama verde)	Tl
Telurio (lat. tellus, tierra)	Te
Terbio (Ytterby, villa de Suecia)	Tb
Tecnecio (gr. technetos, artificial)	Tc
Torio (Thor, dios escandinavo de la guerra)	Th
Tulio (Thule, nombre antiguo de Escandinavia)	Tm
Titanio (lat. Titans, los primeros hijos de la Tierra, Mit.)	Ti
Tungsteno (sueco, tung sten, piedra pesada)	W
Uranio (nombre tomado del planeta Urano)	U
Vanadio (diosa escandinava, Vanadis)	V
Xenón (gr. xenon, extraño)	Xe
Yodo (gr. iodes, violado)	I
Zirconio (ár. zargum, color oro)	Zr

Tabla 2-3 Algunos elementos importantes

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Aluminio	Al	Fósforo	P
Antimonio	Sb	Helio	He
Arsénico	As	Hidrógeno	H
Azufre	S	Hierro	Fe
Bario	Ba	Litio	Li
Berilio	Be	Magnesio	Mg
Bismuto	Bi	Manganeso	Mn
Boro	B	Mercurio	Hg
Bromo	Br	Níquel	Ni
Cadmio	Cd	Nitrógeno	N
Calcio	Ca	Oro	Au
Carbono	C	Oxígeno	O
Cesio	Cs	Plata	Ag
Cinc	Zn	Platino	Pt
Cloro	Cl	Plomo	Pb
Cromo	Cr	Potasio	K
Cobalto	Co	Silicio	Si
Cobre	Cu	Sodio	Na
Estaño	Sn	Tungsteno	W
Estroncio	Sr	Uranio	U
Flúor	F	Yodo	I

bolos se derivan de los nombres de los elementos. Sin embargo, en algunos casos, provienen de nombres latinos o tienen origen histórico. Es fundamental conocer los nombres de los elementos y los símbolos que

se utilizan para representarlos en cualquier discusión de química. Es necesario memorizar algunos de los nombres y símbolos de los elementos. En la Tabla 2-3 se da una lista de los más importantes. Muchos elementos se presentan en cantidades mucho mayores. En la Figura 2-3 se ilustra la distribución conocida de algunos de los elementos más abundantes.

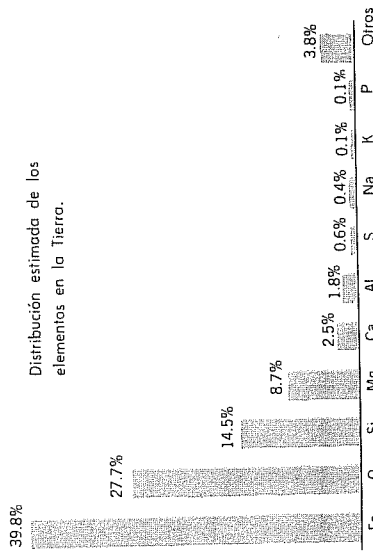


Figura 2-3

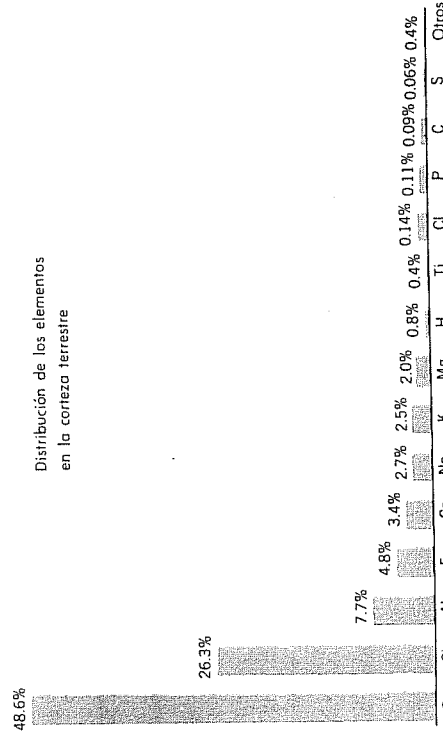


Figura 2-3 (Continuación)

2-3 La teoría atómica y los pesos atómicos

Es de mucho interés para la química la observación del comportamiento de la materia, así como los pasos que siguen los elementos para formar compuestos. Una observación muy importante es notar qué elementos se combinan. También frecuentemente se interesa la química en determinar cuáles elementos se hallan presentes en un compuesto. Se ha encontrado que al determinar la masa de cada elemento en un compuesto de masa conocida, el porcentaje en masa de cada elemento siempre es constante. Esto es, sin importar la fuente de que provenga o la cantidad de compuesto puro, los porcentajes en masa de los elementos que forman el compuesto siempre son constantes; ésto se ilustra en la Figura 2-4.

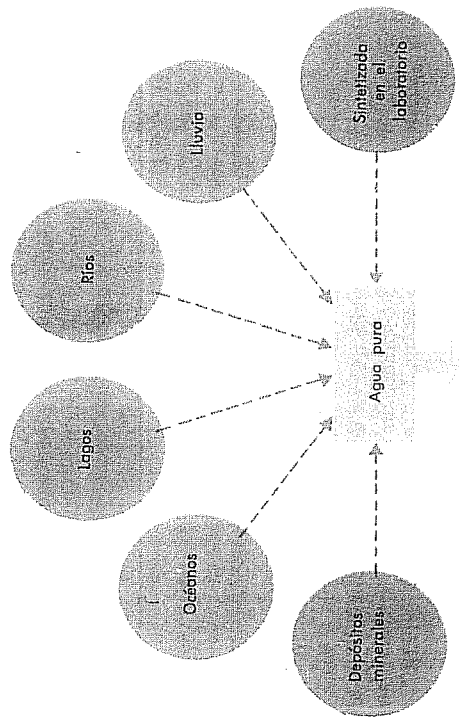


Figura 2-4 No importa cuál sea la fuente del agua, tendrá la misma composición en masa.

El significado de esta observación es que un compuesto químico siempre está constituido por los mismos elementos y éstos siempre están presentes en las mismas cantidades relativas. Comúnmente esta observación se conoce como **ley de la composición constante**. Por ejemplo, se encuentra que el agua pura contiene 11.2% en masa de hidrógeno y 88.8% en masa de oxígeno.

El por ciento es una forma común de expresar qué fracción es una cantidad de otra. El por ciento significa partes por cien y se representa por %. Por tanto, 20% significa 20 partes por 100 partes ó 20/100. Un porcentaje puede expresarse como una fracción decimal, dividiendo entre 100. De modo que, 20% como una fracción decimal es 0.2 (20/100). Para calcular qué porcentaje es una cantidad, *a*, de otra cantidad, *b*, *a* se divide entre *b* y se multiplica por 100.

$$\text{porcentaje} = \left(\frac{a}{b} \right) 100$$

Por ejemplo, si una muestra de 50.0 g de agua contiene 44.4 g de oxígeno, el porcentaje de oxígeno es

$$\text{porcentaje O} = \left(\frac{44.4 \text{ g}}{50 \text{ g}} \right) 100 = 88.8\%$$

Si se conoce un porcentaje, puede hallarse la porción de una cantidad específica, multiplicando la cantidad por el porcentaje expresado como fracción decimal. Por ejemplo, una muestra de 200 g de agua contendría de oxígeno.

$$200 \text{ g} \left(\frac{88.8}{100} \right) = 177.6 \text{ g}$$

Esto significa que una muestra de 100 g de agua contiene 88.8 g de oxígeno y 11.2 g de hidrógeno. Otra observación relativa a los compuestos es que dos elementos pueden, algunas veces, formar más de un compuesto. Por ejemplo, los elementos hidrógeno y oxígeno forman tanto el compuesto agua como el compuesto llamado peróxido de hidrógeno (5.9% H en masa y 94.1% O en masa).

Una observación más que han llevado a cabo los químicos es que cuando ocurren las reacciones químicas, no hay pérdida ni ganancia aparente de masa. O sea, que la masa total de las sustancias que reaccionan es la misma que la masa de las sustancias que resultan de la reacción. Como ejemplo, considérese que cuando se utiliza el foco de magnesio de una cámara, ocurre una reacción violenta, pero no cambia la masa del bulbo y su contenido. Esto indica que en un proceso químico, la materia no se crea ni se destruye. Este enunciado se llama ley de conservación de la materia. Todas estas observaciones nos llevan a la pregunta: ¿qué naturaleza podemos concebir en los elementos, que explique satisfactoriamente tales observaciones? La teoría atómica se desarrolló para proporcionar una respuesta. Esta teoría fue formalizada por primera vez por John Dalton alrededor del año de 1800. La teoría atómica supone que los elementos están constituidos por diminutas partículas discretas llamadas átomos. Se supone que los átomos de un elemento dado son de la misma naturaleza pero poseen propiedades diferentes a las de los átomos de otros elementos. Es más, se considera que los compuestos contienen átomos combinados en arreglos definidos, de modo que existe un número

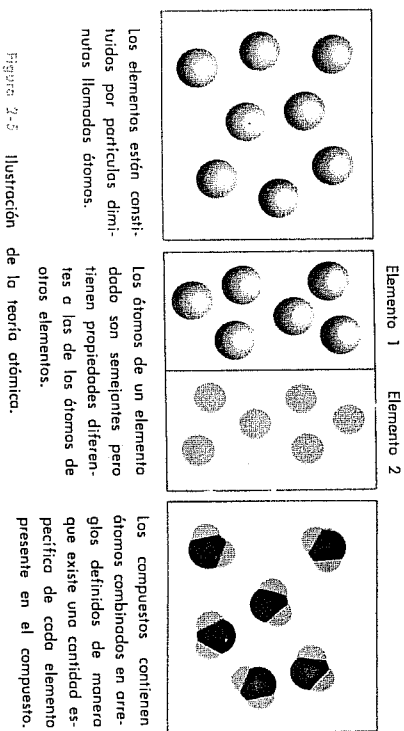


Figura 2-5 Ilustración de la teoría atómica.

definido de átomos de cada tipo de elemento. La Figura 2-5 ilustra la teoría atómica.

El átomo puede considerarse como la unidad o partícula más pequeña de un elemento. Los compuestos contienen estos átomos de diferentes elementos combinados siguiendo un patrón definido. La teoría atómica nos permite imaginar los elementos como si consistieran de partículas características (átomos) que pueden combinarse entre sí para formar compuestos. Ahora podemos concebir una reacción química como el rearrreglo de un estado de combinación de los átomos en otro. Los símbolos que se han establecido para identificar a los elementos a veces se utilizan para representar los átomos. Por consiguiente, cuando se desea discutir

sobre un átomo de un elemento, puede usarse el símbolo del elemento. Ver la Figura 2-6.

Cuando se pretende aislar un átomo de un elemento, se da uno cuenta que tales partículas son tan pequeñas que no es posible observarlas por método alguno disponible. Como consecuencia, no se pueden hacer los mismos tipos de mediciones sobre los átomos que los que podemos llevar a cabo sobre muestras más grandes de sustancias que son agregados de átomos. Las muestras de sustancias con las cuales normalmente trabajamos consisten de un número fantástico de átomos. Los átomos son partículas extremadamente pequeñas. ¿Cómo es posible, entonces, describir los átomos de manera que podamos distinguir entre átomos de diferentes elementos? Afortunadamente, existen métodos mediante los cuales pueden determinarse las masas relativas de los átomos; es decir, que es posible comparar las masas de los diversos elementos. Los átomos poseen masas que varían entre 10^{-24} y 10^{-23} gramos. Para imaginar cuán pequeño es un átomo, piense que existe la misma relación entre la masa de un átomo y la masa de una moneda de 10 centavos que la que existe entre la masa de su cabeza con la masa total de la Tierra. Al comparar las masas de los átomos de un elemento determinado, resulta que no todos sus átomos tienen la misma masa. En efecto, se ha encontrado que porcentajes definidos de los átomos de un elemento dado poseen masas específicas. Por ejemplo, el 75.5% de los átomos del cloro, en su forma natural, tienen una masa, mientras que el 24.5% poseen otra. Ver la Figura 2-7. Los átomos de un mismo elemento que tienen masas diferentes se llaman isótopos. La mayoría de los elementos que hay en la naturaleza tienen dos o más isótopos; 22 de ellos no poseen isótopos, de ahí que existen como un sólo tipo de átomo. (Ver la lista de los pesos atómicos que se encuentra en la cubierta posterior.) A través de estudios exhaustivos de los elemen-

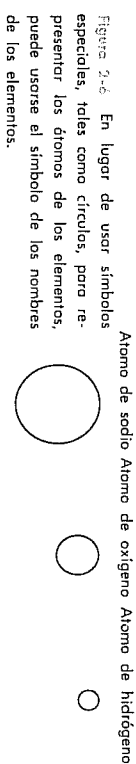


Figura 2-6 En lugar de usar símbolos especiales, tales como círculos, para representar los átomos de los elementos, puede usarse el símbolo de los nombres de los elementos.

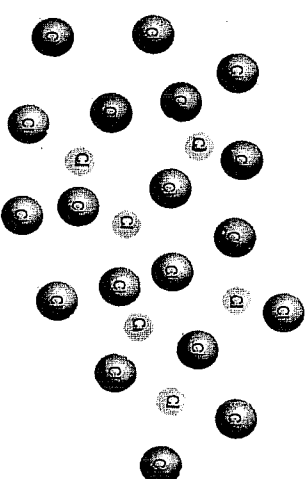


Figura 2-7 Cualquier colección grande de átomos de cloro como se presenta en la naturaleza contiene 75.5% de átomos de cloro de una masa y 24.5% de átomos de cloro de otra masa.

tos, se llegó a que los porcentajes de los isótopos para un elemento dado generalmente son constantes. El estudio de los isótopos es muy importante en química nuclear.

Es posible determinar los porcentajes de los isótopos de cada elemento presente en la naturaleza, ya que cada tipo de isótopo posee una masa definida. Debido a que las masas atómicas son muy pequeñas para expresarlas en gramos, se ideó una unidad de masa más conveniente a nivel atómico. Esta unidad se estableció arbitrariamente y sólo por conveniencia, se llama **unidad de masa atómica, uma**, y se basa en la siguiente definición.

Un átomo del isótopo más común del carbono (conocido como carbono 12) se considera que tiene una masa de exactamente 12 unidades de masa atómica (uma). Por lo tanto, una uma es $1/12$ de la masa de un átomo de carbono 12.

En realidad, esta definición no es más arbitraria que la definición de gramo; que se considera $1/1000$ parte de la masa de una pieza específica de metal guardada en una bóveda. De hecho, puede ser una definición superior debido a que existen numerosos átomos de carbono 12 que se pueden utilizar para comparación. Se escogió el valor 12 uma para que no hubiera isótopos de un elemento que tuvieran una masa relativa menor que una uma. Las masas de los isótopos pueden expresarse en términos de unidades de masa atómica. Por ejemplo, si un isótopo posee una masa 2.56 veces más grande que la masa del átomo de carbono 12, entonces su masa es 30.72 uma ($12 \text{ uma} \times 2.56$). La Tabla 2.4 proporciona una lista de las masas isotópicas y el porcentaje con el que se presentan algunos isótopos en la naturaleza.

Cuando se comparan las masas relativas de los elementos, no es conveniente comparar las masas de todos los isótopos de cada elemento; resulta mejor referirse a las masas de los átomos promedio hipotéticos de los elementos. La masa de un átomo promedio de un elemento se llama **peso atómico** * del elemento; y se define a continuación.

El peso atómico de un elemento es la masa promedio pesada de los isótopos del elemento como se presenta en la naturaleza, expresado en unidades de masa atómica (uma).

Un promedio pesado es precisamente el promedio calculado al considerar las cantidades relativas. Por ejemplo, puede hallarse el promedio de un conjunto de números, sumando los números y dividiendo entre el número de valores

$$\frac{12}{4} = 3 \quad (\text{valor promedio})$$

$$2 + 2 + 3 + 5 = 12$$

* Aquí se usa el término peso atómico como un término oficial. Masa atómica sería un nombre mejor.

Esta lista de números podría expresarse como

$$\begin{array}{l} 50\% \quad 2 \\ 25\% \quad 3 \\ 25\% \quad 5 \end{array}$$

Para hallar el promedio en este caso, multiplicamos cada número por su abundancia fraccionaria ($\%/100$) y, a continuación, sumamos estos productos

$$\begin{array}{l} 2 \quad (.50) = 1.00 \\ 3 \quad (.25) = 0.75 \\ 5 \quad (.25) = 1.25 \\ \hline 3.00 \quad (\text{valor promedio}) \end{array}$$

Tabla 2-4 Abundancias en porcentaje y masas de algunos isótopos

Isótopos	Porcentaje de abundancia en la Naturaleza (%)	Masa
Hidrogeno-1	99.985	1.007825 uma
Hidrogeno-2	0.015	2.01410 uma
Boro-10	19.6	10.01294 uma
Boro-11	80.4	11.00931 uma
Carbono-12	98.89	12.00000 uma
Carbono-13	1.11	13.00335 uma
Nitrógeno-14	99.63	14.00307 uma
Nitrógeno-15	0.37	15.00011 uma
Oxígeno-16	99.759	15.99491 uma
Oxígeno-17	0.037	16.99914 uma
Oxígeno-18	0.204	17.99916 uma
Fluór-19	100.000	18.9984 uma
Neón-20	90.92	19.99244 uma
Neón-21	0.257	20.99395 uma
Neón-22	8.82	21.99138 uma
Cloro-35	75.53	34.96885 uma
Cloro-37	24.47	36.96590 uma
Hierro-54	5.82	53.9396 uma
Hierro-56	91.66	55.9349 uma
Hierro-57	2.19	56.9354 uma
Hierro-58	0.33	57.9333 uma
Estaño-112	0.96	111.9040 uma
Estaño-114	0.66	113.9030 uma
Estaño-115	0.35	114.9035 uma
Estaño-116	14.30	115.9021 uma
Estaño-117	7.61	116.9031 uma
Estaño-118	24.03	117.9018 uma
Estaño-119	8.58	118.9034 uma
Estaño-120	32.85	119.9021 uma
Estaño-122	4.92	121.9034 uma
Estaño-124	5.94	123.9052 uma
Uranio-234	0.0057	234.0409 uma
Uranio-235	0.72	235.0439 uma
Uranio-236	99.27	236.0508 uma

Tan pronto como se conoce el porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento, puede calcularse el peso atómico a partir de las masas de los isótopos. Por ejemplo, se puede calcular el peso atómico del silicio utilizando los datos siguientes que se refieren a la presencia de los isótopos del silicio en la naturaleza.

Masa relativa al carbono 12	Porcentaje de abundancia natural	
silicio-28	27.98 uma	92.21%
silicio-29	28.98 uma	4.70%
silicio-30	29.97 uma	3.09%

La masa promedio pesado puede calcularse multiplicando cada masa isotópica por la abundancia fraccionaria correspondiente (porcentaje de abundancia/100) y sumando los productos.

$$\begin{aligned} (9221) (27.98 \text{ umol}) &= 25.80 \text{ uma} \\ (0470) (28.98 \text{ umol}) &= 1.36 \text{ uma} \\ (0309) (29.97 \text{ umol}) &= .93 \text{ uma} \\ &= 28.09 \text{ uma} \end{aligned}$$

Así, el peso atómico del silicio expresado hasta 4 cifras es 28.09 uma.

2-4 Concepto de mol

Los pesos atómicos de los elementos se han determinado experimentalmente. (Ver la cubierta interior.) Estos pesos atómicos son muy útiles porque expresan la masa promedio relativa de los átomos de los elementos. Sin embargo, debemos recordar que, normalmente, ningún átomo tiene una masa igual al peso atómico. Por ejemplo, cuando se dice que el cloro tiene un peso atómico de 35.453 uma, no significa que un átomo de cloro tiene esta masa. Debido a que el 75.5% de los átomos de cloro tienen una masa y el 24.5% otra, el peso atómico únicamente se refiere a la masa promedio de los átomos de cloro. Por supuesto, el peso atómico de un elemento que no tiene isótopos es la masa de los átomos reales. Por ejemplo, el elemento fluor carece de isótopos, así que la masa del átomo de fluor está dada por el peso atómico, 18.9984 uma.

Al trabajar con los elementos, nunca trataremos con átomos individuales y, en el laboratorio, normalmente se trabaja con cantidades de elementos y compuestos que se miden en gramos. Por tanto, la una no es una unidad conveniente para el trabajo normal; es decir, es más razonable trabajar con gramos de elementos que con unidades de masa atómica. Entonces es necesario poder tratar las masas relativas de los elementos en gramos. No obstante, varios gramos de un elemento contendrán numerosos átomos. Para resolver este problema, los químicos han ideado una manera en la que se puede considerar un número están-

dar de átomos como una unidad. Esta forma es semejante a nuestro uso cotidiano del término docena; sabemos que una docena se refiere a 12 cosas como una unidad. Para expresar las masas relativas de los elementos en gramos, se establece la definición siguiente.

Un mol de un elemento es la cantidad (medida en gramos) que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12.

Obsérvese que se usa el mismo estándar, carbono 12, para la definición de mol, como se usó para la definición de la unidad de masa atómica. Esto se hizo por una buena razón, ya que al utilizar la misma referencia, el peso atómico de un elemento es numéricamente el mismo que la masa en gramos de un mol del elemento. Por ejemplo, si el oxígeno tiene un peso atómico de 16.00 uma, entonces, de acuerdo con la definición de mol, la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16.00 g. En otras palabras, debido a la forma en que se establece el concepto de mol, el valor numérico para el número de gramos de un mol de cada elemento es el mismo que el valor numérico del peso atómico. Un mol de un elemento consiste de un número definido de átomos; este número se ha determinado experimentalmente y se llama número de Avogadro, N . El número de Avogadro puede expresarse como

$$N = \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \right)$$

El número de Avogadro proporciona otro punto de vista del mol. Un mol de un elemento puede considerarse como la masa del número de Avogadro de átomos de ese elemento. El número de Avogadro es extremadamente grande. Considérese que si existen alrededor de 3 000 millones (3×10^9) de habitantes en la Tierra, hay 200 billones (2×10^{11}) de veces más átomos en un mol.

Partiendo de los pesos atómicos puede determinarse el número de gramos por mol para cada elemento y puede expresarse en la forma

$$\left(\frac{\#g}{1 \text{ mol}} \right)$$

En la Tabla 2-5 se da una lista de los pesos atómicos y el número de gramos por mol para los diferentes elementos. La tabla periódica de los elementos (ver la cubierta interior) comúnmente proporciona el símbolo y el valor numérico del número de gramos por mol para cada elemento. La razón del por qué los elementos están colocados en la tabla en la forma que aparecen se estudiará posteriormente en el Capítulo 3. La tabla periódica sirve como una buena fuente del número de gramos por mol de un elemento, que se refiere a las masas relativas del número de Avogadro de átomos de los elementos. Para determinar el número de gramos por mol de un elemento puede localizarse el elemento en la tabla y

2. Los elementos químicos y compuestos

utilizar el valor numérico como la masa relativa de ese elemento. Por ejemplo, hallemos el sodio (Na) en la tabla, decimos que se tienen 23.0 (para la aproximación de una regla de cálculo) gramos por mol de sodio o

$$\left(\frac{23.0 \text{ g}}{1 \text{ mol Na}} \right)$$

Debido a que normalmente se trabaja con cantidades de sustancias en gramos, nos es mucho más útil el número de gramos por mol de un elemento que el peso atómico. Si no es necesario utilizar todos los dígitos

Tabla 2-5 Pesos atómicos y número de gramos por mol de los elementos. [Expresados con un dígito más que la aproximación dada por una regla de cálculo]

Elemento	Símbolo	Peso atómico (umaj)*	Gramos por mol
Actinio	Ac		
Aluminio	Al	26.98	(26.98 g/mol Al)
Americio	Am		
Antimonio	Sb	121.75	(121.75 g/mol Sb)
Argón	Ar	39.95	(39.95 g/mol Ar)
Arsénico	As	74.92	(74.92 g/mol As)
Astrafino	At		
Azufre	S	32.06	(32.06 g/mol S)
Bario	Ba	137.34	(137.34 g/mol Ba)
Berkelio	Bk		
Berilio	Be	9.012	(9.012 g/mol Be)
Bismuto	Bi	209.0	(209.0 g/mol Bi)
Boro	B	10.81	(10.81 g/mol B)
Bromo	Br	79.90	(79.90 g/mol Br)
Cadmio	Cd	112.40	(112.40 g/mol Cd)
Calcio	Ca	40.08	(40.08 g/mol Ca)
Californio	Cf		
Carbono	C	12.011	(12.011 g/mol C)
Cerio	Ce	140.12	(140.12 g/mol Ce)
Cesio	Cs	132.91	(132.91 g/mol Cs)
Cinc	Zn	65.37	(65.37 g/mol Zn)
Cloro	Cl	35.45	(35.45 g/mol Cl)
Cromo	Cr	52.00	(52.00 g/mol Cr)
Cobalto	Co	58.93	(58.93 g/mol Co)
Cobre	Cu	63.55	(63.55 g/mol Cu)
Curio	Cm		
Disproscio	Dy	162.50	(162.50 g/mol Dy)
Einsteinio	Es		
Erbio	Er	167.26	(167.26 g/mol Er)
Escandio	Sc	44.96	(44.96 g/mol Sc)
Estaño	Sn	118.69	(118.69 g/mol Sn)
Estroncio	Sr	87.62	(87.62 g/mol Sr)
Europio	Eu	151.96	(151.96 g/mol Eu)
Fermio	Fm		
Fósforo	P	30.97	(30.97 g/mol P)

Tabla 2-5 (Continuación)

Elemento	Símbolo	Peso atómico (umaj)*	Gramos por mol
Flúor	F	19.00	(19.00 g/mol F)
Francio	Fr		
Godolinio	Gd	157.25	(157.25 g/mol Gd)
Galio	Ga	69.72	(69.72 g/mol Ga)
Germanio	Ge	72.59	(72.59 g/mol Ge)
Hafnio	Hf	178.49	(178.49 g/mol Hf)
Helio	He	4.003	(4.003 g/mol He)
Hidrógeno	H	1.0080	(1.0080 g/mol H)
Hierro	Fe	55.85	(55.85 g/mol Fe)
Holmio	Ho	164.93	(164.93 g/mol Ho)
Indio	In	114.82	(114.82 g/mol In)
Iterbio	Yb	173.04	(173.04 g/mol Yb)
Itrio	Y	88.91	(88.91 g/mol Y)
Iridio	Ir	192.2	(192.2 g/mol Ir)
Kriptón	Kr	83.80	(83.80 g/mol Kr)
Lantano	La	138.91	(138.91 g/mol La)
Lawrencio	Lr		
Litio	Li	6.941	(6.941 g/mol Li)
Lutecio	Lu	174.97	(174.97 g/mol Lu)
Magnesio	Mg	24.30	(24.30 g/mol Mg)
Manganeso	Mn	54.94	(54.94 g/mol Mn)
Mercurio	Hg	200.6	(200.6 g/mol Hg)
Mendelevio	Md		
Molibdeno	Mo	95.94	(95.94 g/mol Mo)
Neodimio	Nd	144.24	(144.24 g/mol Nd)
Neón	Ne	20.18	(20.18 g/mol Ne)
Neptunio	Np	237.0	(237.0 g/mol Np)
Níquel	Ni	58.71	(58.71 g/mol Ni)
Niobio	Nb	92.91	(92.91 g/mol Nb)
Nitrógeno	N	14.007	(14.007 g/mol N)
Nobelio	No		
Oro	Au	196.97	(196.97 g/mol Au)
Osmio	Os	190.2	(190.2 g/mol Os)
Oxígeno	O	15.999	(15.999 g/mol O)
Paladio	Pd	106.4	(106.4 g/mol Pd)
Plata	Ag	107.87	(107.87 g/mol Ag)
Platino	Pt	195.09	(195.09 g/mol Pt)
Plomo	Pb	207.2	(207.2 g/mol Pb)
Plutonio	Pu		
Polonio	Po		
Potasio	K	39.10	(39.10 g/mol K)
Praseodimio	Pr	140.10	(140.10 g/mol Pr)
Prometio	Pm		
Protactinio	Pa	231.0	(231.0 g/mol Pa)
Radio	Ra	226.0	(226.0 g/mol Ra)
Radón	Rn		
Renio	Re	186.2	(186.2 g/mol Re)
Rodio	Rh	102.91	(102.91 g/mol Rh)
Rubidio	Rb	85.47	(85.47 g/mol Rb)
Rutenio	Ru	101.07	(101.07 g/mol Ru)

Tabla 2-5 (Continuación)

Elemento	Símbolo	Peso atómico (umol*)	Gramos por mol
Samario	Sm	150.14	(150.14 g/mol Sm)
Selenio	Se	78.96	(78.96 g/mol Se)
Silicio	Si	28.09	(28.09 g/mol Si)
Sodio	Na	22.99	(22.99 g/mol Na)
Tantalio	Ta	180.95	(180.95 g/mol Ta)
Tecnecio	Tc	98.91	(98.91 g/mol Tc)
Telurio	Te	127.60	(127.60 g/mol Te)
Terbio	Tb	158.92	(158.92 g/mol Tb)
Tolio	Tl	204.4	(204.4 g/mol Tl)
Torio	Th	232.0	(232.0 g/mol Th)
Tulio	Tm	168.93	(168.93 g/mol Tm)
Titanio	Ti	47.90	(47.90 g/mol Ti)
Tungsteno	W	183.85	(183.85 g/mol W)
Uranio	U	238.0	(238.0 g/mol U)
Vanadio	V	50.94	(50.94 g/mol V)
Xenón	Xe	131.30	(131.30 g/mol Xe)
Yodo	I	126.90	(126.90 g/mol I)
Zirconio	Zr	91.22	(91.22 g/mol Zr)

* Los elementos que no tienen valores para los pesos atómicos son aquellos extremadamente raros, inestables o que se producen sintéticamente.

dados en la tabla para la masa relativa de un elemento, se puede redondear al número de cifras que se desee.

Basándose en el concepto de mol, podemos determinar el número de moles de un elemento contenidos en un cierto número de gramos de ese elemento. Una vez logrado ésto, puede determinarse el número real de átomos, utilizando el número de Avogadro. Luego, el concepto de mol permite determinar el número de átomos en una masa dada de un elemento. Además, si se tiene un cierto número de moles de un elemento, se puede hallar fácilmente el número de gramos que se tiene, ya que conocemos el número de gramos por un mol del elemento. Este último puede usarse como un factor de conversión apropiado para convertir gramos de un elemento en número de moles o viceversa.

Ejemplo 2-1 ¿Cuál es la masa de 2.50 moles de átomos de oxígeno? Pueden convertirse a masa el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando por el número de gramos por mol de oxígeno.

$$2.50 \text{ moles O} \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} \right) = 40.0 \text{ g}$$

Ejemplo 2-2 ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 10.0 g de oxígeno?

Puede encontrarse el número de moles de átomos de oxígeno, multiplicando la masa por el inverso del número de gramos por mol de oxígeno.

$$10.00 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g}} \right) = 0.625 \text{ moles O}$$

Nótese que, en esta conversión, se usa el inverso del número de gramos por mol para convertir gramos a moles. Puede usarse el número de Avogadro para convertir el número de moles de un elemento al número de átomos de ese elemento.

Ejemplo 2-3 ¿Cuántos átomos de oxígeno están contenidos en una muestra de 20.0 g de oxígeno?

Primero, puede multiplicarse la masa de oxígeno por el inverso del número de gramos por mol de oxígeno. Esto da el número de moles de átomos de oxígeno que se tienen. Finalmente, puede usarse el número de Avogadro como un factor para convertir el número de moles de oxígeno al número de átomos de oxígeno.

$$20.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \right) = 7.52 \times 10^{23} \text{ átomos O}$$

Como puede verse, existe un número extremadamente grande de átomos en 20.0 g de oxígeno. Por tanto, resulta obvio que, en la mayoría de las situaciones, resulta más conveniente usar el número de gramos por mol de un elemento en lugar del peso atómico.

El concepto de mol es muy útil en la química y una de sus aplicaciones más importantes es la conversión del número de gramos de una sustancia al número de moles y viceversa.

Problema 2-1 ¿Cuántos moles de átomos de hierro están contenidos en una muestra de hierro de 25.0 g?

Problema 2-2 ¿Cuántos átomos de metal sodio están contenidos en una muestra de 1.000 g de sodio?

2-5 Fórmulas y número de gramos por mol

Los átomos son especies químicas básicas. Una especie puede considerarse como una partícula química identificable. Los átomos son las piezas básicas de las sustancias. Otras especies más complejas pueden formarse a partir de los átomos. Dos o más átomos pueden ligarse para formar una especie química llamada **molécula**. Por ejemplo, dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno se enlazan para formar una molécula de agua. Otra especie química importante es el **ion**, que es un átomo o un grupo ligado de átomos que poseen una carga eléctrica. (Ver la Figura 2-8.) Las naturalezas de estas especies químicas se discuten en el Capítulo 4; se mencionan aquí para poner énfasis en el hecho de que los compuestos químicos consisten de agregados de átomos (moléculas o iones) que existen como unidades estables. Es decir, los compuestos están formados por moléculas o iones. Los compuestos contienen átomos combinados en proporciones definidas. Por ejemplo, el agua contiene dos átomos combinados de hidrógeno por cada átomo combinado de oxígeno. Cada compuesto puro contiene una proporción definida de átomos combinados de cada elemento presente en el compuesto. Ya que ésto es

cierto, los compuestos pueden representarse por un símbolo que indique las clases de elementos presentes y el número relativo de átomos combinados de cada elemento. Este símbolo se conoce como **fórmula** del compuesto. Los elementos en el estado combinado se representan por su símbolo usual. Así, las fórmulas de los compuestos incluyen el símbolo de cada elemento presente seguido de un subíndice que indica el número relativo de átomos. Para aclarar ésto, la fórmula del agua es H_2O , lo cual indica que el compuesto agua contiene hidrógeno y oxígeno y que el compuesto contiene el doble de átomos combinados de hidrógeno que los átomos combinados de oxígeno. Obsérvese que cuando el subíndice es uno, se omite el número. Las fórmulas son muy útiles; ya que la fórmula de un compuesto nos dice qué elementos lo constituyen y el número relativo de átomos de cada elemento. Hasta aquí, sólo nos hemos interesado en el hecho de que un compuesto puede representarse por una fórmula. Sin embargo, como se verá, el significado real de la fórmula depende de la naturaleza de las especies químicas que forman el compuesto.

La fórmula de un compuesto puede interpretarse como si indicara el número relativo de moles de cada elemento en el compuesto. Por ejemplo,

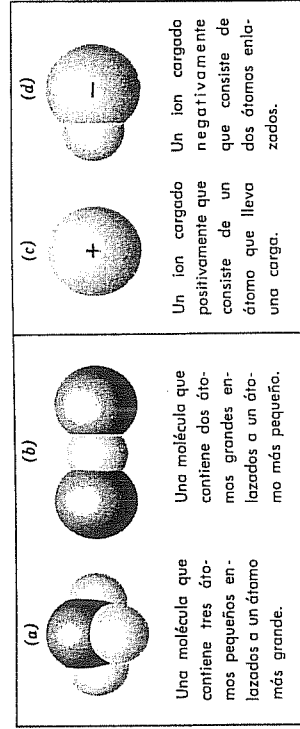


Figura 2-8. Representaciones idealizadas de moléculas y iones.

la fórmula del agua H_2O , indica que en el compuesto agua hay dos veces más moles de hidrógeno combinado que moles de oxígeno combinado. Esto significa precisamente que si tuviéramos una muestra de agua que contuviera el número de Avogadro (6.02×10^{23}) de átomos combinados de oxígeno, también contendría dos veces este mismo número de átomos combinados de hidrógeno. Esto se ilustra en la Figura 2-9. Debido a que una fórmula puede interpretarse de esta manera, es posible expresar el número de gramos asociados con un mol de un compuesto. Un **mol de un compuesto** es la cantidad del compuesto (en gramos) que contiene el número de moles de cada elemento dados por los subíndices en la fórmula. Un mol de agua sería la cantidad que contiene un mol de átomos combinados de oxígeno y dos moles de átomos combinados de hidrógeno. (Ver la Figura 2-9.) ¿Por qué se desea trabajar con un mol de un compuesto? Bien, al igual que en el caso de los elementos, se trabaja normalmente con cantidades de compuestos medidas en gramos. Al utilizar la interpretación molar de una fórmula, es posible referirse al **número de gramos por mol de un compuesto**. Este número se determina multiplicando el número de gramos por mol de cada elemento en el

compuesto por el subíndice correspondiente en la fórmula y sumando a continuación los productos. Para el compuesto general A_xB_y , el número de gramos por mol es

$$x \left(\frac{\#g}{1 \text{ mol}} A \right) + y \left(\frac{\#g}{1 \text{ mol}} B \right) = \left(\frac{\#g}{1 \text{ mol}} A_xB_y \right)$$

Por ejemplo, puede deducirse el número de gramos por mol de agua como sigue

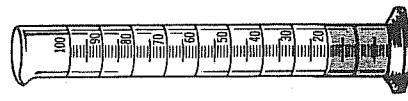
$$2 \left(\frac{1.008 \text{ g}}{1 \text{ mol H}} \right) + 1 \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} \right) = \left(\frac{18.02 \text{ g}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

Una molécula de agua contiene dos átomos combinados de hidrógeno y un átomo combinado de oxígeno.



H_2O Esta fórmula puede representar una molécula de agua.

(b)



Alrededor de 18 gramos, o bien 18 mililitros, de agua contienen el número de Avogadro de moléculas de agua. Un mol de moléculas de agua contendrá dos moles de átomos de hidrógeno combinados y un mol de átomos combinados de oxígeno.

(c)

H_2O Esta fórmula puede representar un mol de moléculas de agua. Una fórmula así indica el número relativo de átomos combinados de cada elemento presentes en un compuesto.

(d)

Figura 2-9. Relación entre un mol de un compuesto y el número de moles de los elementos que constituyen el compuesto.

La determinación del número de gramos por mol para los compuestos es muy importante, de modo que consideremos con todo detalle el método para esa determinación. ¿Por qué la fórmula de un compuesto conduce a un punto de vista molar? La fórmula del agua H_2O , indica que se tienen dos moles de hidrógeno combinado y uno de oxígeno combinado en un mol de agua. Los subíndices de la fórmula lo indican. A partir de la fórmula del agua puede deducirse que hay

$$\left(\frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \text{ y } \left(\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

Siempre es una buena práctica expresar los símbolos de las especies de que se trate en esa forma molar. Mientras conozcamos el número de gramos por mol de cada elemento, puede hallarse el número de gramos por mol del

compuesto. Determinemos nuevamente el número de gramos por mol de agua, utilizando estas razones molares

$$\left(\frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{1.008 \text{ g}}{1 \text{ mol H}}\right) + \left(\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}}\right) = \left(\frac{18.02 \text{ g}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}\right)$$

Obsérvese como se manejan las unidades en esta determinación. Si se conoce la fórmula de un compuesto, se puede determinar fácilmente el número de gramos por mol.

Por supuesto, en lugar de calcular el número de gramos por mol de un compuesto en la forma anterior, simplemente puede multiplicarse el número de gramos por mol de cada elemento por el subíndice en la fórmula y sumar los productos.

$$2(1.008) = 2.016$$

$$16.00 = \underline{16.00}$$

$$18.016 \text{ o } 18.02 \text{ g/mol H}_2\text{O}$$

El número de dígitos significativos en un resultado que se calcula por adición o sustracción depende de la posición del punto decimal. El resultado no puede tener más dígitos significativos a la derecha del punto decimal que el factor con el menor número de dígitos a la derecha del punto decimal. La suma

$$16.00 \quad 12 \text{ dígitos a la derecha del punto decimal}$$

$$2.016 \quad 3 \text{ dígitos a la derecha del punto decimal}$$

$$\underline{18.016}$$

debe redondearse a 18.02, ya que el resultado sólo debe tener 2 dígitos después del punto decimal. El redondeo de un número significa expresar menos dígitos, eliminando dígitos a la derecha. Sin embargo, existen tres reglas para redondear números.

1. Si el primer dígito que sigue a los dígitos que van a conservarse es menor que 5, los dígitos que van a conservarse no se alteran.
2. Si el primer dígito que sigue a los dígitos que van a conservarse es mayor que 5, el último dígito de aquellos que van a conservarse se incrementa en uno.
3. Si el primer dígito que sigue a los dígitos que van a conservarse es cinco y lo siguen ceros o ningún dígito, el último dígito que va a conservarse se incrementa en uno si es impar o se deja inalterado si es par.

Ejemplo 2-4 Dar la interpretación molar de la fórmula del compuesto amoníaco, NH_3 , y determinar el número de gramos por mol del compuesto.

La fórmula indica que existen tres moles de hidrógeno combinado y un mol de nitrógeno combinado en el compuesto.

Esto puede expresarse como

$$\left(\frac{3 \text{ moles H}}{1 \text{ mol NH}_3}\right) \text{ y } \left(\frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3}\right)$$

Puede determinarse el número de gramos por mol, usando estas razones y los factores del número de gramos por mol para cada elemento.

$$\left(\frac{3 \text{ moles H}}{1 \text{ mol NH}_3}\right) \left(\frac{1.008 \text{ g}}{1 \text{ mol H}}\right) + \left(\frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3}\right) \left(\frac{14.01 \text{ g}}{1 \text{ mol N}}\right) = \left(\frac{17.03 \text{ g}}{1 \text{ mol NH}_3}\right)$$

o bien,

$$3 \left(\frac{1.008 \text{ g}}{1 \text{ mol H}}\right) + 1 \left(\frac{14.01 \text{ g}}{1 \text{ mol N}}\right) = \left(\frac{17.03 \text{ g}}{1 \text{ mol NH}_3}\right)$$

o, simplemente,

$$3(1.008) = 3.024$$

$$14.01 = \underline{14.01}$$

$$17.034 \text{ o } 17.03 \text{ g/mol NH}_3$$

Problema 2-3 Dar la interpretación molar de la fórmula y determinar el número de gramos por mol para cada uno de los compuestos siguientes. (Aplicar el método sencillo y expresar con la aproximación de una regla de cálculo.)

- (a) Peróxido de hidrógeno, H_2O_2
- (b) Sacarosa (azúcar), $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- (c) Carbonato de sodio, Na_2CO_3

La Tabla 2-6 contiene una lista de algunos de los compuestos más comunes y el número de gramos por mol de cada compuesto.

Tabla 2-6 Número de gramos por mol para algunas sustancias comunes

Sustancia	Fórmula	Número de gramos por mol
acetileno	C_2H_2	(26.0 g/mol C_2H_2)
ácido acético	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	(60.1 g/mol $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)
ácido fosfórico	H_3PO_4	(98.0 g/mol H_3PO_4)
alcohol metílico	CH_3OH	(32.0 g/mol CH_3OH)
ácido nítrico	HNO_3	(63.0 g/mol HNO_3)
ácido sulfúrico	H_2SO_4	(98.1 g/mol H_2SO_4)
alcohol etílico	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	(46.1 g/mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)
agua	H_2O	(18.02 g/mol H_2O)
amoníaco	NH_3	(17.03 g/mol NH_3)
amoníaco, cloruro de	NH_4Cl	(53.5 g/mol NH_4Cl)
amoníaco, nitrato de	NH_4NO_3	(80.0 g/mol NH_4NO_3)
amoníaco, sulfato de	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	(132.1 g/mol $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)
azufre	S_8	(257 g/mol S_8)
azufre, dióxido de	SO_2	(64.1 g/mol SO_2)
azufre, trióxido de	SO_3	(80.1 g/mol SO_3)
bario, hidróxido de	Ba(OH)_2	(171.4 g/mol Ba(OH)_2)
bario, sulfato de	BaSO_4	(233 g/mol BaSO_4)

Tabla 2-6 (Continuación)

Sustancia	Fórmula	Número de gramos por mol
benceno	C ₆ H ₆	(78.1 g/mol C ₆ H ₆)
bromo	Br ₂	(159.8 g/mol Br ₂)
butano	C ₄ H ₁₀	(58.1 g/mol C ₄ H ₁₀)
cadmio	Cd	(112.4 g/mol Cd)
cadmio, cloruro de	CdCl ₂	(183.3 g/mol CdCl ₂)
cadmio, nitrato de	Cd(NO ₃) ₂	(236 g/mol Cd(NO ₃) ₂)
calcio, carbonato de	CaCO ₃	(100.1 g/mol CaCO ₃)
calcio, cloruro de	CaCl ₂	(111.0 g/mol CaCl ₂)
calcio, nitrato de	Ca(NO ₃) ₂	(164.1 g/mol Ca(NO ₃) ₂)
carbano, dióxido de	CO ₂	(44.0 g/mol CO ₂)
carbano, monóxido de	CO	(28.0 g/mol CO)
carbano, tetracloruro de	CCl ₄	(153.8 g/mol CCl ₄)
cinc, cloruro de	ZnCl ₂	(136.3 g/mol ZnCl ₂)
cloro	Cl ₂	(70.9 g/mol Cl ₂)
etano	C ₂ H ₆	(30.1 g/mol C ₂ H ₆)
fósforo	P ₄	(123.9 g/mol P ₄)
flúor	F ₂	(38.0 g/mol F ₂)
glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆	(180.2 g/mol C ₆ H ₁₂ O ₆)
hidrógeno	H ₂	(2.02 g/mol H ₂)
hidrógeno, bromuro de	HBr	(80.9 g/mol HBr)
hidrógeno, cloruro de	HCl	(36.5 g/mol HCl)
hidrógeno, fluoruro de	HF	(20.0 g/mol HF)
hidrógeno, yoduro de	HI	(127.9 g/mol HI)
hidrógeno, peróxido de	H ₂ O ₂	(34.0 g/mol H ₂ O ₂)
hidrogeno, sulfuro de	H ₂ S	(34.1 g/mol H ₂ S)
hierro (II), cloruro de	FeCl ₂	(126.8 g/mol FeCl ₂)
hierro (III), cloruro de	FeCl ₃	(162.2 g/mol FeCl ₃)
magnesio, cloruro de	MgCl ₂	(95.2 g/mol MgCl ₂)
magnesio, hidróxido de	Mg(OH) ₂	(58.3 g/mol Mg(OH) ₂)
magnesio, sulfato de	MgSO ₄	(120.4 g/mol MgSO ₄)
metano	CH ₄	(16.04 g/mol CH ₄)
nitrógeno	N ₂	(28.0 g/mol N ₂)
oxígeno	O ₂	(32.0 g/mol O ₂)
potasio, acetato de	KC ₂ H ₃ O ₂	(98.2 g/mol KC ₂ H ₃ O ₂)
potasio, cloruro de	KCl	(74.6 g/mol KCl)
potasio, hidróxido de	KOH	(56.1 g/mol KOH)
potasio, nitrato de	KNO ₃	(111.1 g/mol KNO ₃)
potasio, permanganato de	KMnO ₄	(158.0 g/mol KMnO ₄)
potasio, sulfato de	K ₂ SO ₄	(174.3 g/mol K ₂ SO ₄)
plata, cloruro de	AgCl	(143.3 g/mol AgCl)
plata, nitrato de	AgNO ₃	(169.9 g/mol AgNO ₃)
sacarosa	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	(342 g/mol C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)
sodio, acetato de	NaC ₂ H ₃ O ₂	(82.0 g/mol NaC ₂ H ₃ O ₂)
sodio, cloruro de	NaCl	(58.4 g/mol NaCl)
sodio, carbonato de	Na ₂ CO ₃	(106.0 g/mol Na ₂ CO ₃)
sodio, dicromato de	Na ₂ Cr ₂ O ₇	(262 g/mol Na ₂ Cr ₂ O ₇)
sodio, carbonato hidrogenado de	NaHCO ₃	(84.0 g/mol NaHCO ₃)
sodio, hidróxido de	NaOH	(40.0 g/mol NaOH)
sodio, nitrato de	NaNO ₃	(85.0 g/mol NaNO ₃)
sodio, sulfato de	Na ₂ SO ₄	(142.0 g/mol Na ₂ SO ₄)
sodio, sulfuro de	Na ₂ S	(78.0 g/mol Na ₂ S)
yodo	I ₂	(254 g/mol I ₂)

Al igual que con los elementos, se puede utilizar como factor de conversión el número de gramos por mol de un compuesto para pasar de gramos a números de moles y viceversa.

Ejemplo 2-5 ¿Cuántos moles de amoníaco, NH₃, están contenidos en una muestra de 20.0 g de amoníaco?
Puede encontrarse el número de moles de amoníaco, multiplicando la masa por el inverso del número de gramos por mol de amoníaco.

$$20.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \text{ g}} \right) = 1.17 \text{ moles NH}_3$$

Ejemplo 2-6 ¿Cuál es la masa en gramos de 0.0702 moles de metano, CH₄? Puede determinarse la masa multiplicando el número de moles por el número de gramos por mol de metano.

$$0.0702 \text{ moles CH}_4 \left(\frac{16.04 \text{ g}}{1 \text{ mol CH}_4} \right) = 1.123 \text{ g}$$

Problema 2-4 ¿Cuántos moles de peróxido de hidrógeno, H₂O₂, están contenidos en una muestra de 5.00 g de peróxido de hidrógeno?

Problema 2-5 ¿Cuál es la masa en gramos de 0.237 moles de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁?

2-6 Composición dada en porcentaje en masa y fórmulas empíricas

Algunas veces es conveniente expresar la constitución de un compuesto en términos del porcentaje de cada elemento presente en el compuesto. Dado que hay una relación entre la masa y el número de moles, puede usarse la fórmula del compuesto, que da el número de moles de cada elemento constituyente, para determinar el porcentaje en masa de cada elemento presente. Esto se llama **composición dada en porcentaje en masa** del compuesto.

Debido a que podemos deducir la masa de un mol de un compuesto y a que conocemos la masa por mol de cada elemento en el compuesto, se puede encontrar el porcentaje en masa de cualquier elemento, multiplicando el número de gramos por mol del elemento por el subíndice que tiene en la fórmula y dividiendo entre el número de gramos por mol del compuesto. El resultado debe multiplicarse por cien para expresarlo en porcentaje.

Ejemplo 2-7 ¿Cuál es la composición en porcentaje en masa del agua, H₂O?

$$\text{por ciento H} = \left(\frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1.008 \text{ g}}{\text{mol H}} \right) \left(\frac{\text{mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g}} \right) 10^2 = 11.2\%$$

$$\text{por ciento O} = \left(\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{16.00 \text{ g}}{\text{mol O}} \right) \left(\frac{\text{mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g}} \right) 10^2 = 88.8\%$$

o, simplemente,

$$\text{por ciento H} = 2 \left(\frac{1.008}{18.02} \right) 10^2 = 11.2\%$$

$$\text{por ciento O} = \left(\frac{16.00}{18.02} \right) 10^2 = 88.8\%$$

Por supuesto, la suma de los porcentajes de los elementos en un compuesto debe ser igual a 100%.

Ejemplo 2-8 ¿Cuál es la composición en porcentaje en masa del sulfato de sodio, Na_2SO_4 ?

$$\text{por ciento Na} = \left(\frac{2 \text{ moles Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{23.0 \text{ g Na}}{\text{mol Na}} \right) \left(\frac{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}{142.0 \text{ g}} \right) 10^2 = 32.4\% \text{ Na}$$

$$\text{por ciento S} = \left(\frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{32.1 \text{ g}}{\text{mol S}} \right) \left(\frac{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}{142.0 \text{ g}} \right) 10^2 = 22.6\% \text{ S}$$

$$\text{por ciento O} = \left(\frac{4 \text{ moles O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{16.00 \text{ g}}{\text{mol O}} \right) \left(\frac{\text{mol Na}_2\text{SO}_4}{142.0 \text{ g}} \right) 10^2 = 45.0\% \text{ O}$$

o, simplemente,

$$\text{por ciento Na} = 2 \left(\frac{23.0}{142.0} \right) 10^2 = 32.4\%$$

$$\text{por ciento S} = \left(\frac{32.1}{142.0} \right) 10^2 = 22.6\%$$

$$\text{por ciento O} = 4 \left(\frac{16.00}{142.0} \right) 10^2 = 45.0\%$$

Problema 2-6 ¿Cuál es la composición en porcentaje en masa del ácido fosfórico, H_3PO_4 ?

Una cuestión interesante en este punto es cómo pueden determinarse las fórmulas de los compuestos. A menudo, es posible determinar experimentalmente la composición dada en porcentaje en masa de un compuesto puro. Una fórmula puede considerarse como una expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. Por ejemplo, la fórmula del agua, H_2O , indica que existen 2 moles de hidrógeno combinado por cada mol de oxígeno combinado en el compuesto. En otras palabras, a partir de la fórmula sabemos que la razón molar es

$$\left(\frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol O}} \right)$$

Si se conoce la composición dada en porcentaje en masa, es posible determinar el número de moles de cada elemento presente en una masa dada del compuesto. Pueden hallarse las razones molares de los elementos a partir del número de moles de cada elemento. Las razones molares obtenidas en esta forma indican los subíndices que deben usarse en la fórmula del compuesto. A la fórmula resultante se le llama **fórmula empírica**. El término empírico significa que se obtiene de datos experimentales.

¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto para el cual se encuentra que contiene 11.18% en masa de hidrógeno combinado y 88.8% en masa de oxígeno combinado?

Como se conoce la composición en porcentaje y se desea tratar con masas, puede decirse que si se tuvieron 100.0 gramos del compuesto, contendrían 11.18 gramos de hidrógeno combinado y 88.8 gramos de oxígeno combinado. Usando estas masas, puede encontrarse el número de moles de cada elemento y las razones molares.

$$11.18 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mole H}}{1.008 \text{ g}} \right) = 11.10 \text{ moles H}$$

$$88.8 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mole O}}{16.00 \text{ g}} \right) = 5.55 \text{ moles O}$$

Usando el número de moles de cada elemento, pueden expresarse las razones molares como

$$\left(\frac{11.10 \text{ moles H}}{5.55 \text{ moles O}} \right) = \left(\frac{2.00 \text{ moles H}}{1 \text{ mol O}} \right)$$

o bien,

$$\left(\frac{5.55 \text{ moles O}}{11.10 \text{ moles H}} \right) = \left(\frac{0.500 \text{ moles O}}{1 \text{ mol H}} \right)$$

La primera razón es más fácil de interpretar al deducir la fórmula a partir de las razones molares. De esta razón molar, puede verse que la fórmula para el compuesto sería H_2O . Es decir, se tienen dos moles de hidrógeno combinado por un mol de oxígeno combinado. Siempre es una buena idea dividir entre el menor número de moles al hallar las razones molares, de modo que estas razones no sean menores que uno. Por tanto, la primera razón molar expresada líneas arriba, sería la usada convencionalmente para deducir la fórmula.

Ejemplo 2-10 ¿Cuál es la fórmula para un compuesto para el cual se encuentra que tiene la siguiente composición en porcentaje en masa: 26.5% de potasio combinado, 35.4% de cromo combinado y 38.1% de oxígeno combinado?

Nuevamente, para expresar las cantidades de los elementos en términos de masa, puede expresarse el número de gramos de cada elemento que estarían presentes en 100 gramos del compuesto. Entonces puede determinarse el número de moles de cada elemento.

$$26.5 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol K}}{39.1 \text{ g}} \right) = 0.678 \text{ moles K}$$

$$35.4 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Cr}}{52.0 \text{ g}} \right) = 0.681 \text{ moles Cr}$$

$$38.1 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g}} \right) = 2.38 \text{ moles O}$$

Usando el número menor de moles, que es el número de moles del potasio, en el denominador las razones molares son

$$\left(\frac{0.681 \text{ moles Cr}}{0.678 \text{ moles K}} \right) = \left(\frac{1.004 \text{ moles Cr}}{1 \text{ mol K}} \right)$$

$$\left(\frac{2.38 \text{ moles O}}{0.678 \text{ moles K}} \right) = \left(\frac{3.51 \text{ moles O}}{1 \text{ mol K}} \right)$$

A partir de las razones molares, puede verse que la fórmula es $KCrO_3$. Normalmente se evita escribir subíndices fraccionarios en las fórmulas, de modo que se multiplica cada uno de los subíndices por dos con el fin de obtener números enteros en los subíndices. De donde, la mejor fórmula empírica es $K_2Cr_2O_6$. Siempre que se determina la fórmula de un compuesto a partir de la composición en porcentaje y se obtienen subíndices fraccionarios de las razones molares, deben multiplicarse los subíndices por un número apropiado que los convierta en números enteros.

Nótese que las razones molares calculadas en estos ejemplos tuvieron unos cuantos dígitos más que se despreciaron. Estos dígitos de más probablemente surgen de errores por redondeo. Normalmente, los subíndices en las fórmulas son números enteros pequeños, por tanto se desprecian estos dígitos adicionales cuando se deduce la fórmula a partir de las razones molares.

Problema 2-7 Determinar la fórmula empírica de un compuesto que consiste de 12.70% de carbono, 3.18% de hidrógeno y 84.1% de bromo.

2-7 Las formas físicas y químicas de los elementos

Debido a que estamos interesados en estudiar las propiedades y el comportamiento de los elementos, es importante conocer la naturaleza de

Tabla 2-7 Elementos gaseosos

Elemento	Símbolo del elemento	Fórmula del elemento gaseoso
Hidrógeno	H	H_2
Nitrógeno	N	N_2
Oxígeno	O	O_2
Flúor	F	F_2
Cloro	Cl	Cl_2
Helio	He	He
Neón	Ne	Ne
Argón	Ar	Ar
Kriptón	Kr	Kr
Xenón	Xe	Xe
Radón	Rn	Rn

los que se encuentran al natural y la naturaleza de los elementos puros que se pueden separar de los compuestos en que se hallan. Puede describirse la naturaleza de tales elementos, señalando algunas de sus propiedades físicas bajo condiciones terrestres normales. Bajo condiciones normales, algunos elementos están en estado gaseoso. En la Tabla 2-7 se tiene una lista de ellos. Dos elementos, el mercurio y el bromo, son líquidos bajo condiciones normales, el galio y el cesio se vuelven líquidos bajo condiciones de temperatura ligeramente por encima de las normales. Todos los demás elementos se presentan en forma sólida bajo condiciones normales. De acuerdo con sus propiedades, los elementos pueden clasificarse en tres grupos. Una gran parte tienen propiedades metálicas —buenos conductores eléctricos, suficientemente flexibles para ser deformados,

poseen brillo metálico— y se llaman **metales**. Algunos no poseen estas propiedades metálicas y reciben el nombre de **no metales**; éstos se enumeran en la Tabla 2-8. Los elementos enumerados en la Tabla 2-9 exhiben propiedades tanto de metales como de no metales y se conocen como **metaloideos**. Observe las posiciones de los metales, no metales y metaloides en la tabla periódica que se encuentra en la cubierta. Los metales se presentan como sólidos (excepto el mercurio) y se encuentran en una forma en la que los átomos están distribuidos en un patrón geométrico definido llamado **crystal**. El átomo es la partícula representativa en el crystal, así que los metales se representan por los símbolos atómicos. Ciertos no metales se presentan en la forma de **gases monoatómicos**; es decir, en el estado gaseoso, en el que las partículas que constituyen el gas son átomos no combinados. Estos elementos llamados **gases nobles** o **inertes** son el helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón y se representan mediante los símbolos atómicos.

Los no metales hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, bromo y yodo se presentan en la forma de **moléculas diatómicas**; moléculas formadas por dos átomos del elemento. Estos elementos se representan por las fórmulas H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 y I_2 . Así, cuando deseamos referirnos al oxígeno, por ejemplo, en su estado natural, puede usarse la fórmula O_2 ya que el oxígeno se presenta en forma de molécula diatómica en ese estado. El no metal azufre se presenta en forma sólida bajo condiciones normales. Este sólido consiste en moléculas formadas por ocho átomos de azufre; por tanto, el azufre en este estado se representa como S_8 . Sin embargo, algunas veces no se toma en consideración la naturaleza molecular del azufre en el estado natural y, en tal caso, sólo

Tabla 2-8 No metales

Elemento	Símbolo del elemento	Fórmula de la forma natural
Hidrógeno	H	H_2
Boro	B	B
Carbono	C	C
Nitrógeno	N	N_2
Fósforo	P	P_4
Oxígeno	O	O_2
Azufre	S	S_8
Selenio	Se	Se
Flúor	F	F_2
Cloro	Cl	Cl_2
Bromo	Br	Br_2
Yodo	I	I_2
Helio	He	He
Neón	Ne	Ne
Argón	Ar	Ar
Kriptón	Kr	Kr
Xenón	Xe	Xe
Radón	Rn	Rn

Las reacciones químicas pueden describirse en una forma que indica los reactivos y los productos. Por ejemplo, el carbón sólido y el gas oxígeno reaccionan para producir dióxido de carbono. Esto puede representarse simbólicamente en forma de una **ecuación química**. Una ecuación química debe incluir las fórmulas apropiadas de los reactivos y los productos. Además, las fórmulas de los reactivos se separan con signos más (+) que no deben interpretarse como un signo matemático de suma si no que más bien deben interpretarse como la conjunción "y". Las fórmulas de los productos también se separan con signos más. Los reactivos y los productos se separan mediante una flecha (\rightarrow) que significa reaccionar para producir (o dar). Para la reacción entre el

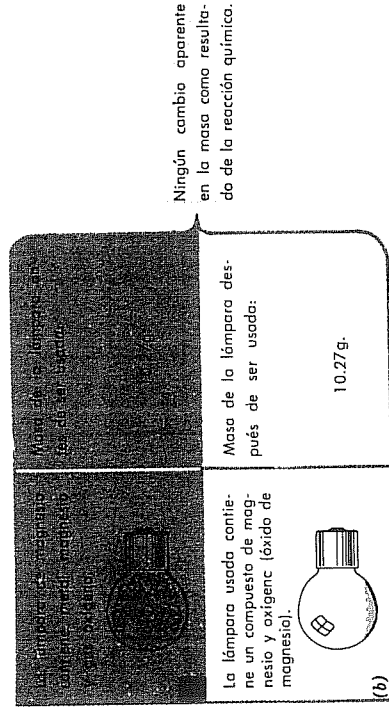
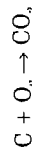


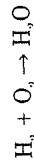
Figure 2-11

carbón y el oxígeno, mencionada anteriormente, la ecuación química se escribe



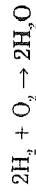
Esta ecuación puede interpretarse como indicando que el carbono y el oxígeno reaccionan para producir dióxido de carbono o que carbono más oxígeno reaccionan para dar dióxido de carbono. Observe que el símbolo utilizado para el carbono sólido es el símbolo atómico C y para el oxígeno es la fórmula para la molécula diatómica O_2 . Generalmente, cuando se mencionan elementos puros en las reacciones químicas, se utiliza su forma natural para determinar el símbolo que debe usarse en la ecuación.

Como otro ejemplo, considérese la ecuación para la reacción del gas hidrógeno con el oxígeno para dar agua. La ecuación puede escribirse como



Sin embargo, debemos asegurarnos de que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos miembros de la ecuación, ya que los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción. Para igualar el nú-

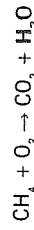
mero de átomos de cada elemento en ambos lados de la flecha, no se pueden cambiar las fórmulas de las especies, ya que esto no sería representativo de las especies apropiadas. Sin embargo, podemos cambiar el número de cada una de las especies que aparece en la ecuación. Esto se hace colocando un **coeficiente numérico** adelante de la fórmula de cualquiera de las especies con el fin de referirse a un número específico de tal especie. La ecuación anterior con los coeficientes apropiados sería



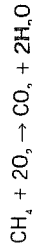
Nótese que en cualquiera de los lados de la flecha existen cuatro hidrógenos combinados y dos oxígenos combinados.

En cualquier ecuación que represente una reacción química, los coeficientes deben ajustarse para que satisfagan el requerimiento de que el número de átomos combinados de cada elemento debe ser el mismo en los reactivos y en los productos. Una ecuación en la que el número de átomos de cada elemento es el mismo en ambos lados de la flecha se llama **ecuación balanceada**. Al proceso de ajustar los coeficientes se le conoce como **balancear la ecuación**. A menudo, la operación de balanceo se lleva a cabo por tanteos; es decir, intentando varios coeficientes.

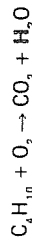
Ejemplo 2-11 Gas metano, CH_4 , reacciona con gas oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. ¿Cuál es la ecuación balanceada para esta reacción? La ecuación no balanceada es



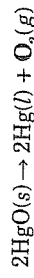
Esta ecuación puede balancearse colocando un coeficiente igual a dos adelante de las fórmulas del oxígeno y el agua.



Problema 2-8 Dar la ecuación balanceada para la reacción correspondiente a la ecuación no balanceada que se da en seguida.

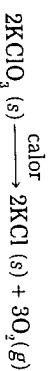


Más adelante se verá por qué, cómo y bajo qué condiciones ocurren las reacciones químicas. No obstante, por el momento, sólo estamos interesados en el balanceo de ecuaciones. Una ecuación sirve como una expresión simbólica de qué sustancias y productos están comprendidos en una reacción. Algunas reacciones están relacionadas con reactivos y productos que son todos de la misma fase. Estas se llaman **reacciones de fases homogéneas**. Otras reacciones son **reacciones de fases heterogéneas**, ya que las especies en cuestión son de fases diferentes. Algunas veces, al escribir la ecuación de una reacción se indica la fase de cada especie. Esto se hace mediante un símbolo encerrado entre paréntesis a continuación de la fórmula de cada especie. Se utiliza *s* para los sólidos, *l* para los líquidos y *g* para los gases. Por ejemplo, el óxido de mercurio (II), HgO , puede descomponerse para formar mercurio y gas oxígeno. Esta reacción de fases heterogéneas puede representarse por la ecuación

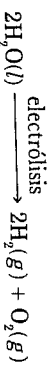


Ocasionalmente es deseable indicar algunas de las condiciones bajo las cuales ocurre una reacción. Esto se hace a menudo indicando las condiciones arriba o abajo de la flecha. La temperatura, si se necesita calor, la presión o alguna otra condición se indica arriba de la flecha.

Por ejemplo,

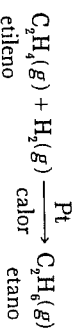


indica que cuando se calienta el clorato de potasio, se producen cloruro de potasio y gas oxígeno. La ecuación



indica que cuando el agua se sujeta a un proceso llamado electrólisis, se descompone en gas hidrógeno y gas oxígeno.

Ciertas reacciones no se llevan a cabo fácilmente a menos que estén presentes sustancias específicas en el medio de reacción. Estas sustancias, que por lo común no se alteran químicamente cuando ocurre la reacción, se llaman catalizadores. A veces se indica arriba de la flecha el catalizador que se necesita en una reacción. Por ejemplo, la ecuación.



indica que en presencia del catalizador metal platino, al calentar el etileno reaccionará con el hidrógeno para formar etano. Estas reacciones reciben el nombre de reacciones catalizadas y normalmente no ocurren fácilmente si no está presente el catalizador.

¿Por qué es importante el concepto de mol en química?

Como se mencionó en la discusión de mol, en la práctica no es posible tratar con partículas químicas individuales (átomos, moléculas o iones). Es posible determinar convenientemente la masa de una muestra de una sustancia. Dado que cada partícula que constituye la sustancia tiene una masa, debe tenerse una manera de relacionar la masa de la muestra de la sustancia con el número real de partículas en la muestra. El mol se define en una manera que permite la determinación del número de partículas en una masa conocida de una muestra de una sustancia pura. Con el fin de ayudar a aclarar esta idea, usamos huevos como una analogía. aparentemente, en los supermercados no resulta conveniente tratar con huevos individuales, de modo que se define un cierto número como una docena de huevos. Comúnmente, se expresa el precio de los huevos en términos del costo por docena de huevos en lugar del costo por huevo. Por ejemplo, el precio de los huevos puede ser de 40 centavos/do-

cena. Dado que se sabe cuantos huevos hoy en una docena, se usa esa expresión del costo por conveniencia. No obstante, en química el mol es una cantidad más bien que una conveniencia, dado que no puede tratarse con partículas individuales sino sólo con colecciones de tales partículas. La docena sólo contiene 12 huevos, pero un mol de partículas es un número muy grande (6.02×10^{23} partículas por mol). El mol se define en una manera específica de modo que se conoce la masa en gramos de un mol de una sustancia dada. Retirándonos a los huevos por el momento, se conoce el costo por docena y el número de huevos por docena. Conociendo esto, puede determinarse el número de huevos que puede comprarse con una cierta cantidad de dinero.

Si los huevos cuestan 40 centavos/docena, ¿cuántas docenas de huevos pueden comprarse con 80 centavos? Esto se puede determinar usando el recíproco del costo como un factor para convertir de centavos a docenas.

$$80 \frac{\text{centavos}}{\text{docenas}} \left(\frac{1 \text{ docena}}{40 \text{ centavos}} \right) = 2 \text{ docenas}$$

Nótese la semejanza con un problema como el que sigue. Si el calcio tiene 40.1 g/mol Ca, ¿cuántos moles de calcio están contenidos en una muestra de 80.2 g de calcio? Esto se puede calcular usando el recíproco del número de gramos por mol para convertir la masa de calcio al número de moles.

$$80.2 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Ca}}{40.1 \text{ g}} \right) = 2.00 \text{ moles Ca}$$

Es más, en realidad puede determinarse el número de huevos que se tienen, ya que puede usarse el factor 12 huevos/docena para convertir las docenas de huevos al número de huevos.

$$80 \frac{\text{centavos}}{\text{docenas}} \left(\frac{1 \text{ docena}}{40 \text{ centavos}} \right) \left(\frac{12 \text{ huevos}}{1 \text{ docena}} \right) = 24 \text{ huevos}$$

De modo semejante, dado que se sabe que el número de partículas por mol es el número de Avogadro, puede determinarse el número de átomos de calcio en la muestra de 80.2 g de calcio.

$$80.2 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{40.1 \text{ g}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}}{1 \text{ mol Ca}} \right) = 1.204 \times 10^{24} \text{ Ca}$$

Tengase presente que por la forma en que se define el mol, la masa asociada con una muestra de una sustancia puede relacionarse con el número de partículas en la muestra. Dado que se conoce el número de partículas por mol, no es necesario tratar con los números reales de partículas sino más bien con moles de una sustancia. La masa de una muestra de una sustancia es una propiedad que puede determinarse fácilmente y, como consecuencia, a menudo se realizan determinaciones de masas en el laboratorio y en la industria. Como consecuencia, el mol, que relaciona la masa con el número de especies químicas, es una de las cantidades más importantes definidas en la química.

Métodos de separación y purificación en la química

La separación de los componentes de mezclas y soluciones tiene gran importancia en la química. Los métodos de separación se basan en diferencias en las propiedades de los componentes que van a separarse. Se han ideado muchos métodos y se usan extensivamente en todos los campos de la química. A continuación se discuten unos cuantos métodos básicos.

La mejor forma de separar una mezcla que consiste de una fase líquida y una sólida es por filtración. La filtración consiste en pasar la mezcla a través de una membrana, la cual permite pasar la fase líquida pero retiene la fase sólida. Normalmente, las membranas usadas en la filtración se hacen de papel preparado especialmente, conocido como papel filtro. Ese tipo de papel tiene pequeños poros que sólo permiten el paso del líquido. En la Figura 2-12 se ilustra el proceso de filtración. A veces puede realizarse la separación de sustancias en la fase sólida, calentando el sólido con un solvente líquido, el cual

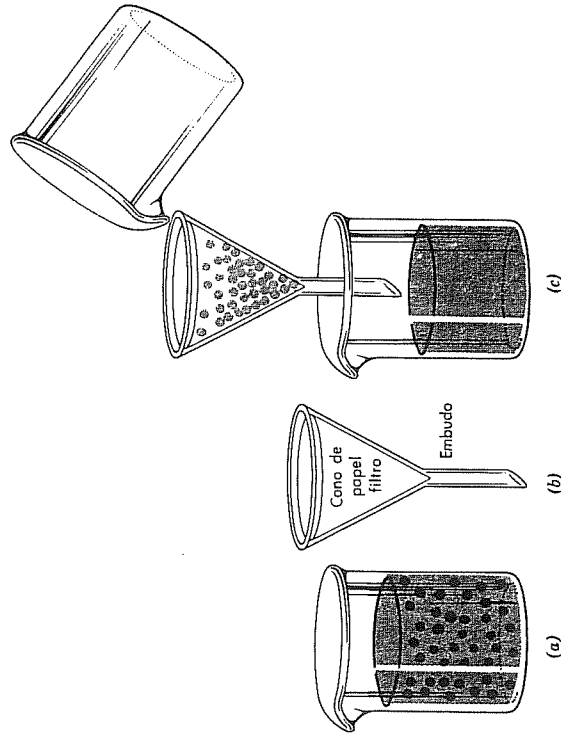


Figura 2-12.

disuelve algunos componentes pero no los otros. Entonces puede separarse por filtración la mezcla resultante de la fase sólida y la fase solución. De esta manera, algunos componentes de la mezcla original se separarán en la fase solución. Ocasionalmente, un sólido que está compuesto de un componente principal y algunas impurezas menores puede purificarse mediante un proceso conocido como fusión de zona. El proceso de fusión de zona comprende colocar el sólido que

va a purificarse en un recipiente cilíndrico. Una porción del cilindro se calienta con un aparato especial como se muestra en la Figura 2-13. La temperatura se controla de manera que el sólido se funda solamente en el área que se está calentando. El calentador se mueve lentamente de un extremo del recipiente hacia el otro. Conforme el calentador se mueve de izquierda a derecha, como se muestra en la figura, el sólido a la derecha se funde y el sólido fundido se solidifica a la izquierda. Las impurezas tienden a permanecer en la fase fundida y el nuevo sólido que se forma se ha purificado. Como las impurezas permanecen en la fase fundida, el proceso de fusión de zona esencialmente resulta en el movimiento de las impurezas hacia uno de los extremos del recipiente. El proceso de fusión de zona puede repetirse varias veces hasta producir un sólido de gran pureza.

A veces, pueden separarse los solutos presentes en una solución líquida, mediante un proceso en el que la solución se mezcla con otro líquido solvente que no se disuelve en el solvente original. Los solutos quedarán distribuidos entre los dos solventes, dependiendo de sus solubilidades relativas en los sol-

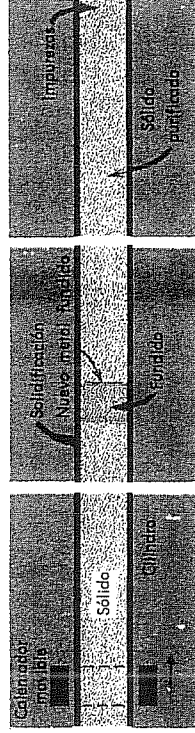


Figura 2-13.

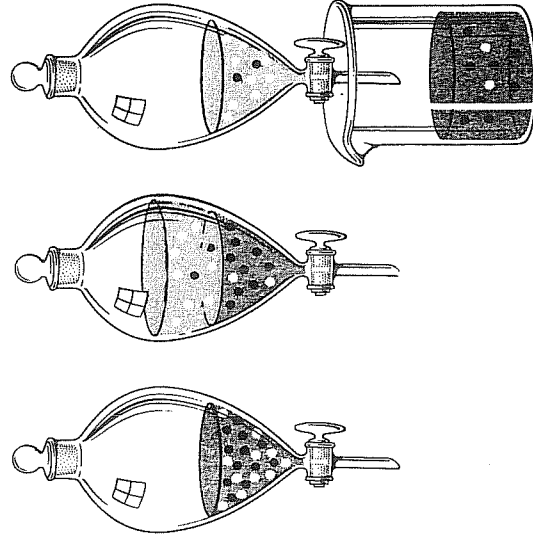


Figura 2-14.

ventes. Si un soluto es mucho más soluble en un solvente que en otro, es posible separar los dos solutos mediante este método. Este método de separación se llama extracción líquido-líquido. En este método, que se ilustra en la Figura 2-14, un soluto se extrae de una de las fases líquidas y se lleva hacia la otra.

Otro método usado para separar los solutos en una solución líquida se llama cromatografía de columna. En este método se llena una columna cilíndrica con un material sólido que puede interactuar con los solutos. Este sólido recibe el nombre de adsorbente. Se introduce una muestra de la solución, que contiene los solutos que van a separarse, por la parte superior de la columna. Después de haber introducido la muestra, se vierte más solvente por la parte superior de la columna. El flujo del solvente hacia abajo arrastra los solutos a través de la columna. Sin embargo, las partículas de soluto son atraídas hacia las partículas del adsorbente conforme recorren la columna. La intensidad de esta atracción depende de la naturaleza y propiedades de los solutos. Si los solutos son atraídos por el adsorbente con intensidades diferentes, un soluto determinado será retenido en la columna, en mayor cantidad que los otros solutos. Por tanto, conforme los solutos pasan a través de la columna, se separarán de acuerdo con su interacción con el adsorbente. Conforme se vierte más solvente en la columna, los solutos separados fluirán (serán extraídos) por la columna. Los componentes separados pueden aislarse recogiendo las fracciones apropiadas del solvente conforme pasan a través de la columna. En la Figura 2-15 se ilustra el método de cromatografía de columna.

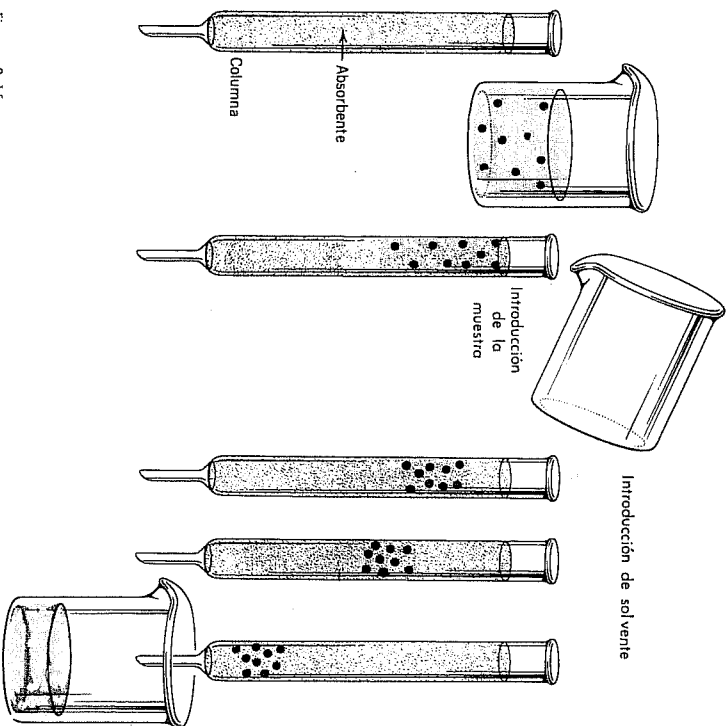


Figura 2-15

Ciertas separaciones de los solutos presentes en una solución líquida pueden realizarse usando una capa delgada de adsorbente. Comúnmente, esta capa delgada es un trozo de papel (cromatografía de papel), o bien, una capa de adsorbente espolvoreado sobre una superficie plana (cromatografía de capa delgada). En este método, se coloca una muestra de la solución sobre el adsorbente como una pequeña mancha. En seguida, se sumerge el extremo de la capa delgada en un recipiente del solvente y éste se mueve hacia arriba de la capa, los solutos se mueven con él. Sin embargo, como en la cromatografía de columna, se realiza la separación de los compuestos como resultado de las diferencias en la atracción de los solutos por el adsorbente y sus solubilidades relativas en el solvente. En la Figura 2-16 se ilustra el proceso cromatográfico de capa delgada.

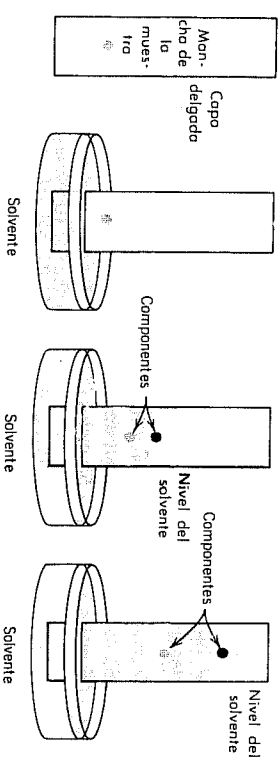


Figura 2-16

Problemas

1. Dar el símbolo para cada uno de los elementos siguientes:

(a) aluminio	(h) cobalto	(o) nitrógeno
(b) arsénico	(i) flúor	(p) fósforo
(c) berilio	(j) helio	(q) potasio
(d) boro	(k) yodo	(r) plata
(e) cadmio	(l) plomo	(s) estroncio
(f) carbono	(m) magnesio	(t) estaño
(g) cloro	(n) mercurio	(u) uranio

2. Dar el nombre para cada uno de los elementos siguientes, para los cuales se da el símbolo.

(a) Sb	(f) Cs	(k) Fe	(p) Pt	(u) Zn
(b) Ba	(g) Cr	(l) Li	(q) Si	
(c) Bi	(h) Cu	(m) Mn	(r) Na	
(d) Br	(i) Au	(n) Ni	(s) S	
(e) Ca	(j) H	(o) O	(t) Tl	

3. Dar una definición para el peso atómico.
4. Usando la Tabla 2.4, calcular los pesos atómicos de los elementos siguientes, aplicando las masas isotópicas y los porcentajes de abundancia correspondientes.
- (a) flúor
(b) boro
(c) carbono
(d) nitrógeno
(e) neón
5. Dar una definición de mol.
6. Calcular el número de moles de los átomos del elemento indicando que están contenidos en las masas siguientes:
- (a) 25.0 g C (d) 0.332 g S (g) 5.72 g P (j) 800 kg Al
(b) 32.6 g Ba (e) 500 g Fe (h) 68.5 g Ag
(c) 127.6 g Pt (f) 10.89 g Cl (i) 25.0 mg B
7. Calcular las masas en gramos que corresponden a cada uno de los siguientes números de moles.
- (a) 2.37 moles O (d) 10.72 moles Ag (g) 82.4 moles C
(b) 0.963 moles H (e) 5.26 moles N (h) 6.87 moles S
(c) 27.5 moles Fe (f) 2.50 moles Cl (i) 0.543 moles K
(j) 2.23×10^{-2} moles P
8. ¿Cuántos átomos del elemento indicado están contenidos en las masas que siguen?
- (a) 853 g Fe (d) 0.989 g He
(b) 2.76 g S (e) 53.8 g Hg
(c) 92.7 g K (f) 1,000 g Au
9. Determinar el número de gramos por mol para cada uno de los compuestos que siguen.
- (a) ácido fórmico, HCO_2H (h) sulfato de potasio, K_2SO_4
(b) cloruro de amonio, NH_4Cl (i) cloruro de plata, AgCl
(c) yodo, I_2 (j) carbonato de calcio, CaCO_3
(d) cloruro de sodio, NaCl (k) butano, C_4H_{10}
(e) hidróxido de sodio, NaOH (l) benceno, C_6H_6
(f) cloruro de hidrógeno, HCl (m) glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
(g) nitrógeno, N_2 (n) sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
10. Calcular el número de moles del compuesto indicado que están contenidos en las siguientes masas.
- (a) 58.7 g HCO_2H , ácido fórmico (h) 550 g K_2SO_4
(b) 6.72 g NH_4Cl (i) 468 g AgCl
(c) 0.876 g I_2 (j) 10.00 g CaCO_3
(d) 1.324 g NaCl (k) 18.72 g C_4H_{10} , butano
(e) 1763 g NaOH (l) 62.6 g C_6H_6 , benceno
(f) 528 g HCl (m) 1.327×10^{-3} g $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, glucosa
(g) 72.5 g N_2 (n) 52.0 kg $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, sacarosa

11. Calcular la masa en gramos para cada uno de los siguientes números de moles.
- (a) 2.72 moles O_2 (e) 0.872 moles Cl_2
(b) 25.0 moles H_2 (f) 1.262 moles KMnO_4 , permanganato de potasio
(c) 87.5 moles NH_3 (g) 7.26 moles CH_4 , metano
(d) 26.7 moles NaCl (h) 6.26 moles H_2O
12. ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno combinado están contenidos en 42.3 g de agua?
13. ¿Cuántos moles de átomos de fósforo combinado están contenidos en 50.2 g de P_3O_{10} ?
14. ¿Cuántos gramos de hidrógeno combinado están contenidos en una muestra de 50.0 g de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 ?
15. ¿Cuántos gramos de hidrógeno combinado están contenidos en una muestra de 10.76 g de acetato de amonio, $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$?
16. Determinar la composición en porcentaje en masa de los siguientes compuestos.
- (a) peróxido de hidrógeno, H_2O_2 (c) fosfato de sodio, Na_3PO_4
(b) cloruro de calcio, CaCl_2 (d) sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
17. Deducir las fórmulas empíricas para los compuestos que tienen la composición en porcentaje en masa siguiente
- (a) 70.0% Fe y 30.0% O
(b) 42.1% Na, 18.91% P y 39.0% O
(c) 59.3% C, 4.55% H, 23.0% N y 13.15% O
18. Dar una lista de los elementos que se encuentran como gases bajo condiciones normales.
19. ¿Qué elementos se encuentran como líquidos bajo condiciones normales?
20. Dar los nombres y las fórmulas moleculares para los elementos que se encuentran naturalmente en la forma de moléculas diatómicas.
21. Balancear las ecuaciones siguientes:
- (a) $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$ (óxido de sodio)
(b) $\text{Sb} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SbCl}_3$ (triclóruo de antimonio)
(c) C_2H_4 (etileno) + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (dióxido de carbono) + H_2O
(d) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ (óxido de aluminio)
(e) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ (amoníaco)
(f) $\text{C} + \text{CaO}$ (óxido de calcio) \rightarrow CaC_2 (carburo de calcio) + CO (monóxido de carbono)
(g) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarosa) + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (dióxido de carbono) + H_2O
(h) Fe_2O_3 (óxido de hierro (III)) + $\text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
(i) C_3H_8 (propano) + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (dióxido de carbono) + H_2O
(j) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$ (cloruro de hidrógeno) + O_2

Capítulo 3: Estructura atómica

Objetivos

Al terminar de estudiar este capítulo, el estudiante será capaz de:

1. Dar una descripción del concepto de Rutherford de un átomo nuclear.
2. Definir el término número atómico.
3. Definir el término isótopo, considerando la composición nuclear.
4. Dar una descripción del concepto de Bohr del átomo.
5. Describir un átomo excitado.
6. Dar una descripción del átomo mecánico cuántico, incluyendo la estructura de los niveles de energía.
7. Determinar el número máximo de electrones que podrían ser contenidos en un nivel de energía específico.
8. Escribir la configuración electrónica de un elemento (números atómicos 1 a 20) en notación orbital.
9. Enunciar la ley periódica.
10. Hacer un bosquejo de una tabla periódica e indicar las posiciones de los bloques *s*, *p*, *d* y *f* en la tabla.
11. Indicar las posiciones de los elementos representativos, los de transición y los de transición interna (tierras raras) en la tabla periódica.
12. Indicar las posiciones de los metales alcalinos, metales alcalinotérreos, grupo boro-aluminio, grupo carbono, grupo nitrógeno, grupo oxígeno y los halógenos en la tabla periódica.
13. Dar el número de electrones del nivel de energía externo en un átomo de un elemento representativo, conociendo el número del grupo.
14. Dar la representación electrónica puntual para un elemento representativo.

gar eléctricamente un peine frotándolo contra su pelo. Para observar el efecto de esta carga, ponga varios granos de sal (cloruro de sodio) en un pedazo de papel, frote un peine contra su pelo (seco) unas cuantas veces y, entonces, coloque el peine precisamente encima de la sal. Observe las fuerzas de atracción y repulsión que surgen entre la sal y el peine. Los átomos de algunos elementos pueden tomar cargas eléctricas; y a éstos átomos cargados se les llama iones. Algunos elementos forman iones positivos, llamados **cationes**, y otros forman iones negativos o **aniones**. Debido a que los átomos son capaces de formar iones, se sugirió que los átomos contienen unidades básicas de carga negativa, la cual pueden perder, y formar iones positivos, o ganar para formar iones negativos. Se encontró que estas unidades de carga eran las mismas que caracterizan la electricidad. A tales unidades de carga negativa se les dio el nombre de **electrones**. Como el electrón es, aparentemente, la unidad más pequeña de carga eléctrica, nos referiremos a su carga como la carga unitaria o carga cuántica —1. Cuando se usen cargas más o menos en discusiones posteriores, se entenderá que se trata de cargas unitarias. Experimentos realizados por J. J. Thompson y R. Millikan proporcionaron una forma para calcular la masa del electrón. Se calculó que era de 9.11×10^{-28} ó 5.86×10^{-4} uma. Esta es una masa muy pequeña. Se necesitarían cerca de 1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 (10²⁷) electrones para formar un gramo.

Los átomos normales no llevan carga y, por lo tanto, si contienen electrones, también deben contener cargas positivas para neutralizar las cargas negativas de los electrones. La cuestión referente a la manera en la que están distribuidas en el átomo estas cargas negativas y positivas fue parcialmente resuelta por Lord Rutherford en 1911. Su explicación se basó en una importante observación experimental hecha por H. Geiger. Esta observación se discute a continuación. Se encuentra que ciertos elementos se desintegran espontáneamente para formar otros elementos, partículas cargadas y liberan energía en el proceso. Esta desintegración espontánea se llama **radiactividad** y los elementos que se desintegran, elementos radiactivos. Algunos de estos elementos se desintegran para formar, como uno de los productos, una cierta partícula cargada poseedora de una gran energía cinética (energía de movimiento). Conforme se desintegran los átomos del elemento, estas partículas son esencialmente arrojadas con grandes velocidades. Estas partículas tienen dos cargas positivas (+2) y masas cercanas a 4 uma y se conocen como **partículas alfa**. La producción de tales partículas durante el decaimiento radiactivo sugiere la presencia de partículas con carga positiva como constituyentes de los átomos. Geiger usó una muestra de radio radiactivo como fuente de partículas alfa y observó la interacción de las partículas alfa con muestras de otros elementos. Lo hizo, sometiendo delgadas hojas de metal, tales como láminas de oro, a un rayo de partículas alfa (ver Figura 3-1). La mayoría de las partículas alfa pasaron a través de la lámina sin desviarse. Muchas, sin embargo, se desviaron un poco y unas cuantas se desviaron 180° (ver Figura 3-2). Rutherford interpretó estos resultados como sigue:

1. Aparentemente, los átomos están constituidos, en su mayor parte por espacio vacío, ya que la mayoría de las partículas alfa no se desvian.

Estructura atómica

3-1 El átomo nuclear

Actualmente vivimos en la era atómica. Se ha encontrado que el átomo es una fuente tremenda de energía. Esta energía se ha utilizado tanto en forma destructiva (bombas atómicas) como en constructiva (reactores nucleares). Los químicos han hallado formas para hacer que los átomos se combinen con el objeto de formar productos que se desean. De esta manera se han fabricado muchas sustancias importantes tales como plásticos, hule, medicinas y drogas para propósitos útiles. Este capítulo se ha dedicado al estudio de la estructura atómica, la cual interesa profundamente a los científicos.

Los elementos se combinan entre sí para formar numerosos compuestos. Sin embargo, un elemento cualquiera no se combina con todos los demás; y un elemento determinado sólo forma ciertos tipos de compuestos. Algunos elementos pueden formar más de un compuesto con otro elemento. La observación de estos hechos conduce al interrogante: si los elementos están compuestos por átomos, ¿qué estructura debe imaginarse para los átomos que concuerde con estas observaciones? Los elementos se comportan como si estuvieran constituidos por átomos; pero su comportamiento indica que los átomos de diversos elementos deben ser diferentes. Sabemos que los átomos de los elementos tienen masas relativas diferentes; lo cual por sí solo sugiere que poseen estructuras diferentes. Es más, las diferencias en la habilidad de combinación de los elementos también sugiere diferencias en la estructura atómica. El esfuerzo de muchos científicos en el último siglo ha sido consumido en un intento por desarrollar una explicación apropiada de la **estructura atómica**. Es imprescindible entender la estructura atómica para comprender el comportamiento de los átomos. En este capítulo se estudia el desarrollo y los detalles del modelo de estructura atómica aceptado en la actualidad.

Generalmente, los átomos son neutros; no poseen carga eléctrica. Sin embargo, bajo ciertas circunstancias, pueden cargarse eléctricamente. Es probable que el lector haya observado que, algunas veces, puede car-

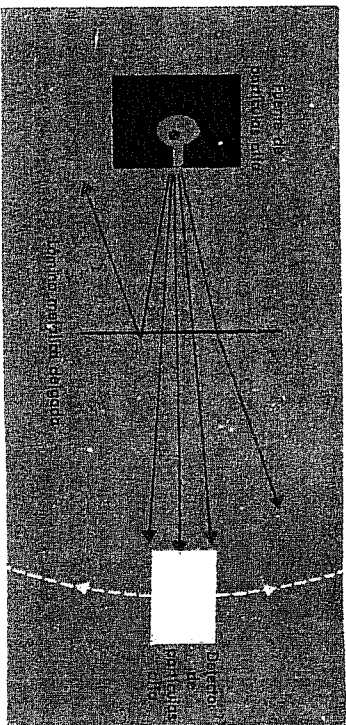


Figura 3-1 En el experimento de las partículas alfa, estas partículas son proyectadas hacia una lamina metálica delgada y el detector se mueve alrededor para observar cómo se dispersan.

2. Las partículas alfa que fueron desviadas deben haberse aproximado a concentraciones de carga positiva.
3. Muy pocas partículas alfa se desviaron 180°, así que muy pocas deben haberse aproximado a la concentración de carga positiva directamente, pero la concentración de carga debe ser bastante masiva para causar una desviación de 180° (un rebote completo de las partículas alfa).

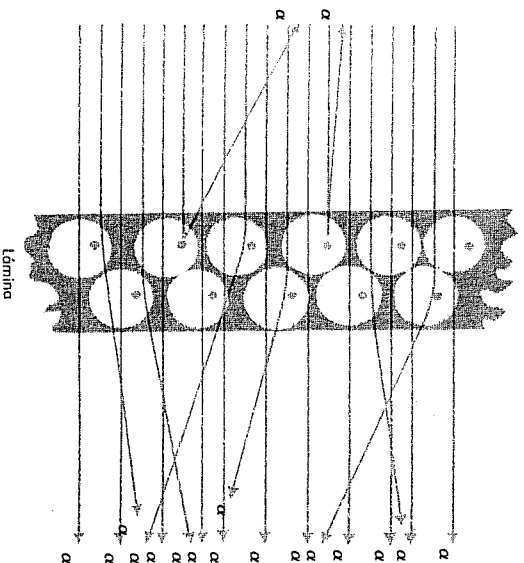
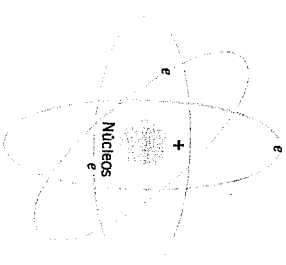


Figura 3-2 En el experimento sobre la dispersión de las partículas alfa (a), la mayoría de estas pasan en línea recta a través de la lamina. Algunos partículas se desviaron a diferentes ángulos y unos cuantos se desviaron de regreso a la fuente (180°).

Figura 3-3 El átomo nuclear. Los electrones están en movimiento alrededor de un núcleo cargado positivamente de materia masiva.



cargados negativamente. El término núcleo significa centro. Esta idea llegó a conocerse como **modelo nuclear del átomo**. (Ver Figura 3-3.) Basándose en la dispersión de las partículas alfa por los átomos, Rutherford pudo calcular el tamaño aproximado de los átomos y núcleos. Calculó que el diámetro del átomo promedio era aproximadamente 2×10^{-8} cm y el diámetro del núcleo promedio, 1×10^{-13} cm. Para ilustrar qué parte tan pequeña es el núcleo del átomo, considérese que si un átomo tuviera un diámetro de 150 kilómetros, el del núcleo sería de 75 cm. Por otra parte, casi toda la masa de un átomo está concentrada en el núcleo. El núcleo posee, por lo menos, el 99.9% de la masa del átomo. Otra observación experimental importante que hizo Geiger, fue que la forma en que las partículas alfa son dispersadas por una muestra de materia, depende de los elementos que están presentes.

El modelo nuclear del átomo proporciona una imagen del átomo, en la que un pequeño núcleo con carga positiva está rodeado por electrones en movimiento. En un átomo neutro (un átomo que no posee carga neta), la carga del núcleo debe ser igual al número de electrones en movimiento alrededor de él (electrones extranucleares). Además, la mayor parte de la masa del átomo se encuentra en el núcleo. Surge una pregunta: ¿cuál es la naturaleza del núcleo? La estructura del núcleo es un tema que está siendo investigado en la actualidad por los físicos nucleares. (El núcleo se estudia en el Capítulo 13.) Se ha encontrado que los núcleos pueden considerarse como formados por partículas, llamadas **nucleones**, de las cuales existen dos tipos principales. Los **protones** son nucleones con carga más uno y masa de 1 uma aproximadamente. Los protones tienen cargas que son iguales en magnitud y opuestas en signo a las cargas que llevan los electrones. Los **neutrones** son nucleones que no poseen carga y su masa es alrededor de 1 uma. Los núcleos están formados por engrambres de nucleones. Por tanto, las partes fundamentales que constituyen los átomos son el electrón, el protón y el neutrón. Las propiedades relativas de estas partículas se citan en la Tabla 3-1.

Tabla 3-1 Propiedades de las partículas fundamentales

Partícula	Símbolo	Masa	Carga (Carga cuántica)
Electrón	e^- , e ó ${}_{-1}e$	0.000549 uma	-1
Protón	p ó 1_1H	1.007825 uma	+1
Neutrón	n ó 1_0n	1.008665 uma	0(neutral)

Las diferencias en las masas de los átomos de los elementos son el resultado de las diferencias en la composición de los núcleos de los átomos. Los núcleos de los átomos pueden variar en el número de protones y neutrones presentes. Los núcleos de los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de protones Z , por consiguiente, deben poseer también el mismo número de electrones extranucleares. El número de protones en el núcleo de un átomo se llama **número atómico**. Es posible determinar el número atómico de los elementos y pueden clasificarse de acuerdo con estos números atómicos. La Tabla 3-2 proporciona una lista de los elementos de acuerdo con sus números atómicos. El hecho de que átomos de elementos distintos tengan diferentes números de protones y

Tabla 3-2 Los elementos químicos

Número atómico	Nombre	Símbolo
1	Hidrógeno	H
2	Helio	He
3	Litio	Li
4	Berilio	Be
5	Boro	B
6	Carbono	C
7	Nitrógeno	N
8	Oxígeno	O
9	Flúor	F
10	Neón	Ne
11	Sodio	Na
12	Magnesio	Mg
13	Aluminio	Al
14	Silicio	Si
15	Fósforo	P
16	Azufre	S
17	Cloro	Cl
18	Argón	Ar
19	Potasio	K
20	Calcio	Ca
21	Escandio	Sc
22	Titanio	Ti
23	Vanadio	V
24	Cromo	Cr
25	Manganeso	Mn
26	Hierro	Fe
27	Cobalto	Co
28	Níquel	Ni
29	Cobre	Cu
30	Cinc	Zn
31	Galio	Ga
32	Germanio	Ge
33	Arsénico	As
34	Selenio	Se
35	Bromo	Br
36	Kriptón	Kr
37	Rubidio	Rb
38	Estroncio	Sr

Tabla 3-2 (Continuación)

Número atómico	Nombre	Símbolo
39	Itrio	Y
40	Zirconio	Zr
41	Niobio	Nb
42	Molibdeno	Mo
43	Tecnecio	Tc
44	Rutenio	Ru
45	Rodio	Rh
46	Paladio	Pd
47	Plata	Ag
48	Cadmio	Cd
49	Indio	In
50	Estaño	Sn
51	Antimonio	Sb
52	Telurio	Te
53	Yodo	I
54	Xenón	Xe
55	Cesio	Cs
56	Bario	Ba
57	Lantano	La
58	Cerio	Ce
59	Praseodimio	Pr
60	Neodimio	Nd
61	Prometio	Pm
62	Samario	Sm
63	Europio	Eu
64	Gadolinio	Gd
65	Terbio	Tb
66	Disprosio	Dy
67	Holmio	Ho
68	Erbio	Er
69	Tulio	Tm
70	Iturbio	Yb
71	Lutecio	Lu
72	Hafnio	Hf
73	Tantalio	Ta
74	Tungsteno	W
75	Renio	Re
76	Osmio	Os
77	Iridio	Ir
78	Platino	Pt
79	Oro	Au
80	Mercurio	Hg
81	Talio	Tl
82	Plomo	Pb
83	Bismuto	Bi
84	Polonio	Po
85	Astafino	At
86	Radón	Rn
87	Francio	Fr
88	Radio	Ra

Tabla 3-2 (Continuación)

Número atómico	Nombre	Símbolo
89	Actinio	Ac
90	Torio	Th
91	Protactinio	Pa
92	Uranio	U
93	Neptunio	Np
94	Plutonio	Pu
95	Americio	Am
96	Curio	Cm
97	Berkelio	Bk
98	Californio	Cf
99	Einsteinio	Es
100	Fermio	Fm
101	Mendelevio	Md
102	Nobelio	No
103	Lawrencio	Lr

electrones explica parcialmente las diferencias en las masas relativas de los elementos. Los neutrones también contribuyen a las masas de los átomos. Se ha encontrado que los átomos de la mayoría de los elementos poseen núcleos que consisten de más de una combinación de neutrones y protones. Desde el punto de vista nuclear, los isótopos pueden considerarse como átomos del mismo elemento que contienen el mismo número de protones pero números diferentes de neutrones.

El modelo nuclear de Rutherford proporcionó una imagen razonable del átomo pero no explicó en qué forma los electrones cargados negativamente podían estar moviéndose alrededor del núcleo cargado positivamente. Niels Bohr desarrolló un modelo atómico que explicó ese movimiento.

3-2 El átomo de Bohr

En 1913, Niels Bohr describió el átomo como constituido por un núcleo central muy pequeño, cargado positivamente, con los electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas circulares definidas. De acuerdo con este modelo, el átomo de hidrógeno consistiría de un núcleo con una carga más uno (el hidrógeno tiene número atómico 1) alrededor del cual un electrón recorre una trayectoria circular. La trayectoria que describe el electrón es circular (o elíptica) y siempre está a una cierta distancia fija del núcleo. Debido a su movimiento y posición, el electrón posee energía. La distancia entre el electrón y el núcleo depende de la energía del electrón. Sin embargo, Bohr supuso en su teoría que el electrón sólo podía encontrarse a distancias específicas del núcleo, en órbitas específicas. En otras palabras, supuso que la energía del electrón estaba cuantizada en el sentido de que sólo podía tomar ciertos valores permitidos. La idea de energía cuantizada es nueva para nosotros. Como una analogía de la energía cuantizada de un electrón, considere que cuando el lector sube por una escalera, sólo puede tomar posiciones

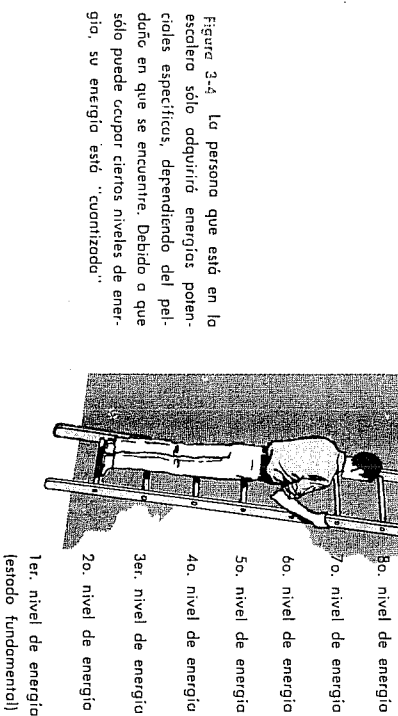


Figura 3-4. La persona que está en la escalera sólo adquirirá energías potenciales específicas, dependiendo del peldaño en que se encuentre. Debido a que sólo puede ocupar ciertos niveles de energía, su energía está "cuantizada".

"cuantizadas" conforme sube. (Ver Figura 3-4.) O sea, que no puede permanecer en cualquier posición entre los peldaños de la escalera. Suponiendo que los peldaños están igualmente espaciados, conforme sube la escalera, su energía (energía potencial con respecto al piso) tiene cierto valor (primer peldaño) y aumenta en algún múltiplo entero de ese valor (2º peldaño, 3er. peldaño, etc.). El átomo de hidrógeno, según el **modelo de Bohr**, tendrá un electrón localizado en una órbita que depende de la energía del electrón. Las posiciones cuantizadas posibles del electrón se llaman **estados de energía** o **niveles de energía** del electrón. (Ver Figura 3-5.) En los átomos normales de hidrógeno, los electrones toman el nivel más bajo de energía cuantizada permisible. Los átomos en los cuales los electrones se encuentran en los estados de energía más bajos posibles reciben el nombre de átomos en el estado fundamental. Utilizando el modelo de Bohr del átomo, se puede describir qué sucede cuando un electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental recibe energía de alguna fuente externa. Cuando el electrón gana la cantidad apropiada de energía, puede saltar del nivel más bajo de energía hacia algún nivel de energía superior. A este salto se le da el nombre de **salto cuántico**, durante el cual el electrón cambia la energía en una cantidad específica. (Ver Figura 3-6.) Cuando un electrón salta hacia un nivel de energía superior, se dice que se excita y un átomo con tales electrones se dice que es un **átomo excitado**. Cuando un electrón se excita mucho, puede incluso desprenderse del átomo dejando atrás un ion positivo. Por tanto, puede considerarse que los iones positivos se pueden formar debido a la pérdida de electrones por los átomos. Los átomos excitados son inestables y los electrones excitados tienden a regresar a los niveles de energía más bajos y, finalmente, al estado fundamental. Conforme el electrón cae hacia los estados de energía más bajos, desprende el exceso de energía. Esto es análogo a lo que sucede cuando el lector baja por la escalera hasta el piso (estado fundamental). Libera la energía potencial que almacenó, en la forma de energía cinética (energía de movimiento). La energía que es liberada por los electrones al caer hacia los estados de

rapidez dentro de los átomos, pueden imaginarse como nubes de carga negativa, llamadas **nubes electrónicas**. Las formas y densidades de estas nubes corresponden a la probabilidad de encontrar los electrones en posiciones específicas del átomo. En consecuencia, a veces se les da el nombre de **volumenes de probabilidad** a estas nubes electrónicas. Un electrón de una energía específica puede imaginarse como si se encontrara dentro del volumen alrededor del núcleo, en el cual se tiene un 90% de probabilidad de hallar ese electrón. Esto puede parecer una forma extraña de concebir los electrones, pero en realidad proporciona una buena imagen del átomo. Debido a que los electrones se conciben como nubes de carga de ciertas formas, es posible desarrollar una imagen tridimensional del átomo. El átomo puede considerarse como si consistiera de un núcleo rodeado por nubes electrónicas. La forma del átomo depende de las formas de las

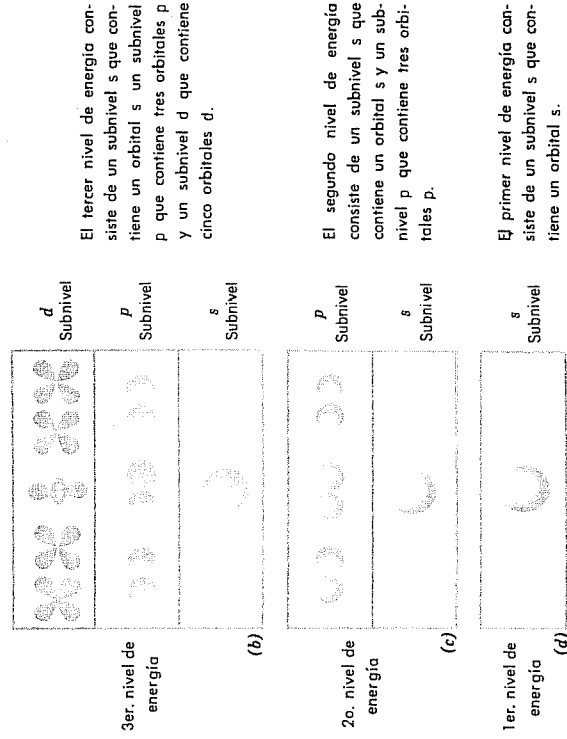
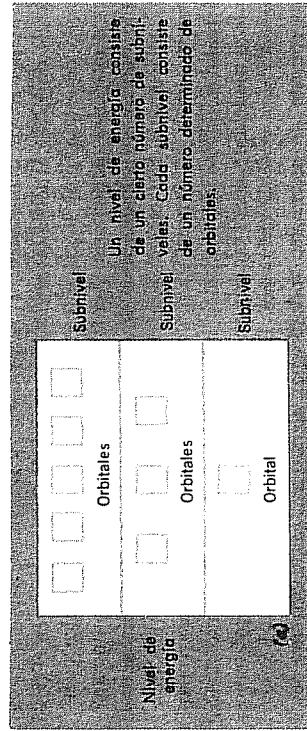


Figura 3-8 Una representación del modelo cuántico del átomo.

nubes electrónicas. La teoría mecánica cuántica nos permite determinar realmente las formas aproximadas de estas nubes electrónicas u orbitales electrónicas. (Ver Figura 3-9.)

Considérese el átomo de hidrógeno de acuerdo con este modelo. El átomo de hidrógeno en el estado fundamental consistirá del núcleo rodeado por una nube esférica de carga negativa que es el electrón localizado en el estado de energía más bajo permisible. (Ver Figura 3-10.) Los átomos de hidrógeno excitados podrían representarse de manera similar, excepto que la forma y tamaño de la nube electrónica dependerá del estado de energía de los electrones. Se puede extender esta imagen a átomos de otros elementos. Podemos imaginar el átomo de cualquier elemento como consistente de un núcleo, con una carga correspondiente al número atómico, rodeado por nubes electrónicas. El número de electrones estará dado por el número atómico y ocuparán los estados de energía más bajos permisibles. Sin embargo, al llegar a este punto surgen varias preguntas. ¿Cuántos electrones pueden situarse en cada nivel principal de energía y en cada subnivel? ¿Cuántos electrones pueden situarse en cada orbital electrónico? ¿Cuáles son las energías relativas de los diversos orbitales?

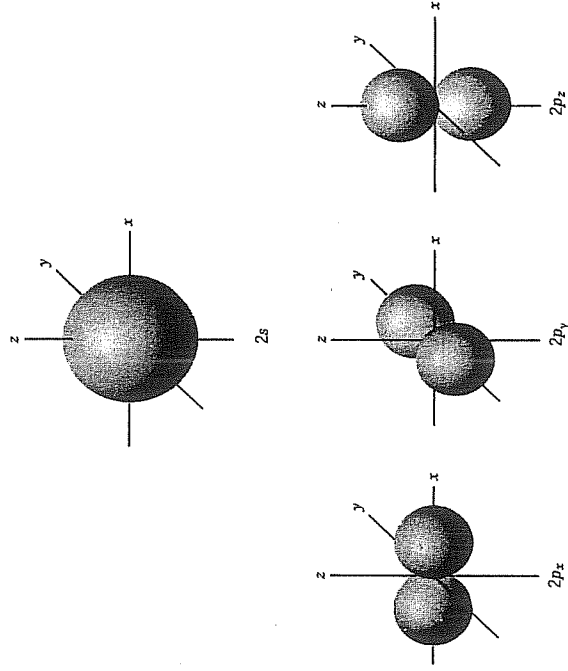


Figura 3-9 Algunas formas de orbitales atómicos.

Una vez que se da respuesta a estas preguntas, es posible deducir el arreglo de los electrones en los átomos de un elemento dado. Conociendo el número de electrones en los átomos, hipotéticamente los colocamos en los orbitales, empezando por las posiciones más bajas de energía y yendo hacia arriba. Una vez que se ha deducido el arreglo electrónico en un átomo se le da el nombre de **estructura electrónica**. Es más, conocida la estructura electrónica, puede desarrollarse una imagen del átomo, dependiendo de qué orbitales estén ocupados por electrones. Sin embargo, antes de hacer ésto, deben contestarse las preguntas propuestas anteriormente.

El modelo mecánico cuántico da respuestas a estas preguntas. Primero, el átomo tiene niveles principales de energía. Estos niveles se nombran

mediante un número como primer nivel de energía (1), segundo nivel de energía (2), tercer nivel de energía (3), cuarto nivel de energía (4), quinto nivel de energía (5), y así sucesivamente. Algunas veces se nombran los niveles principales de energía por las letras *K, L, M, N, O*, etc.

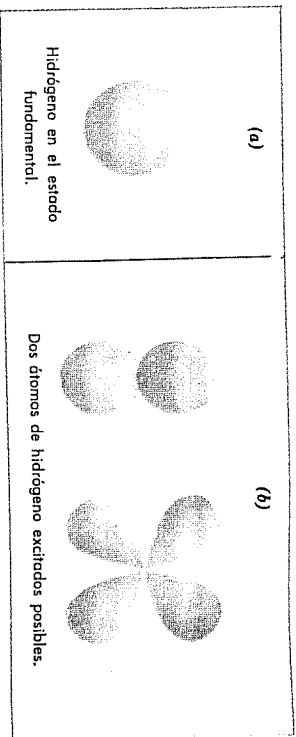


Figure 3-16

Nivel de energía	1	2	3	4	5	...
	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	...
	Aumenta la distancia al núcleo					
	Aumenta la energía					

Cada nivel de energía consiste de un cierto número de subniveles. Los subniveles se denominan con las letras *s, p, d* y *f*. El primer nivel de energía tiene un subnivel, un subnivel *s*. El segundo nivel de energía tiene dos subniveles, un subnivel *s* y un subnivel *p*. El tercer nivel de energía tiene tres subniveles, *s, p* y *d*. El cuarto nivel de energía tiene cuatro subniveles, *s, p, d* y *f*.

Subnivel *s p d f* ...
 Energía creciente

Estos subniveles comúnmente se denotan y distinguen dando el número del nivel principal de energía seguido por la letra correspondiente al subnivel. Así, podemos referirnos al subnivel *1s*, al subnivel *2p*, o al subnivel *3d*. Hagamos una pausa para presentar un resumen de la estructura de los cinco primeros niveles de energía:

Nivel de energía	Subniveles
1o.	<i>1s</i>
2o.	<i>2s, 2p</i>
3o.	<i>3s, 3p, 3d</i>
4o.	<i>4s, 4p, 4d, 4f</i>
5o.	<i>5s, 5p, 5d, 5f, ...</i>

Ahora bien, cada subnivel consiste de un cierto número de orbitales electrónicos. Un subnivel *s* consiste de un orbital conocido como orbital *s*. Un subnivel *p* consiste de tres orbitales llamados orbitales *p*. Un subnivel *d* consiste de cinco orbitales llamados orbitales *d*. Un subnivel *f* consiste de siete orbitales llamados orbitales *f*. Esto se resume a continuación en la Tabla 3-3.

Subnivel	Número de orbitales posibles
<i>s</i>	un orbital <i>s</i>
<i>p</i>	tres orbitales <i>p</i>
<i>d</i>	cinco orbitales <i>d</i>
<i>f</i>	siete orbitales <i>f</i>

Los orbitales que constituyen un subnivel corresponden a las mismas energías electrónicas y reciben el nombre de orbitales degenerados. Como puede verse, los niveles de energía superiores son más complejos que los inferiores. Los electrones en los átomos normales tienden a ocupar las posiciones de menor energía disponibles. Una importante pregunta al llegar aquí es: ¿Cuántos electrones pueden estar en un orbital dado? Un orbital puede contener un máximo de dos electrones. Cuando un orbital contiene dos electrones se dice que es un orbital semicompleto. Dado el hecho de que la capacidad del orbital es de dos electrones, es posible deducir el número de electrones que pueden estar contenidos en un subnivel. Por supuesto, esto se hace considerando el número de orbitales dentro de un subnivel. Un subnivel *p* tiene un orbital *y*, por lo tanto, sólo puede acomodar dos electrones. Un subnivel *p* con tres orbitales puede acomodar un máximo

Tabla 3-3 Estructura de los subniveles en los cuatro primeros niveles de energía

Nivel de energía	Tipo de subnivel	Número de orbitales del tipo dado	Notación del estado electrónico
Primero	<i>s</i>	un orbital <i>s</i>	<i>1s</i> electrones
Segundo	<i>s p</i>	un orbital <i>s</i> tres orbitales <i>p</i>	<i>2s</i> electrones <i>2p</i> electrones
Tercero	<i>s p d</i>	un orbital <i>s</i> tres orbitales <i>p</i> cinco orbitales <i>d</i>	<i>3s</i> electrones <i>3p</i> electrones <i>3d</i> electrones
Cuarto	<i>s p d f</i>	un orbital <i>s</i> tres orbitales <i>p</i> cinco orbitales <i>d</i> siete orbitales <i>f</i>	<i>4s</i> electrones <i>4p</i> electrones <i>4d</i> electrones <i>4f</i> electrones

de seis electrones. Un subnivel *d* puede contener un máximo de diez electrones y un subnivel *f*, un máximo de 14 electrones.

Para deducir cómo se distribuyen los electrones en un átomo de un elemento, todo lo que se necesita es distribuir hipotéticamente los elec-

trones del átomo en las diversas posiciones de energía. Esto se hace empujando por la posición más baja y yendo hacia una posición superior conforme se alcanza la capacidad de un nivel dado.

Refiriéndonos a la tabla periódica, puede verse que los elementos están colocados en renglones (de izquierda a derecha) de acuerdo con el orden creciente de los números atómicos. Recuérdese que el número atómico de un elemento es igual al número de electrones extranucleares en los átomos de ese elemento. El número atómico aumenta de uno en uno, empezando con el hidrógeno (número atómico 1) hasta el lawrencio (número atómico 103). Esto significa que los átomos de cada elemento tienen un electrón más que los átomos del elemento precedente en la tabla. Por supuesto, los núcleos de los átomos también difieren considerablemente (varían los números de neutrones y protones). Para establecer la estructura electrónica de los átomos de un elemento, se debe establecer cómo están distribuidos los electrones en los niveles de energía. Dado que los electrones en un átomo no excitado tienden a ocupar las posiciones de energía más bajas disponibles, es importante considerar el orden de la energía creciente de los orbitales o subniveles. Este orden es, generalmente, $1s\ 2p\ 3p\ 4s\ 4p\ 5s\ 4d\ 5p\ 6s\ 4f\ 5d\ 6p\ 7s\ 5f\ 6d$. Este orden puede recordarse fácilmente usando la tabla mnemotécnica que se muestra en la figura 3-11. Es importante observar que el orden de las energías muestra algunos orbitales en niveles de energía principales superiores que

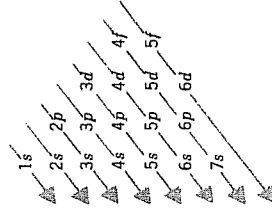


Figura 3-11 Energías relativas de los subniveles. La dirección de las flechas, de arriba a la derecha hacia abajo a la izquierda, indica las energías generales de los subniveles de energía.

tienen energías más bajas que las de algunos orbitales que se encuentran en niveles principales de energía inferiores (es decir, el orbital $4s$ es de menor energía que un orbital $3d$). Esta situación se conoce como traslape de la energía de los niveles de energía y no debe interpretarse como una indicación de que el orbital de energía inferior está físicamente más próximo al núcleo que el orbital de energía superior. Es decir, el orbital $4s$ normalmente no está localizado más cerca del núcleo que un orbital $3d$. El aumento de energía resultante del aumento en la complejidad de los orbitales es comparable al aumento de energía debido a un cambio en el nivel principal de energía; ésto da como resultado un traslape de la energía de algunos de los niveles.

3-4 La configuración electrónica de los elementos

Si se tiene presente el número de electrones que pueden acomodarse en un subnivel, puede utilizarse el orden de las energías orbitales que se dan en la sección anterior, para describir la estructura electrónica de los áto-

mos de los elementos. Un subnivel s puede acomodar uno o dos electrones. El subnivel p puede acomodar de uno a seis electrones, el subnivel d de uno a diez electrones y el subnivel f de uno a 14 electrones. Ahora bien, es posible describir la estructura electrónica de los átomos dando el subnivel o la distribución orbital de los electrones. Los electrones se distribuyen primero en los subniveles inferiores de energía y, cuando éstos están completamente ocupados, se usa el subnivel inmediato superior.

El único electrón en un átomo de hidrógeno se localiza en el subnivel s del primer nivel de energía. Un método abreviado para indicar esta configuración electrónica es



Esto se conoce como notación orbital e indica un electrón en el subnivel s del primer nivel de energía. El número de electrones en el subnivel se indica mediante el superíndice a la derecha de la notación del subnivel. Los dos electrones en un átomo de helio están localizados en la posición de energía más baja, que es en el subnivel s del primer nivel de energía. La configuración electrónica del helio en notación orbital es



El siguiente elemento, litio, tiene átomos con tres electrones. Dos éstos ocupan la posición de energía más baja, el subnivel $1s$, y el tercer electrón debe ocupar la siguiente posición de energía más baja disponible, que sería el subnivel $2s$. Luego, la estructura electrónica del litio en notación orbital es



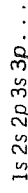
que se interpretaría como se indica en el párrafo precedente. Para determinar la configuración electrónica de un elemento, todo lo que se tiene que hacer es decidir cuántos electrones contiene y, a continuación, distribuirlos en los subniveles, empezando en los subniveles de energía más bajos e ir subiendo hasta que se hayan distribuido todos los electrones. El átomo de berilio tiene cuatro electrones, luego su configuración electrónica debe ser



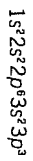
La configuración electrónica del boro es $1s^2 2s^2 2p^1$ y la del carbono $1s^2 2s^2 2p^2$. Utilizando el orden de las energías de los subniveles y las capacidades electrónicas de los subniveles (capacidad electrónica dos s , capacidad electrónica seis p , capacidad electrónica diez d , capacidad electrónica catorce f), puede deducirse la configuración electrónica de un elemento, dado el número atómico.

Ejemplo 3-1 ¿Cuál es la configuración electrónica del fósforo cuyo número atómico es 15?

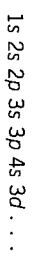
Los átomos de fósforo tienen 15 electrones extranucleares. El orden de energía de los subniveles es



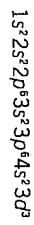
Distribuyendo los 15 electrones en estos subniveles, de modo que se llenen hasta toda su capacidad los subniveles más bajos de energía, da la configuración electrónica



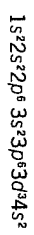
¿Cuál es la configuración electrónica del vanadio cuyo número atómico es 23?
El orden de los subniveles de energía es



Distribuyendo los 23 electrones da



Nótese que, en términos de la energía, se tiene el subnivel 4s antes del subnivel 3d. Sin embargo, al escribir las configuraciones electrónicas, normalmente se escribe la distribución en tal forma que todos los subniveles de un nivel de energía dado queden agrupados. Así, la configuración del vanadio debe escribirse como



Esa notación pone énfasis sobre el número de electrones en el nivel de energía externo. Pronto veremos por qué es más conveniente esta notación que la otra. En la Tabla 3-4 se muestran las configuraciones electrónicas de los elementos.

Problema 3-1 Escribir la configuración electrónica para todos los elementos desde el número atómico 1 hasta el 18, siguiendo el patrón que se discute en el ejemplo anterior.

Quando se aplican los métodos anteriores a la determinación de las configuraciones electrónicas para algunos elementos, no se obtiene la configuración correcta. Estos casos generalmente no son importantes para los propósitos de nuestro estudio.

Ahora podemos expresar la configuración electrónica para los átomos de cualquier elemento en términos de la distribución en subniveles de los electrones. Algunas veces es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en los orbitales degenerados que comprenden un subnivel. Por supuesto, en un subnivel completo, cada orbital contiene dos electrones, pero la cuestión es cómo están distribuidos los electrones en un subnivel parcialmente lleno. Cuando los electrones están localizados en un subnivel dado, toman posiciones de acuerdo con la **regla de Hund**. La regla de Hund puede enunciarse simplemente como:

Si dos o más electrones tienen energías que los colocan en el mismo subnivel, el estado de menor energía será aquél en el que los electrones no estén en el mismo orbital.

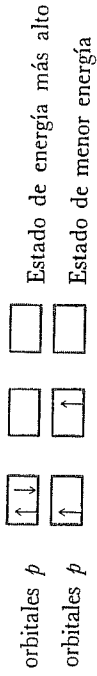
Tabla 3-4 Configuraciones electrónicas de los elementos

Elemento	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f
1. H	1													
2. He	2													
3. Li	2		1											
4. Be	2		2											
5. B	2		2	1										
6. C	2		2	2										
7. N	2		2	3										
8. O	2		2	4										
9. F	2		2	5										
10. Ne	2		2	6										
11. Na	2		2	6		1								
12. Mg	2		2	6	2									
13. Al	2		2	6	2	1								
14. Si	2		2	6	2	2								
15. P	2		2	6	2	3								
16. S	2		2	6	2	4								
17. Cl	2		2	6	2	5								
18. Ar	2		2	6	2	6								
19. K	2		2	6	2	6					1			
20. Ca	2		2	6	2	6					2			
21. Sc	2		2	6	2	6	1				2			
22. Ti	2		2	6	2	6	2				2			
23. V	2		2	6	2	6	3				2			
24. Cr	2		2	6	2	6	5	1			1			
25. Mn	2		2	6	2	6	5	2			2			
26. Fe	2		2	6	2	6	6	4			2			
27. Co	2		2	6	2	6	7	3			2			
28. Ni	2		2	6	2	6	8	2			2			
29. Cu	2		2	6	2	6	10	1			1			
30. Zn	2		2	6	2	6	10	2			2			
31. Ga	2		2	6	2	6	10	2	1		2			
32. Ge	2		2	6	2	6	10	2	2		2			
33. As	2		2	6	2	6	10	2	3		2			
34. Se	2		2	6	2	6	10	2	4		2			
35. Br	2		2	6	2	6	10	2	5		2			
36. Kr	2		2	6	2	6	10	2	6		2			
37. Rb	2		2	6	2	6	10	2	6		2			1
38. Sr	2		2	6	2	6	10	2	6		2			2
39. Y	2		2	6	2	6	10	2	6	1	2			2
40. Zr	2		2	6	2	6	10	2	6	2	2			2
41. Nb	2		2	6	2	6	10	2	6	4	1			2
42. Mo	2		2	6	2	6	10	2	6	5	1			1
43. Tc	2		2	6	2	6	10	2	6	6	1			1
44. Ru	2		2	6	2	6	10	2	6	7	1			1
45. Rh	2		2	6	2	6	10	2	6	8	1			1
46. Pd	2		2	6	2	6	10	2	6	10	1			1
47. Ag	2		2	6	2	6	10	2	6	10	1			1
48. Cd	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			1
49. In	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			2
50. Sn	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			2
51. Sb	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			2
52. Te	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			2
53. I	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			2
54. Xe	2		2	6	2	6	10	2	6	10	2			2

Tabla 3-4 (Continuación)

Elemento	K	L	M	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
55. Cs	2	8	18	2	6	10		2	6			1			
56. Ba	2	8	18	2	6	10		2	6			2			
57. La	2	8	18	2	6	10		2	6	1		2			
58. Ce	2	8	18	2	6	10	2	2	6			2			
59. Pr	2	8	18	2	6	10	3	2	6			2			
60. Nd	2	8	18	2	6	10	4	2	6			2			
61. Pm	2	8	18	2	6	10	5	2	6			2			
62. Sm	2	8	18	2	6	10	6	2	6			2			
63. Eu	2	8	18	2	6	10	7	2	6			2			
64. Gd	2	8	18	2	6	10	7	2	6	1		2			
65. Tb	2	8	18	2	6	10	9	2	6			2			
66. Dy	2	8	18	2	6	10	10	2	6			2			
67. Ho	2	8	18	2	6	10	11	2	6			2			
68. Er	2	8	18	2	6	10	12	2	6			2			
69. Tm	2	8	18	2	6	10	13	2	6			2			
70. Yb	2	8	18	2	6	10	14	2	6			2			
71. Lu	2	8	18	2	6	10	14	2	6	1		2			
72. Hf	2	8	18	2	6	10	14	2	6	2		2			
73. Ta	2	8	18	2	6	10	14	2	6	3		2			
74. W	2	8	18	2	6	10	14	2	6	4		2			
75. Re	2	8	18	2	6	10	14	2	6	5		2			
76. Os	2	8	18	2	6	10	14	2	6	6		2			
77. Ir	2	8	18	2	6	10	14	2	6	7		2			
78. Pt	2	8	18	2	6	10	14	2	6	9		1			
79. Au	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		1			
80. Hg	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2			
81. Tl	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	1		
82. Pb	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	2		
83. Bi	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	3		
84. Po	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	4		
85. At	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	5		
86. Rn	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6		
87. Fr	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1
88. Ra	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2
89. Ac	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2
90. Th	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2
91. Pa	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2
92. U	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2
93. Np	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	5	2	6	2	2
94. Pu	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6	2	2
95. Am	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2
96. Cm	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2
97. Bk	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2
98. Cf	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	2	2
99. Es	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	2	2
100. Fm	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	2	2
101. Md	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	2	2
102. No	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	2
103. Lr	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2

Esto quiere decir que cuando los electrones están en un subnivel, la situación de energía más baja será el estado en el que los electrones no compartan el mismo orbital. Esta regla se puede ilustrar considerando la figura que sigue. En esta figura los cuadros representan tres orbitales *p* degenerados, comprendidos en un subnivel *p*, y las flechas representan los electrones.

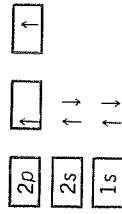


En el primer caso, los electrones están en el mismo orbital. Esta es una situación de energía más alta que el segundo caso, en el que los electrones se encuentran en dos de los orbitales. El mismo tipo de situación se aplicaría si se localizara un tercer electrón en estos orbitales.

Se puede desarrollar una representación gráfica de la distribución electrónica en los orbitales, considerando cuadrados para representar orbitales, en los cuales pueden colocarse flechas para indicar los electrones. Los cuadros pueden arreglarse de modo que se indiquen las energías crecientes de los orbitales. Esto se ilustra en la Figura 3-12. Utilizando esta figura puede representarse la distribución electrónica en varios átomos, colocando flechas en los cuadros apropiados.

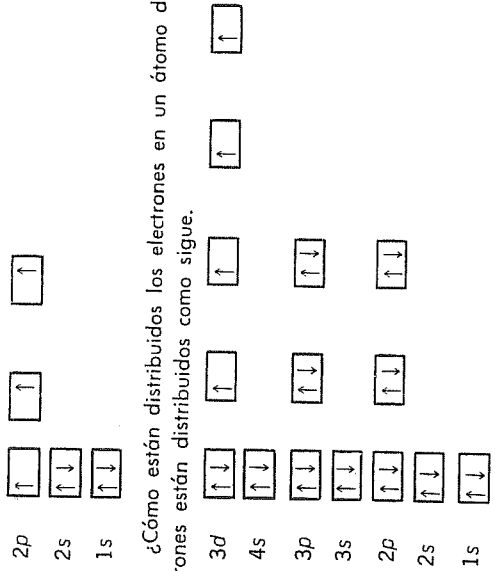
Ejemplo 3-2 ¿Cuál es la distribución de los electrones en un átomo de carbono?

El número atómico del carbono es 6, así que la distribución sería



La regla de Hund requiere dos electrones 2*p* no apareados.

¿Cuál es la distribución electrónica en un átomo de nitrógeno? Los siete electrones se distribuyen como sigue.



Ejemplo 3-3 ¿Cómo están distribuidos los electrones en un átomo de hierro? Los 26 electrones están distribuidos como sigue.

Problema 3-2 Dar las distribuciones electrónicas para los elementos desde el número atómico 11 hasta el 30.

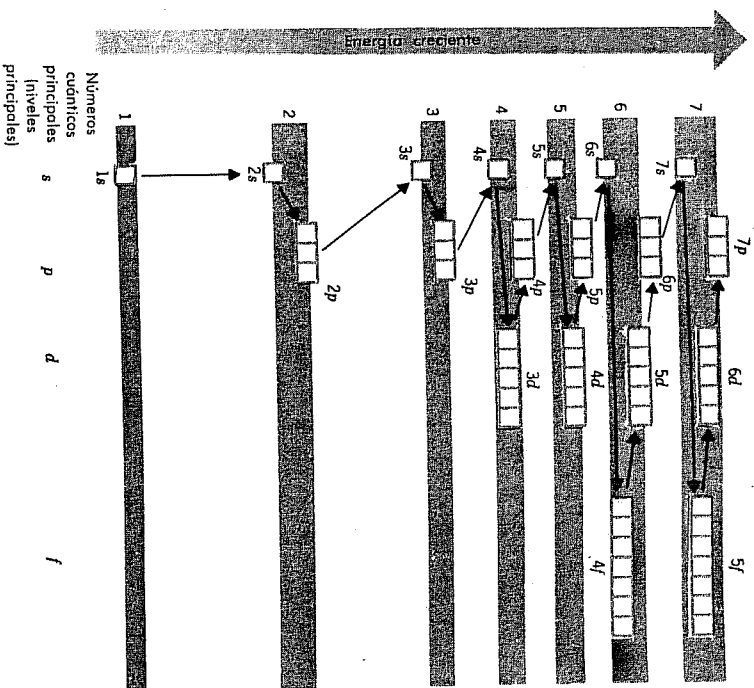


Figura 3-12 Representación de los estados electrónicos posibles mediante cuadrados.

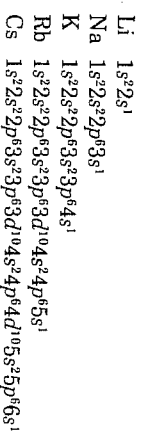
3-5 La Tabla Periódica y la clasificación de los elementos

Los químicos han sido capaces de clasificar los elementos de acuerdo con analogías en las propiedades. Es decir, algunos elementos de números atómicos pequeños tienen propiedades que son bastante semejantes a las de otros elementos de número atómico más grande. Así, cuando se tabulan los elementos de acuerdo con tales semejanzas, ciertos elementos se agrupan debido a las semejanzas mutuas en las propiedades. Esta clasificación de los elementos se conoce como **tabla periódica**. La tabla periódica, que es uno de los fundamentos de la química, se desarrolló durante varios siglos. Sin embargo, tanto L. Meyer como D. I. Mendeleev, a fines del siglo XIX, contribuyeron grandemente al establecimiento de la tabla periódica basada en un patrón de repetición en las propiedades observadas de los elementos. (Ver la cubierta interior.) El término **tabla periódica** se refiere a esta repetición de las propiedades de ciertos grupos de elementos.

El conocimiento de la configuración electrónica de los elementos proporciona una explicación para las propiedades periódicas observadas de los elementos. Los elementos que tienen semejanzas en las propiedades también tienen semejanzas en la configuración electrónica. Esta generalización se conoce como **Ley Periódica** y puede enunciarse del modo siguiente.

Los propiedades de los elementos están directamente relacionadas con la configuración electrónica de los átomos de los elementos, y los elementos que tienen configuraciones electrónicas semejantes tienen propiedades semejantes.

Por ejemplo, las configuraciones electrónicas del Li, Na, K, Rb y Cs son:



Estos cinco metales poseen propiedades físicas semejantes y forman compuestos semejantes con otros elementos. Las configuraciones electrónicas indican que todos estos metales tienen un electrón en el nivel de energía externo. Cuando los elementos se tabulan de acuerdo con el número atómico creciente, en tal forma que los elementos de configuraciones electrónicas semejantes queden en columnas, se obtiene la **tabla periódica** (Ver Figura 3-13.)

La forma de la tabla periódica puede recordarse si se interpreta en términos de la distribución de los electrones en los diferentes orbitales, de acuerdo con el orden de energía de los orbitales dado previamente. La tabla periódica dada en la Figura 3-13 pone énfasis en las posiciones en la tabla correspondiente a los diversos orbitales. Obsérvese que aunque hay un traslape de la energía entre los subniveles $5d$ y $4f$ y los subniveles $6d$ y $5f$, se coloca un electrón en el subnivel d antes de que se use el subnivel f . Por lo tanto, el lantano tiene la configuración $\dots 5d^1 6s^2$ en vez de $4f^1 6s^2$ y el actinio tiene la configuración $\dots 6d^1 7s^2$ en lugar de $5f^1 7s^2$. Estas son las únicas excepciones a las reglas generales para llenar los orbitales atómicos que nos interesarán. Esta interpretación orbital de la tabla periódica es muy útil. Algunas veces se clasifican los elementos de acuerdo con la parte de la tabla periódica en la que se encuentran. En la Figura 3-14 se muestra esta clasificación. Los elementos se clasifican en cuatro grupos; elementos del **bloque s**, elementos del **bloque p**, elementos del **bloque d** y elementos del **bloque f**. Con el fin de acortar el espacio ocupado por la Tabla periódica, los elementos del bloque f se colocan, normalmente, debajo de los elementos del bloque d .

Los elementos que se encuentran en la columna de la extrema derecha del bloque p y el helio constituyen un grupo conocido como el de los **gases inertes** o **gases nobles**. Todos los elementos de este grupo son gases bajo condiciones normales y no muestran gran tendencia a formar compuestos

Figura 3-14 Tabla periódica mostrando los bloques s, p, d y f.

Fr	Ra	Ac	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Cs	Ba		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Rb	Sr		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Ca		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII				IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg													B	C	N	O	F	Ne
Li	Be													IVB	VA	VIA	VIIA		
H	H ₂													IIIA	IVA	VIA	VIIA		

bloques = s
 bloques = d
 bloques = p
 bloques = f

Elementos representativos

GASES
VIIA INERTES

Figura 3-13 Tabla periódica mostrando las semejanzas en las configuraciones electrónicas ex-ternas de los grupos de elementos.

Fr	Ra	Ac	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
6s ¹	6s ²	6d ^{1-7s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	5d ^{1-6s²}	
5s ¹	5s ²	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	4d ^{1-5s²}	
4s ¹	4s ²	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	3d ^{1-4s²}	
3s ¹	3s ²	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII				IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
2s ¹	2s ²													B	C	N	O	F	Ne
1s ¹	1s ²													IIIA	IVA	VIA	VIIA		
H	H ₂													IIIA	IVA	VIA	VIIA		

GASES
VIIA INERTES

químicos. Con excepción del helio, cuya configuración es $1s^2$, todos los gases inertes tienen los subniveles s y p completamente llenos. Por tanto, tienen la configuración ns^2np^6 en el nivel externo de energía, donde n indica ese nivel externo. Esta configuración se conoce como configuración del octeto (dos electrones s y seis electrones p) o configuración de gas inerte. Dado que estos elementos generalmente son inertes, parece que existe una estabilidad asociada con tal configuración electrónica.

Los elementos que comprenden los bloques s y p , con excepción de los gases inertes, se llaman **elementos representativos**. Los elementos representativos del bloque s tienen la configuración de energía externa ns^1 o ns^2 , y los elementos representativos del bloque p tienen una configuración del nivel externo de energía que varía de ns^2np^1 hasta ns^2np^5 . El término nivel externo de energía se refiere al nivel de energía de número más alto que contiene electrones. Los elementos del bloque d tienen configuraciones electrónicas que corresponden a la complejón de los subniveles d . Estos elementos se llaman **metales de transición**. Las configuraciones electrónicas de los elementos del bloque f corresponden a la complejón de los subniveles f y se les conoce como **metales de transición interna** o **elementos de las tierras raras**. Los metales de transición interna relacionados con el subnivel $4f$ se conocen como serie de los **lantánidos** y los relacionados con el subnivel $5f$ corresponden a la serie de los **actínidos**.

Los elementos que se encuentran en una columna de la tabla periódica se les llama **grupos** o **familias**, mientras que las sucesiones horizontales de elementos se conocen como **renglones**. Los grupos de elementos representativos tienen símbolos de referencia y nombres de grupo, los cuales se dan a continuación.

Grupos de elementos representativos	Símbolo del grupo	Nombre del grupo	Configuración del nivel de energía externo
1o.	IA	metales alcalinos	ns^1
2o.	IIA	metales alcalinotérreos	ns^2
3o.	IIIA	grupo boro-aluminio	ns^2np^1
4c.	IVA	grupo carbono	ns^2np^2
5o.	VA	grupo nitrógeno	ns^2np^3
6o.	VIA	grupo oxígeno	ns^2np^4
7o.	VIIA	halógenos	ns^2np^5

Obsérvese que el número de grupo en numeral romano da el número total de electrones en el nivel de energía externo de cada grupo. Estos nombres y símbolos se utilizan con frecuencia para referirse a los grupos de los elementos representativos.

3-6 Representación electrónica puntual

Cuando los átomos de los elementos forman compuestos, generalmente sólo intervienen los electrones del nivel de energía externo. Esto se discute en el Capítulo 4. A estos electrones del nivel externo de energía

se les conoce como **electrones de valencia**. En lugar de escribir las configuraciones electrónicas de los elementos con el fin de indicar el número de electrones de valencia, se ha desarrollado un método para la representación simbólica de tales electrones. Para indicar los electrones de valencia de un elemento se usa la **representación electrónica puntual**. La representación electrónica puntual consiste en indicar los electrones del nivel externo de energía (de valencia) mediante puntos colocados alrededor del símbolo usual del elemento. Por ejemplo, la representación electrónica puntual para el hidrógeno es H·. Estos símbolos electrónicos se utilizan principalmente para los elementos representativos y, para ellos, puede seguirse el patrón general siguiente. (Sin embargo, hay algunas excepciones importantes). Ya que los electrones del nivel de energía externo de los elementos representativos incluyen los subniveles s y p , los electrones de valencia estarán distribuidos en el orbital s y los tres orbitales p del nivel externo, de acuerdo con la regla de Hund. (Ver Sección 3-4.) Para usar la representación puntual, se escribe el símbolo del elemento y se representan los electrones de valencia como puntos en estos cuatro orbitales (uno s y tres p) a la derecha, izquierda, arriba y abajo del símbolo. Esto puede verse como



Por ejemplo, la estructura electrónica del litio es $1s^22s^1$, así que su representación electrónica puntual es



en donde el punto único representa al electrón de valencia $2s$ único. La configuración electrónica del nitrógeno es $1s^22s^22p^3$, de modo que su representación electrónica puntual es



(El lado del símbolo utilizado para los orbitales s y p es arbitrario.) Este símbolo indica que dos de los electrones de valencia están en un orbital ($2s$) y los otros tres están distribuidos en los tres orbitales $2p$, de acuerdo con la regla de Hund. La configuración electrónica del flúor es $1s^22s^22p^5$, de manera que su representación electrónica puntual es



lo cual indica un orbital $2s$ completo, dos orbitales $2p$ completos y el electrón restante en un orbital p . La configuración electrónica del neón es $1s^22s^22p^6$, así que la representación electrónica puntual es



Obsérvese que el neón tiene completamente llenos los subniveles s y p . Esta se conoce como configuración de gas inerte o del octeto.

Problema 3-3 Dar las representaciones electrónicas puntuales para el oxígeno, azufre, magnesio y fósforo.

Algunos de los elementos representativos no siguen el patrón que acabamos de ver, debido a la manera en que los electrones de valencia intervienen en la formación de compuestos. Las representaciones electrónicas puntuales para estos elementos se forman distribuyendo los electrones de valencia, de manera que sólo uno aparezca en un lado determinado del símbolo. Por ejemplo, el carbono con la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$ se representa mediante



En la Tabla 3-5 se dan las representaciones electrónicas puntuales para algunos elementos.

Tabla 3-5 Representaciones electrónicas puntuales de algunos elementos representativos.

Li	·Be	·B	·C	·N	·O	·F	H
Na	Mg	·Si	·P	·S	·Cl		
K	Ca	·Ge	·As	·Se	·Br		
Rb	Sr			·Te	·I		

Los elementos de un grupo de la tabla periódica tienen, generalmente, representaciones electrónicas puntuales de la misma forma, debido a que poseen el mismo número de electrones en el nivel de energía externo. Las representaciones electrónicas puntuales proporcionan un medio conveniente de representar la distribución electrónica en el nivel de valencia en los elementos representativos. Debido a que las estructuras electrónicas de los elementos de transición y de transición interna están relacionadas con electrones de un nivel de energía interno, las representaciones electrónicas puntuales de estos elementos no son tan útiles como para los elementos representativos.

¿De qué está hecha la luna?

Ahora que el hombre ha llegado a la Luna y ha traído muestras de rocas lunares, es posible analizar estas muestras mediante medios químicos comunes. Sin embargo, antes del histórico viaje de la nave Apolo, los científicos espaciales ya habían obtenido un análisis químico de una muestra de la Luna. Este análisis fue realizado por la nave Surveyor V, la cual contenía un instrumento diseñado especialmente que fue bajado mecánicamente del vehículo espacial a la superficie de la Luna. Este instrumento fue diseñado para llevar a cabo un análisis químico de una pequeña porción de la superficie bombardeándola con partículas alfa. Ciertos elementos, al ser bombardeados con

partículas alfa, hacen que éstas se dispersen con ciertas energías específicas. Las energías de las partículas alfa, que fueron dispersadas por los elementos que se encontraron en la superficie lunar fueron analizadas por el instrumento. Esta información fue transmitida de regreso a la Tierra e hizo posible un juicio referente a los elementos que estaban presentes sobre esta porción de la Luna. Es más, también fue posible calcular los porcentajes aproximados en masa de los elementos. A continuación se enumeran los resultados del análisis de la superficie lunar del Surveyor V.

Elementos	Porcentaje aproximado
Oxígeno	60
Silicio	18
Aluminio	7
Hierro, níquel, cobalto, azufre	13
Peso atómico superior al del cobalto	0.5
Magnesio	1 a 5
Sodio	0.5 a 1
Carbono	0.5 a 1

Este análisis indicó que la muestra lunar tenía una composición un tanto semejante a la de algunos tipos de rocas que se encuentran en la Tierra, como el basalto.

El Surveyor sólo proporcionó un análisis aproximado de una pequeña porción de la Luna. Las rocas lunares traídas por los astronautas de la Apolo han sido analizadas para proporcionar una evidencia más concreta sobre la composición de la Luna. A continuación se da una lista de los porcentajes promedio de los elementos principales encontrados en las muestras lunares, las cuales variaron en tamaño desde rocas que pesaban varios kilogramos hasta polvo fino. Para comparación también se citan los porcentajes promedio de los mismos elementos en la corteza terrestre.

Elemento	Muestras lunares		Corteza terrestre
	Porcentaje promedio	Porcentaje	
Oxígeno	39.2	46.6	
Silicio	20.0	27.72	
Hierro	14.6	5.00	
Calcio	10.6	3.63	
Aluminio	5.6	8.13	
Titanio	5.4	0.44	
Magnesio	3.6	2.09	
Sodio	0.33	2.83	
Cromo	0.18	0.010	
Manganeso	0.18	0.095	
Potasio	0.13	2.59	
Fósforo	0.06	0.105	
Zirconio	0.044	0.0165	
Níquel	0.009	0.0075	
Vanadio	0.005	0.0135	

Aproximadamente se encontraron otros 50 elementos diferentes más presentes en las muestras lunares, en concentraciones pequeñas (cantidades en partes por millón).

El análisis químico de las rocas lunares y otras observaciones indican que la Luna no contiene agua y que parte de la superficie se formó a altas temperaturas, lo cual provocó que algunos de los elementos con bajos puntos de ebullición desaparecieron. La edad de las rocas lunares se ha estimado entre 3.5 y 4.5 miles de millones de años. Los muestras lunares defieren de todas las muestras de rocas conocidas en la Tierra. Sin embargo, se semejan a algunas rocas básicas de la Tierra y a algunas acondritas basálticas (meteoritos).

Probabilidad

La idea de probabilidad es muy importante en química. Desde un punto de vista práctico, la probabilidad puede considerarse como la razón de las posibilidades en favor de un evento a todas las posibilidades en favor y en contra del evento. Posibilidades se refiere al número de formas posibles en que el evento puede ocurrir. Considérense los ejemplos siguientes:

¿Cuál es la probabilidad, al lanzar una moneda al aire, de que salga "cara"?

Posibilidades en favor = 1

Posibilidades en favor y en contra = 2
(Puede ser "cara" o "cruz")

Probabilidad = $1/2$ o 0.5

Expresado como porcentaje habría un 50% de probabilidad de que resulte "cara".

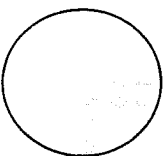
¿Cuál es la probabilidad de que se obtenga uno al lanzar un dado?

Posibilidades en favor = 1

Posibilidades en favor y en contra = 6
(Hoy seis caras en un dado)

Probabilidad = $1/6$ o 16.7%

Como otro ejemplo, considérese un reloj que tiene únicamente minuterio. La manecilla puede ocupar 60 posiciones posibles al dar una vuelta completa sobre la cara del reloj. La probabilidad de que la manecilla se encuentre en una posición determinada en un instante dado, es 1 en 60 ó 1.67% de probabilidad. ¿Cuál es la probabilidad de que la manecilla se encuentre en la porción de la cara que se indica en la figura de la página siguiente?



Ya que hay 15 posibilidades en favor y 45 en contra de que la manecilla se encuentre en esta región en un instante dado, entonces la probabilidad es de 15 en 60 ó un 25% de probabilidad. Podemos decir que esta área es un área de 25% de probabilidad. Si se observa la posición de la manecilla al azar durante un largo período de tiempo, el 25% del tiempo la manecilla debe encontrarse en esta área de 25% de probabilidad.

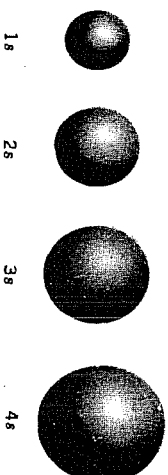
El modelo mecánico cuántico del átomo permite predecir la probabilidad de encontrar un electrón de una energía específica en el espacio que rodea el núcleo del átomo. Es posible deducir la forma tridimensional del volumen en el cual hay un 90% de probabilidad de encontrar este electrón. Este volumen de probabilidad es análogo al área de probabilidad del reloj mencionado en el párrafo anterior. El volumen del 90% de probabilidad que corresponde a un electrón de una energía determinada se llama orbital atómico. Si fuésemos capaces de determinar la posición de un electrón al azar, encontraríamos al electrón en el orbital el 90% del tiempo.

Formas de los orbitales atómicos

Es posible determinar las formas generales de los orbitales electrónicos en los átomos. Estos orbitales son los volúmenes del 90% de probabilidad para los electrones en posiciones de energía específicas en los átomos. Utilizando las formas generales de los orbitales, es posible desarrollar una imagen objetiva de un átomo. Para lograrlo, debemos considerar que los niveles de energía de los átomos están formados por subniveles de energía y que éstos, a su vez, contienen números específicos de orbitales electrónicos. Cada orbital puede contener un máximo de dos electrones. Un subnivel s contiene un orbital s . Un orbital s puede concebirse como una nube de forma esférica.



El tamaño de los orbitales s aumenta yendo hacia los niveles electrónicos de energía superiores.



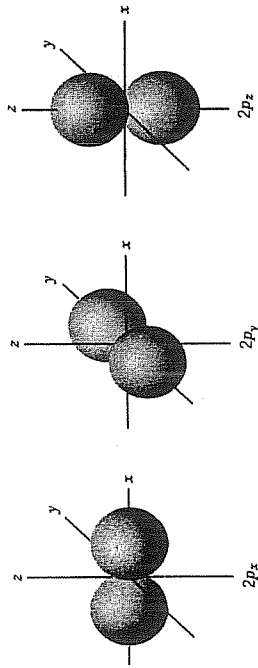
Un subnivel p contiene tres orbitales p posibles. Un orbital p se puede imaginar como una nube en forma de palanqueta de gimnasia.



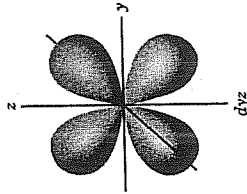
El tamaño de los orbitales p aumenta en los niveles de energía superiores.



Los orbitales p que comprenden un subnivel p dado se orientarán perpendiculares (a ángulos rectos) entre sí.



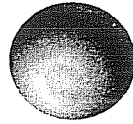
Un orbital d puede imaginarse como una nube de cuatro lóbulos.



Un subnivel d contiene cinco orbitales d posibles y , en consecuencia, tiene una forma compleja.

Los átomos pueden imaginarse como formados por un núcleo (protones y neutrones) rodeado por las nubes de orbitales electrónicos, en las cuales se encuentran los electrones. El número de orbitales ocupados depende de cuántos electrones posee el átomo. En la página siguiente se dan algunas representaciones ideales de unos cuantos átomos. (Las dimensiones no están a escala.)

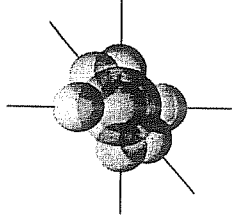
Átomo de hidrógeno ($1s$), un electrón en el orbital $1s$:



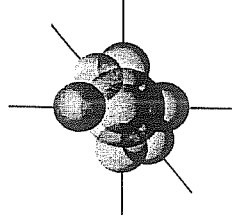
Átomo de berilio ($1s^2 2s^2$), dos electrones en el orbital $1s$ y dos en el orbital $2s$:



Átomo de nitrógeno ($1s^2 2s^2 2p^3$), dos electrones en el orbital $1s$, dos en el $2s$ y uno en cada uno de los tres orbitales $2p$:



Átomo de oxígeno ($1s^2 2s^2 2p^4$), dos electrones en el orbital $1s$, dos en el $2s$, dos en uno de los orbitales $2p$ y uno en cada uno de los otros dos orbitales $2p$:



Problemas

1. Describir el concepto de Rutherford de un átomo nuclear.
2. Dar una definición de número atómico.
3. Usar una tabla periódica para dar respuesta a las siguientes preguntas:
 - (a) ¿Cuántos protones están en los núcleos de los átomos de oxígeno?
 - (b) ¿Cuántos protones y electrones están en un átomo de carbono?
4. Dar una definición del término isótopos.
5. Describir el átomo de Bohr.
6. ¿Qué es un átomo excitado de acuerdo con el concepto de Bohr?
7. La energía en picoergs (pergs) de un electrón en el átomo de Bohr está dada por la expresión

$$E = (-21.7 \text{ pergs})/n^2$$

donde n es el número del nivel de energía. Cuando un electrón excitado cae a un nivel de energía más bajo, se emite un fotón de luz con una energía correspondiente a la diferencia entre las energías electrónicas de los niveles.

Energía del nivel superior — Energía del nivel inferior

$E =$ Energía del nivel superior — Energía del nivel inferior

$$E = 21.7 (1/n^2 - 1/m^2) \text{ pergs}$$

donde n es el número del nivel de energía inferior y m el del nivel de energía superior. Calcular la energía de un fotón que se emite cuando un electrón cae del segundo al primer nivel de energía. Repetir el cálculo para un electrón que cae del cuarto al primer nivel de energía.

- Describir el modelo mecánico cuántico del átomo e indicar la estructura de los orbitales y subniveles de los niveles de energía.
- ¿Qué es un orbital electrónico (atómico)?
- ¿Cuáles de los siguientes estados electrónicos no existen?
2p, 2d, 3s, 4f, 1d, 3p
- ¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden estar contenidos en:

(a) un orbital electrónico	(e) un subnivel f
(b) un subnivel s	(f) el primer nivel de energía
(c) un subnivel p	(g) el segundo nivel de energía
(d) un subnivel d	(h) el tercer nivel de energía
- Dar la configuración electrónica en notación orbital para los elementos siguientes.

(c) B (boro)	(e) Ne (neón)
(b) O (oxígeno)	(f) Mg (magnesio)
(c) P (fósforo)	(g) Li (litio)
(d) Cl (cloro)	(h) Zn (zinc)
- Dar un enunciado de la ley periódica.
- ¿Qué es generalmente cierto acerca del número de electrones en el nivel de energía externo en los átomos de los elementos que se encuentran en el mismo grupo de la tabla periódica?
- Hacer un bosquejo de la tabla periódica e indicar las posiciones de lo que sigue:

(a) El bloque s , el bloque p , el bloque d y el bloque f .
(b) Los gases inertes, los elementos representativos, los elementos de transición y los elementos de transición interna.
(c) Los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos, el grupo boro-aluminio, el grupo carbono, el grupo nitrógeno, el grupo oxígeno y los halógenos.
- Dar la representación electrónica puntual para cada uno de los elementos siguientes:

(a) hidrógeno	(d) oxígeno	(g) calcio
(b) carbono	(e) flúor	(h) argón
(c) nitrógeno	(f) sodio	

Capítulo 4: El enlace químico

Opciones

Al terminar el estudio de este capítulo, el estudiante será capaz de:

- Enunciar la regla del octeto.
- Describir el enlace iónico.
- Predicir las fórmulas más probables para los iones monoatómicos formados por los elementos representativos.
- Dar los nombres y fórmulas de los iones monoatómicos comunes.
- Describir el enlace covalente.
- Dar una definición de molécula y de compuesto covalente (molecular).
- Escribir la estructura electrónica puntual de una molécula sencilla, que incluya elementos representativos, dado el arreglo del enlace.
- Describir un enlace covalente múltiple.
- Dar una definición de ion poliatómico.
- Dar los nombres y fórmulas de iones poliatómicos comunes.
- Escribir las estructuras electrónicas para iones poliatómicos sencillos, dado el arreglo del enlace.
- Predicir las formas más probables de ciertas moléculas e iones poliatómicos sencillos.
- Dar una definición de electronegatividad.
- Describir la variación de las electronegatividades de los elementos en la tabla periódica.
- Dar una definición de enlace polar y molécula polar.
- Predicir si una molécula sencilla será o no una molécula polar.

electrones del nivel externo. Hacia 1920, W. Kossel y G. Lewis observaron que muchos de los elementos representativos tienden a entrar en combinaciones químicas que involucran la pérdida, ganancia o compartimiento de electrones. De hecho, con base en sus estudios de numerosos compuestos, se propuso la regla del octeto. Esta regla afirma que los átomos tienden a perder, ganar o compartir electrones con el fin de lograr alcanzar un total de ocho (octeto) electrones en el nivel de energía externo. Los gases inertes, que forman muy pocos compuestos, tienen un nivel externo de energía de ocho electrones, en el estado no combinado. Es decir, tienen la configuración ns^2np^6 , en donde n es el nivel de energía externo. Por ejemplo, la representación electrónica puntual del neón es

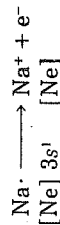


y la configuración electrónica es $1s^22s^22p^6$. Esta configuración de octeto parece ser muy estable. Los elementos experimentan reacciones químicas en las cuales se forman los enlaces químicos a través de la **transferencia** o **compartimiento** de electrones entre los átomos. A menudo, estos enlaces resultan en la formación de una configuración de octeto de los electrones en el nivel de energía externo alrededor de los átomos que intervienen. Sin embargo, se ha encontrado que no todos los enlaces químicos conducen a esta configuración de octeto. En otras palabras, se tienen excepciones a la regla del octeto. Por supuesto, el hidrógeno reacciona de manera que los átomos alcanzan un nivel de energía externo completo de dos electrones. A pesar de que existen excepciones a la regla del octeto, ésta se observa en un gran número de casos y es sumamente útil.

Para nuestros propósitos, supondremos que existen dos tipos distintos de enlaces químicos y que los enlaces entre los átomos pueden ser de una naturaleza intermedia entre estos dos tipos. Estos tipos de enlaces, el enlace iónico y el enlace covalente, se discuten en las secciones que siguen.

4-2 Formación del ion y el enlace iónico

¿Cuáles elementos tienden a perder electrones, cuáles a ganar electrones y cuáles a compartirlos? En general, los elementos con pocos electrones de valencia (nivel de energía externo) (Grupos IA, IIA y IIIA y los metales de transición) tienden a perder electrones para formar la configuración de gas inerte, del gas inerte inmediato inferior. Los elementos con subniveles s y p casi llenos (Grupos VIIA, VIA y VA) tienden a ganar electrones para formar la configuración de gas inerte, del gas inerte inmediato superior. Por ejemplo, el sodio tiende a entrar en las reacciones en las que los átomos pierden el único electrón de valencia para formar iones sodio.



El enlace químico

4-1 Enlaces químicos

El hecho de que los elementos sean capaces de combinarse para formar compuestos que tienen composiciones definidas da lugar a preguntas referentes a la naturaleza de tales combinaciones. Los átomos pueden combinarse a través de la formación de **enlaces químicos**. Comprender los enlaces químicos es fundamental para la química. Debido a que los átomos de un elemento dado pueden entrar en combinaciones que son características de ese elemento, resulta evidente que la formación del enlace depende de la estructura atómica. Además, debido a que los elementos del mismo grupo tienden a formar compuestos similares con los otros elementos, también deben intervenir en el enlace los electrones del nivel externo de energía (de valencia) de los átomos. Recuérdese que los elementos de un grupo tienen la misma estructura electrónica en el nivel externo de energía. Para ilustrar ambas observaciones, en la Tabla 4-1 se enumeran los compuestos que contienen hidrógeno y algunos de los elementos

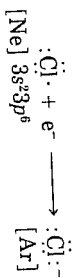
Tabla 4-1 Algunos compuestos hidrógeno-elemento representativo

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
LiH	BeH ₂	B ₂ H ₆	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
NaH	MgH ₂		SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
KH	CaH ₂		GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
				SbH ₃	H ₂ Te	HI

representativos. Como se acaba de mencionar, puede considerarse que la formación de los enlaces químicos está relacionada con los electrones del nivel externo de energía de los átomos. Se han propuesto varias teorías para explicar la naturaleza de los enlaces químicos.

La representación electrónica puntual puede ser útil al explicar la formación de los enlaces químicos. Recuérdese, por lo visto en la Sección 3-6, que la representación electrónica puntual indica el número de

Los iones sodio tienen la misma configuración ($1s^2 2s^2 2p^6$) que el neón. El cloro entra en las reacciones en las cuales los átomos de cloro ganan electrones para formar iones cloruro.



El ion cloruro tiene la misma configuración ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) que el argón. En la Tabla 4-2 se dan algunos otros ejemplos.

Tabla 4-2 Configuración electrónica de algunos iones

$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot + e^- \longrightarrow \cdot\ddot{\text{F}}:^-$ (ion fluoruro)	$[\text{Ne}]$
$1s^2 2s^2 2p^5$	
$:\ddot{\text{S}}: + 2e^- \longrightarrow :\ddot{\text{S}}:^{2-}$ (ion sulfuro)	$[\text{Ar}]$
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	
$\text{Al} \cdot \longrightarrow \text{Al}^{3+}$ (ion aluminio) + $3e^-$	$[\text{Ne}]$
$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	
$\text{Ca} \cdot \longrightarrow \text{Ca}^{2+}$ (ion calcio) + $2e^-$	$[\text{Ar}]$
$[\text{Ar}] 4s^2$	
$\text{K} \cdot \longrightarrow \text{K}^+$ (ion potasio) + e^-	$[\text{Ar}]$
$[\text{Ar}] 4s^1$	

Los iones son especies químicas muy importantes. Los iones formados a partir de los átomos por la pérdida o ganancia de electrones se llaman iones monoatómicos. Los símbolos que se utilizan para representar los iones monoatómicos incluyen el símbolo del elemento en cuestión con la carga del ión como un superíndice.

La reacción entre el metal sodio y el gas cloro puede considerarse que implica la transferencia de electrones de los átomos de sodio a los átomos de cloro para formar iones sodio e iones cloruro. Como estos iones poseen cargas opuestas, se atraen mutuamente. Esta atracción hace que los iones se enlacen como una colección de iones. Estos enlaces entre iones, debidos a fuerzas de atracción, se conocen como **enlaces iónicos**. El enlace iónico es un tipo muy importante de enlace químico. Cuando los iones quedan enlazados iónicamente, se arreglan en el estado sólido en un patrón tridimensional que satisfice las fuerzas de atracción electrostáticas entre los iones. Este patrón geométrico comprende una **red cristalina** en la cual los iones positivos y negativos ocupan posiciones específicas en la red. En la Figura 4-1 se muestra una representación de un cristal de cloruro de sodio. En un cristal de cloruro de sodio se considera que los iones de sodio y los iones cloruro están enlazados iónicamente. Por tanto, el cloruro de sodio puede considerarse como un compuesto iónico. Cualquier compuesto que incluya enlaces iónicos se considera como un **compuesto iónico**.

En general, los metales tienden a reaccionar con los no metales para formar compuestos iónicos. Puede considerarse que la formación de tales compuestos implica la pérdida de electrones por los átomos metálicos

para formar iones positivos y la ganancia de electrones por los átomos no metálicos para formar iones negativos. Estos iones se arreglan en el espacio en una red cristalina en la que los iones están distribuidos de acuerdo con sus tamaños y cargas. El número de electrones perdidos por los átomos metálicos depende de la configuración electrónica. Los átomos del Grupo IA, o metales alcalinos, tienden a perder un electrón para formar iones monopositivos. Esta pérdida puede representarse como

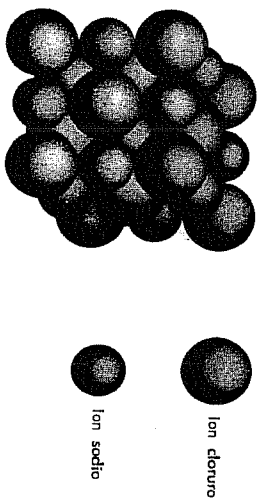
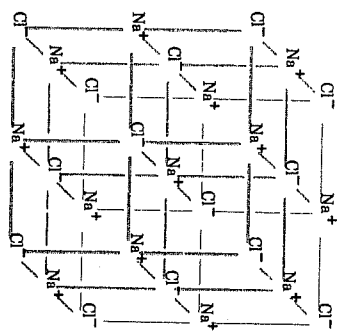
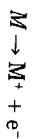
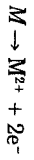


Figura 4-1 Representaciones del cloruro de sodio sólido iónico. (a) La relación de los iones en el cloruro de sodio (sal de mesa). (b) Agregación ordenada de los iones en el cloruro de sodio cristalino.

en donde M se refiere a cualquiera de los metales alcalinos. Los átomos del Grupo IIA, o metales alcalinotérreos (excepto el berilio), tienden a formar iones dipositivos por la pérdida de dos electrones:

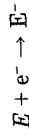


Los átomos de los elementos del Grupo IIIA (excepto el boro) tienden a formar iones tripositivos por la pérdida de tres electrones:



El número de electrones ganados por los átomos no metálicos depende del número necesario para formar la configuración de octeto. Los halógenos,

o átomos del Grupo VIIA, tienden a ganar un electrón para formar iones mononegativos.



donde E representa cualquier de los elementos del grupo. Los átomos del grupo VIA y los átomos del grupo VA tienden a ganar dos y tres electrones, respectivamente, para formar los correspondientes iones negativos:



El lector puede recordar los tipos de iones que forman los elementos representativos, si recuerda que los elementos de los grupos IA, IIA y IIIA forman iones positivos con cargas que están dadas por el número del grupo; y los elementos de los grupos VII, VIA y VA forman iones negativos que tienen cargas dadas por el número del grupo restado de ocho.

Ejemplo 4-1 ¿Cuál es la fórmula del ion formado por el elemento magnesio del Grupo IIA?

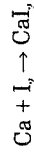
Los átomos de los elementos del Grupo IIA tienden a perder dos electrones, de modo que la fórmula del ion magnesio es Mg^{2+} . El nombre de un ion monoatómico positivo se forma usando el nombre del elemento que lo origina antecedido de la palabra ion. (Ver la Sección 6-2.)

Ejemplo 4-2 ¿Cuál es la fórmula del ion monoatómico formado por el elemento azufre del Grupo VIA?

Los átomos de los elementos del Grupo VIA tienden a ganar dos electrones, de manera que la fórmula del ion sulfuro es S^{2-} . Los nombres de los iones monoatómicos negativos se forman usando la raíz del elemento que los origina con la terminación —uro antecedido por la palabra ion. (Ver Sección 6-2.)

Problema 4-1 Dar las fórmulas y los nombres para los iones monoatómicos de sodio, potasio, calcio, bario, aluminio, nitrógeno, fósforo, oxígeno, selenio, flúor, cloro, bromo y yodo.

Dado que el número de electrones perdidos por los átomos metálicos debe ser igual al número de electrones ganados por los átomos no metálicos, el número de átomos de cada elemento en el compuesto resultante depende del número de electrones transferido por átomo. Por ejemplo, el metal calcio reacciona con el yodo para producir yoduro de calcio. Como un átomo de calcio debe perder dos electrones y un átomo de yodo gana un electrón, se necesitan dos átomos de yodo para reaccionar con cada átomo de calcio. Por supuesto, como el yodo elemental es de naturaleza diatómica, esta reacción puede representarse como



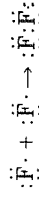
Puede considerarse que el compuesto yoduro de calcio contiene dos iones yoduro por cada ion calcio.

Problema 4-2 Dar la ecuación para la reacción que se prediría entre el metal magnesio y el gas oxígeno.

Problema 4-3 Dar la ecuación para la reacción que se prediría entre el metal aluminio y el gas oxígeno.

4-3 El enlace covalente

Algunos elementos forman compuestos en los que los átomos alcanzan la configuración de octeto (o de dúo en el caso del hidrógeno) en el nivel externo de energía, por el compartimiento de parejas de electrones entre los átomos. Por ejemplo, la formación del gas flúor a partir de los átomos de flúor puede representarse como



Los átomos de flúor comparten, mutuamente, una pareja de electrones. Esto conduce a un octeto de electrones alrededor de cada átomo de flúor, si se considera que la pareja compartida está asociada a ambos átomos. El compartimiento mutuo de parejas de electrones por los átomos provoca que se enlacen entre sí. Un enlace químico que resulta del compartimiento de electrones entre parejas de átomos se llama **enlace covalente**. El enlace covalente es un enlace químico muy común e importante.

Debido a que hay transferencia de electrones, los átomos que comparan electrones forman agregados estables que pueden considerarse como especies químicas o partículas químicas. Esa especie química formada a partir de átomos unidos por enlaces covalentes se llama **molécula**. La molécula es una especie química muy común. Los compuestos en los que los átomos se combinan en moléculas se llaman **compuestos moleculares** o **covalentes**. El agua, por ejemplo, es un compuesto covalente constituido por moléculas, cada una de las cuales está compuesta de dos átomos de hidrógeno enlazados a un átomo de oxígeno. (Ver Figura 4-2).



Figura 4-2 Una molécula de agua consiste de dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno, o tres de enlaces covalentes. (Ver nota 1 pág. 480)

Los no metales tienden a formar fácilmente compuestos moleculares. En efecto, como ya se mencionó, algunos de los no metales existen naturalmente en la forma de moléculas diatómicas. Estas moléculas consisten de dos átomos del elemento unidos por un enlace covalente. ¿Recuerda el lector cuáles de los no metales existen en la forma de moléculas diatómicas?

El estudiante puede preguntarse cómo es posible que los átomos compartan electrones. Una manera sencilla de imaginar la formación de un enlace covalente es considerar la formación del enlace, relacionado con

4. El enlace químico

los orbitales electrónicos de valencia de los átomos en cuestión. Recuerdese que un orbital está completo cuando contiene dos electrones. Los orbitales que contienen un electrón se consideran semicompletos. Cuando dos átomos forman un enlace covalente, los orbitales semicompletos se traslapan, de modo que pueda compartirse la pareja de electrones. En otras palabras, se puede considerar el enlace covalente como el resultado del traslape de orbitales atómicos semicompletos. El agregado de átomos estabonados por esos orbitales traslapados es una molécula. La Figura 4-3 ilustra la formación de una molécula de hidrógeno. Los orbitales $1s$ semicompletos de los átomos de hidrógeno se traslapan para formar la molécula diatómica. En la Figura 4-4 se ilustra la formación de una molécula

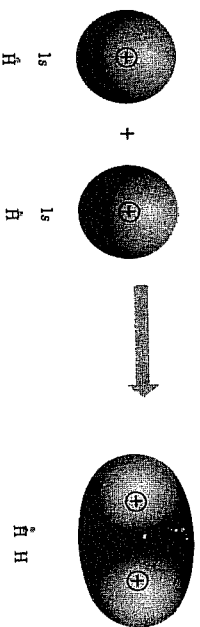
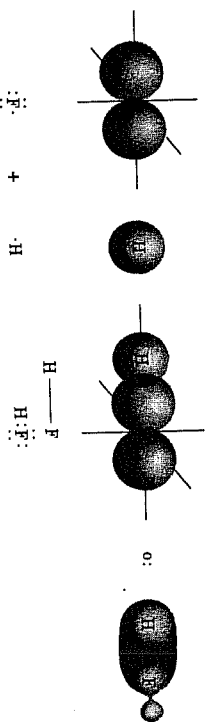


Figure 4-3 La molécula de hidrógeno. La formación del enlace covalente en el H_2 se describe como resultado del traslape o interpenetración de los orbitales atómicos $1s$ de los átomos de hidrógeno. La oscuridad relativa del sombreado en el orbital molecular da una idea cualitativa de donde es más densa la "nube electrónica" — entre los dos núcleos. [Tomado de Element of General and Biological Chemistry por John Holum, John Wiley and Sons, Inc., 1968.]



Un enlace que es simétrica con relación al eje del enlace también puede formarse a partir del traslape entre un orbital p y un orbital s , como se ilustra aquí para el fluoruro de hidrógeno, $H-F$. Nótese que la densidad electrónica máxima no cae a la mitad entre los dos núcleos. Este máximo está corrido hacia el extremo del enlace correspondiente al fluor y la densidad electrónica en la vecindad inmediata del núcleo de hidrógeno es menor de lo que fue en el átomo de hidrógeno. De modo semejante, la densidad electrónica total en la vecindad del núcleo de fluor es mayor que en el átomo de fluor. Por lo tanto, la molécula $H-F$ es polar, como se describió en el texto. (Tomado de Principles of Physical, Organic and Biological Chemistry por John Holum, John Wiley and Sons, Inc., 1969.)

de fluoruro de hidrógeno. En este caso, el traslape del orbital $1s$ del hidrógeno y el orbital $2p$ del fluor constituye el enlace covalente. El traslape de los orbitales semicompletos hace posible que los átomos compartan mutuamente los electrones.

4-4 Estructuras electrónicas puntuales

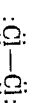
Una manera sencilla de representar moléculas que contienen enlaces covalentes es usar las representaciones electrónicas puntuales de los elementos que intervienen, de modo que se indiquen las parejas de electrones compartidos. A este arreglo de representaciones electrónicas puntuales se le llama estructura electrónica puntual de Lewis. Para el hidrógeno, que puede representarse por la estructura electrónica puntual de Lewis



los dos electrones entre los dos átomos de hidrógeno combinado indican la posición mutua de los electrones por los hidrógenos. En otras palabras, la pareja electrónica entre los dos hidrógenos representa el enlace covalente entre los átomos. El símbolo electrónico puntual de Lewis para el cloro diatómico es



Cada átomo de cloro combinado tiene la configuración del gas inerte más cercano que es el argón. Estas estructuras electrónicas puntuales no sirven para dar información alguna referente a las formas de las nubes electrónicas o para indicar que los electrones son puntos, sino que únicamente sirven como una representación conveniente de las moléculas. A menudo, los pares de electrones compartidos se representan mediante guiones que unen los átomos. Por ejemplo, con frecuencia, la estructura electrónica puntual del cloro se escribe como

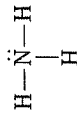


Cuando se escriben tales estructuras puntuales, el guión debe interpretarse como una pareja de electrones compartidos.

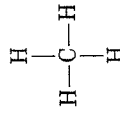
Debido a que los no metales tienden a reaccionar con otro no metal para formar compuestos covalentes en los que se alcanza la configuración de gas inerte, al compartir parejas de electrones, a menudo puede deducirse la estructura puntual de las moléculas de tales compuestos, arreglando las representaciones electrónicas puntuales de los elementos de manera que satisfagan la regla del octeto. Esto es, que los átomos combinados de cada elemento (excepto el hidrógeno) deben tener un octeto de electrones alrededor de ellos en las estructuras electrónicas puntuales. Por supuesto, el hidrógeno debe precisamente una pareja compartida de electrones asociada con él en la estructura puntual. El compuesto covalente agua, H_2O , consiste de moléculas que contienen dos átomos de hidrógeno combinado y un átomo de oxígeno combinado. La representación electrónica puntual para el hidrógeno es H y para el oxígeno es \ddot{O} . El arreglo de los dos símbolos de hidrógeno y un símbolo de oxígeno, con el fin de satisfacer la regla del octeto para el oxígeno, da la estructura electrónica puntual para el agua:



El compuesto covalente amoníaco tiene la fórmula NH_3 y, dado que la representación electrónica puntual para el nitrógeno es $\cdot\text{N}\cdot$ y para el hidrógeno es $\text{H}\cdot$, la estructura electrónica puntual del amoníaco es



La fórmula de una molécula de metano es CH_4 y, como la representación electrónica puntual para el carbono es $\cdot\text{C}\cdot$ y para el hidrógeno es $\text{H}\cdot$, la estructura electrónica puntual del metano es



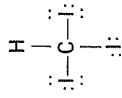
Ejemplo 4-3 ¿Cuál es la estructura electrónica puntual del cloruro de hidrógeno, HCl ?

La representación electrónica puntual del hidrógeno es $\text{H}\cdot$ y la del cloro es $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$, de modo que una estructura electrónica puntual posible podría ser



Ejemplo 4-4 ¿Cuál es la estructura electrónica puntual para el yodoformo, CHI_3 ?

La representación electrónica puntual para el yodo es $\cdot\ddot{\text{I}}\cdot$ y la del carbono es $\cdot\text{C}\cdot$, de modo que una estructura electrónica puntual posible para el yodoformo sería



Problema 4-4 Dar las estructuras electrónicas puntuales para los compuestos siguientes:

Yodo, I_2

Sulfuro de hidrógeno, H_2S

Tetracloruro de carbono, CCl_4

Tricloruro de fósforo PCl_3

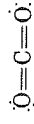
4-5 Enlaces múltiples

Cuando intentamos escribir las estructuras electrónicas puntuales de algunos compuestos, encontramos que, para obedecer la regla del octeto, es necesario mover las parejas de electrones alrededor de manera que más de una pareja sea compartida por algunos átomos. Por ejemplo, la representación electrónica puntual para el nitrógeno es $\cdot\text{N}\cdot$, pero para escribir la estructura electrónica puntual para la molécula diatómica de

nitrógeno, es necesario mover los electrones de los dos átomos de nitrógeno alrededor para obtener la siguiente estructura:



Debido a que hay un total de diez electrones en el nivel de energía externo o de valencia (cinco para cada nitrógeno) involucrados en el nitrógeno diatómico, es necesario tener los dos átomos de nitrógeno combinado compartiendo tres parejas de electrones con el fin de que se satisfaga la regla del octeto. Una estructura electrónica puntual del dióxido de carbono, CO_2 , puede representarse como

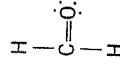


Como son 16 electrones de valencia (seis de cada oxígeno y cuatro del carbono), es necesario colocar dos parejas de electrones entre el carbono y cada oxígeno para satisfacer la regla del octeto. El compartimiento de más de una pareja de electrones por los átomos es enteramente posible y se conoce como **enlace covalente múltiple**. El compartimiento de dos parejas de electrones entre dos átomos se llama **enlace doble** y el compartimiento de tres parejas de electrones se llama **enlace triple**. No ocurre el compartimiento de más de tres parejas de electrones entre dos átomos. Para deducir una estructura electrónica puntual posible para las moléculas en las que se tenga enlace múltiple, es necesario decidir qué átomos están enlazados entre sí y, a continuación, escribir los símbolos de estos átomos de acuerdo con el arreglo del enlace. A veces es obvio qué átomos están enlazados entre sí pero, en algunos casos, se necesita más información, además de la fórmula, para establecer el arreglo. En seguida, se determina el número total de electrones de valencia a partir de las estructuras electrónicas o números de grupo de los átomos presentes en el compuesto. Finalmente, se distribuyen estos electrones en parejas, de manera que cada átomo (excepto el hidrógeno) tenga un octeto de electrones.

Ejemplo 4-5 ¿Cuál es la estructura electrónica puntual del formaldehído, H_2CO , en el que el carbono está ligado a los hidrógenos y al oxígeno? El arreglo del enlace da este arreglo de símbolos.

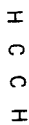


Hay disponibles 12 electrones de valencia (dos del hidrógeno, cuatro del carbono y seis del oxígeno). La distribución de estos electrones para satisfacer la regla del octeto da como una estructura electrónica puntual posible



4. El enlace químico

Ejemplo 4-6 ¿Cuál es la estructura electrónica puntual del acetileno, C_2H_2 , en el que un hidrógeno está ligado a cada carbono y los carbonos están ligados? El arreglo del enlace es



Como hay disponibles diez electrones de valencia (dos de los hidrógenos y ocho de los carbonos) una estructura electrónica puntual posible es

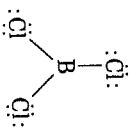


Problema 4-5 Dar las estructuras electrónicas puntuales posibles para los compuestos siguientes.

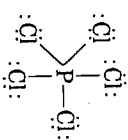
Fosgeno, $COCl_2$, en el cual el carbono está enlazado a cada cloro y al oxígeno
 Monóxido de carbono, CO
 Etileno, C_2H_4 , en el cual el carbono está enlazado a los dos hidrógenos y los carbonos están enlazados

4-6 Excepciones a la regla del octeto

Para algunos compuestos no es posible escribir las estructuras electrónicas puntuales en las que se satisfaga la regla del octeto. Estas son excepciones a la regla del octeto. Por ejemplo, al estructura electrónica puntual para el tricloruro de boro



muestra al boro con seis electrones en vez de ocho. El fósforo, en el compuesto pentacloruro de fósforo



tiene cinco parejas de electrones de enlace

4-7 Iones poliatómicos

Algunas especies químicas muy importantes consisten de agregados de átomos unidos por enlaces covalentes. Debido a que estas especies poseen carga, no son moléculas, sino iones. Un ion constituido por dos o más átomos unidos por enlaces covalentes se conoce como **ion poliatómico**. La fórmula para un ion poliatómico indica el número de átomos de cada elemento en el ion y la carga del ion. Existen muchos iones poliatómicos

diferentes. En la Tabla 4-3 se enumeran varios iones poliatómicos importantes, junto con algunos iones monoatómicos comunes. Los iones poliatómicos son agregados bastante estables y, a menudo, se encuentran como componentes de compuestos iónicos. Muchos compuestos iónicos consisten de iones metálicos enlazados iónicamente a iones poliatómicos. Algunos de los iones poliatómicos son tan comunes que es importante familiarizarse con sus fórmulas y nombres. (Ver Tabla 4-3.) En las Secciones 5-8 y 6-5 se da más información referente a los iones poliatómicos.

Tabla 4-3 Algunos iones importantes

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Ion acetato	$C_2H_3O_2^-$	Ion carbonato hidrogenado	HCO_3^-
Ion aluminio	Al^{3+}	Ion sulfato hidrogenado	HSO_4^-
Ion bario	Ba^{2+}	Ion hidronio	H_3O^+
Ion bromuro	Br^-	Ion hidróxido	OH^-
Ion calcio	Ca^{2+}	Ion plomo (II)	Pb^{2+}
Ion carbonato	CO_3^{2-}	Ion magnesio	Mg^{2+}
Ion clorato	ClO_3^-	Ion cinc	Zn^{2+}
Ion cloruro	Cl^-	Ion manganeso (II)	Mn^{2+}
Ion clorito	ClO_2^-	Ion mercurioso	Hg_2^{2+}
Ion cromato	CrO_4^{2-}	Ion mercurio (I)	Hg_2^+
Ion cobre(I) o	Cu^+	Ion mercurio (II)	Hg^{2+}
Ion cúprico	Cu^{2+}	Ion níquel(II)	Ni^{2+}
Ion cuproso	Cu^+	Ion nitrato	NO_3^-
Ion cianuro	CN^-	Ion nitrato	NO_3^-
Ion dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	Ion permanganato	MnO_4^-
Ion hierro(III)	Fe^{3+}	Ion fosfato	PO_4^{3-}
Ion férrico	Fe^{3+}	Ion potasio	K^+
Ion hierro (II)	Fe^{2+}	Ion plata	Ag^+
Ion ferroso	Fe^{2+}	Ion sulfato	SO_4^{2-}
		Ion sulfuro	S^{2-}
		Ion sulfito	SO_3^{2-}

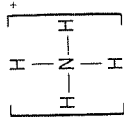
Se puede deducir la estructura electrónica puntual para algunos iones poliatómicos. La carga de estos iones se toma en consideración cuando se determina el número total de electrones de valencia.

Ejemplo 4-7 ¿Cuál es la estructura electrónica puntual del ion amonio, NH_4^+ , en el que el nitrógeno está enlazado a los cuatro hidrógenos? El arreglo del enlace es



4. El enlace químico

Hay ocho electrones de valencia (cinco del nitrógeno más cuatro de los hidrógenos menos uno para la carga más uno — la carga surge como resultado de la deficiencia de un electrón). La distribución de estos electrones da como una posible estructura electrónica puntual

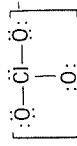


Esta estructura se escribe entre corchetes con una carga de superíndice para indicar que la carga está asociada con todo el ion.

Ejemplo 4-8 ¿Cuál es la estructura electrónica puntual del ion clorato, ClO_3^- , en el que el cloro está enlazado a los tres átomos de oxígeno? El arreglo del enlace es



Existen 26 electrones de valencia (18 de los oxígenos, siete del cloro y uno más de la carga menos uno — la carga negativa indica un electrón en exceso). La distribución de estos electrones para satisfacer la regla del octeto de como una estructura electrónica puntual posible



Problema 4-6 Dar las estructuras electrónicas puntuales posibles para cada uno de los iones siguientes.

- 1. el peróxido, O_2^{2-} (recuérdese contar dos electrones extra para la carga)
- 2. el clorito, ClO_2^-
- 3. el sulfuro hidrogenado HS^-

4-8 Formas de las moléculas

Las propiedades y comportamiento de las moléculas están relacionados con las formas de las moléculas. La forma de una molécula se refiere a la **distribución espacial** de los átomos dentro de la molécula. Una manera sencilla de imaginar la forma de una molécula es considerar el arreglo espacial de los orbitales que intervienen en la formación del enlace covalente. En la Figura 4-5 se ilustra la formación de una molécula de agua. En esta ilustración puede verse que una molécula de agua puede concebirse como una molécula angular que resulte del traslape de los orbitales $1s$ de los átomos de hidrógeno con dos orbitales $2p$ perpendiculares del átomo de oxígeno. De manera semejante, como se ilustra en la Figura 4-6, una molécula de amoníaco puede imaginarse con una forma que resulta del traslape de los orbitales $1s$ de los átomos de hidrógeno con los tres orbitales $2p$ perpendiculares del átomo de nitrógeno. Las formas de muchas otras moléculas pueden concebirse de la misma manera.

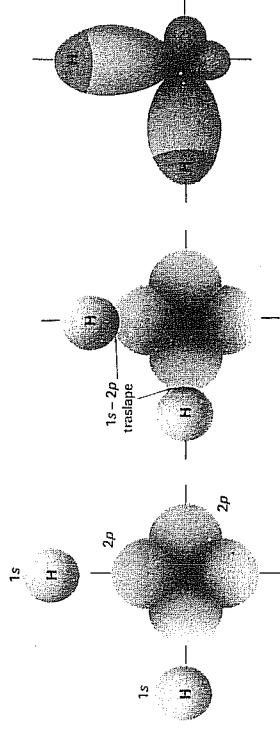


Figura 4-5 La formación del enlace covalente en el agua puede idealizarse como el resultado del traslape de los orbitales $1s$ de los átomos de hidrógeno con dos orbitales $2p$ perpendiculares del átomo de oxígeno. Una vez que se produce el traslape la densidad electrónica se incrementa entre los hidrógenos y el oxígeno. Esta concentración de la densidad electrónica constituye los enlaces covalentes y produce la molécula de agua angular. (Los otros orbitales atómicos del oxígeno, que no se usan en la formación de los enlaces, no se muestran en la figura.)

Otra forma de deducir la forma de una molécula es considerar cómo se distribuyen las parejas de electrones de valencia alrededor de los átomos en la molécula.

La estructura electrónica puntual de Lewis de una molécula indica el número de electrones distribuidos alrededor de cada átomo. Dentro de una molécula poliatómica dada, en la que se satisface la regla del octeto, un átomo específico ocupa una posición aproximadamente central. Démosle el nombre de átomo central a este átomo. Por ejemplo, en el metano

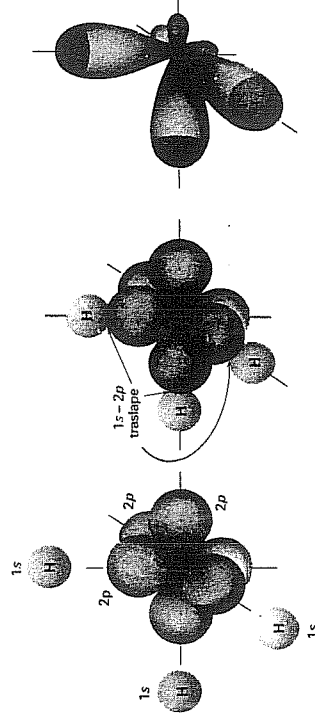
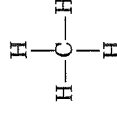


Figura 4-6 La formación del enlace covalente en el amoníaco puede idealizarse como el resultado del traslape de los orbitales $1s$ de los átomos de hidrógeno con los tres orbitales $2p$ perpendiculares del átomo de nitrógeno. Una vez que se produce el traslape, la densidad electrónica se incrementa entre los hidrógenos y el nitrógeno. Esta concentración de la densidad electrónica constituye los enlaces covalentes y produce una molécula de amoníaco. (Los otros orbitales atómicos del nitrógeno, que no se usan en la formación de los enlaces, no se muestran en la figura.)

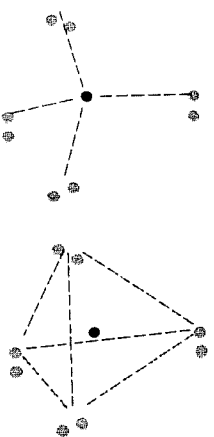
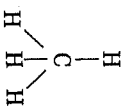


Figure 4-7 Distribución tetrahédrica de cuatro parejas electrónicas alrededor de un átomo central.

el carbono es el átomo central. Este tendrá cuatro parejas de electrones a su alrededor. Si podemos deducir cómo están arregladas esas parejas de electrones en el espacio, seremos capaces de imaginar la forma de la molécula. ¿Cuál es el arreglo más probable de cuatro parejas de electrones alrededor del átomo central? Una respuesta la da la teoría de la repulsión de las parejas de electrones de la capa de valencia (RPECV), la cual establece que las parejas de electrones se repelerán y arreglarán alrededor del átomo central de modo de quedar tan separados como sea posible. Por tanto, el arreglo más probable de cuatro parejas de electrones de valencia alrededor del átomo central es tetrahédrico. Es decir, las parejas de electrones se arreglarán de manera de quedar dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. (Ver Figura 4-7.) En una distribución tetrahédrica, el ángulo entre una pareja dada de electrones será alrededor de 109.5° . (Ver Figura 4-7.) La distribución tetrahédrica puede representarse como



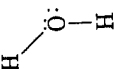
Sabiendo que cuatro parejas de electrones tendrán una distribución tetrahédrica, se puede predecir la forma más probable de muchas moléculas. Se predeciría que una molécula de metano tiene una forma tetrahédrica



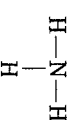
La estructura electrónica puntual de Lewis para el agua es



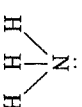
Se predeciría que el agua tendría una forma angular en la que el ángulo



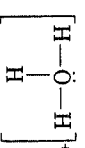
$\text{H}-\text{O}-\text{H}$ es, aproximadamente, de 109.5° . El ángulo real es de 105° , así que la forma predicha es bastante buena. La estructura electrónica puntual de Lewis para el amoníaco es



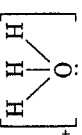
Utilizando la distribución tetrahédrica, la forma predicha para una molécula de amoníaco sería una **pirámide triangular**



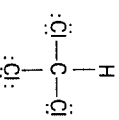
con un ángulo de enlace $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ de 109.5° . El ángulo real es de 107° aproximadamente. La teoría de la repulsión de las parejas de electrones permite la concepción adecuada de muchas moléculas. Para satisfacer la condición tetrahédrica, la molécula debe tener un átomo central rodeado por cuatro parejas de electrones sin enlaces múltiples. Esta teoría también es útil para predecir las formas de algunos iones poliatómicos. Por ejemplo, la estructura electrónica puntual del hidróxido es



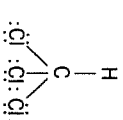
Su forma predicha sería una pirámide triangular



Ejemplo 4-9 Predecir una forma probable para una molécula de cloroforno, CHCl_3 . La estructura electrónica es

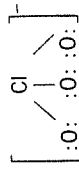
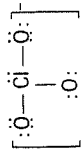


De donde, una forma probable sería la tetrahédrica



En la Tabla 4-4 se muestran las formas posibles de las especies que quedan dentro del caso tetrahédrico.

Ejemplo 4-10 Predecir una forma probable para un ion clorato, ClO_3^- . La estructura electrónica puntual es



De donde, una forma probable sería de pirámide triangular.

Tabla 4-4 Formas posibles de las especies con cuatro parejas de electrones (ocho electrones de valencia) alrededor del átomo central

Forma molecular (A es el átomo central)	Forma electrónica (A es el átomo central)	Forma
AX_4		Tetraédrica
AX_3		Pirámide triangular
AX_2		Angular

Problema 4-7 Predecir las formas más probables para las moléculas y los iones siguientes:

- Tricloruro de fósforo, PCl_3
- Sulfuro de hidrógeno, H_2S
- Ion amonio, NH_4^+
- Ion perclorato, ClO_4^-

También puede aplicarse la teoría de la repulsión de las parejas de electrones de valencia para predecir las formas de moléculas en las que el átomo central tiene menos de una o más de cuatro parejas de electrones. (Ver Tabla 4-5).

4-5 Enlaces y moléculas polares

Las moléculas no tienen carga total, debido a que el número total de electrones es igual al número total de protones presentes en los diferentes

Tabla 4-5 Las formas de varias moléculas

Número de electrones de valencia	Forma de electrones de valencia	Forma molecular	Ejemplo
2		Lineal	$Cl—Hg—Cl$ Cloruro de mercurio (II)
3		Trigonal plano (triangular)	 Tricloruro de boro
4		Tetraédrica	 Metano
5		Trigonal bipyramidal (dos pirámides triangulares base contra base)	 Pentacloruro de fósforo
6		Octaédrica (dos pirámides cuadrangulares base contra base)	 Hexafluoruro de azufre

núcleos que contiene la molécula. Sin embargo, en algunas moléculas, puede asociarse una región de carga negativa y positiva con ciertas partes de la molécula. En un átomo neutro, los electrones que rodean el núcleo y, generalmente, el centro medio de carga negativa coincide con la posición del núcleo. En las moléculas, las posiciones medias de algunos de los electrones cambian como resultado del compartimiento de las parejas de electrones. Se puede dibujar una molécula de hidrógeno como se muestra en la Figura 4-8. La nube de electrones de enlace ocupa una posición entre los dos núcleos positivos. Como los dos núcleos son iguales, comparten por igual la pareja de electrones. Esto da como resultado que el centro medio de las cargas positivas y negativas coincidan, como se muestra en la Figura 4-8. Cuando una molécula contiene diferentes tipos de

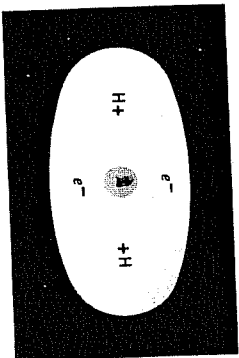


Figura 4-8 Los centros de carga positivo y negativo coinciden en una molécula de hidrógeno.

átomos, los núcleos generalmente no comparten las parejas de electrones como por igual. Es decir, ciertos átomos atraen las parejas de electrones como partículas en mayor grado que otros átomos. Por ejemplo, en una molécula de fluoruro de hidrógeno, HF, el flúor atrae con mayor fuerza la pareja de electrones de enlace que el hidrógeno. Esto puede interpretarse como una indicación de que existe una mayor probabilidad de encontrar la pareja electrónica en la vecindad del flúor que en la del hidrógeno. En una molécula así, los centros medios de carga positiva y negativa, no coinciden. (Ver Figura 4-9.) Existe una distribución desigual de la carga; cuando esto ocurre en un enlace covalente, se le conoce como **enlace polar**. El grado de polaridad depende de la distancia entre los centros de carga diferente. A mayor separación entre las cargas, mayor es la polaridad del enlace. A menudo, tales enlaces polares se representan como



en donde δ (delta) indica una pequeña cantidad. En otras palabras, se asocia una pequeña cantidad de carga positiva con el hidrógeno y una pequeña cantidad de carga negativa, con el flúor. La presencia de estas cargas delta indica un enlace polar. Una molécula, como la del fluoruro de hidrógeno, en la cual existe una separación neta de los centros de carga positiva y negativa, se llama **molécula polar** y se dice que posee un **momento dipolar**.

¿Cómo se puede predecir si un enlace es polar? ¿cuál será la dirección de la polaridad y qué moléculas serán polares? La polaridad de un enlace depende de si un átomo relacionado con el enlace atrae o no a las pa-

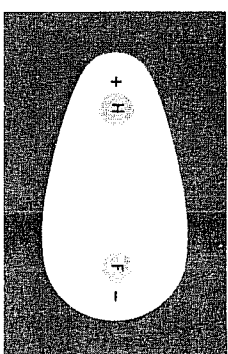


Figura 4-9 Los centros de carga positivo y negativo no coinciden en una molécula de fluoruro de hidrógeno.

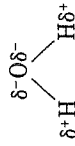
reas electrónicas compartidas en mayor grado que el otro átomo. La tendencia de un átomo de un elemento determinado a atraer los electrones se llama **electronegatividad**. Una medida relativa de las electronegatividades de los átomos de los elementos se ha ideado observando el comportamiento de los elementos al formar enlaces. Linus Pauling ideó una escala relativa de electronegatividades. En esta escala la electronegatividad del flúor, que tiene la electronegatividad mayor, se define como 4.0. Las electronegatividades de los átomos de los demás elementos pueden expresarse relativas al flúor. La Tabla 4-6 da una tabla periódica en la que se enumeran las electronegatividades de los elementos. Nótese que las electronegatividades de los elementos dentro de un grupo

Tabla 4-6 Electronegatividades de los elementos

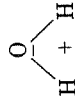
Li	Be	H	B	C	N	O	F									
1.0	1.5	2.2	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0									
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl									
0.9	1.2		1.5	1.8	2.1	2.5	3.0									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.3	1.4	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.9	1.9	2.0	2.2
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu									
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.2	1.2									

dado de elementos representativos tienden a decrecer de arriba hacia abajo del grupo. Nótese además que, dentro de un renglón dado de elementos representativos, las electronegatividades decrecen de derecha a izquierda. Los elementos de transición tienen electronegatividades menores que las de los no metales. Los elementos situados en la parte superior derecha de la tabla periódica tienen las electronegatividades mayores. El flúor tiene la mayor electronegatividad (4.0), siguiéndole el oxígeno (3.5). A mayor electronegatividad de un elemento, mayor la tendencia de los átomos de ese elemento a atraer las parejas de electrones en los enlaces covalentes. Los metales generalmente tienen bajas electronegatividades. Debido a esto, se dice que son **electropositivos**, lo contrario a electronegativos.

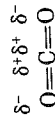
Cuando los átomos de dos elementos diferentes comparten electrones en un enlace covalente, los electrones serán atraídos hacia el átomo que tiene la electronegatividad mayor. Luego, podemos predecir si un enlace es polar o no, comparando las electronegatividades de los átomos de que se trate. En el agua, prediríamos que los enlaces son polares, ya que el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno. Estos enlaces polares pueden representarse como



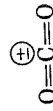
Ya que el agua tiene estos enlaces polares, ¿es una molécula polar? Ello depende de si están o no separados los centros medios de las cargas positiva y negativa. De la fórmula estructural anterior del agua, podemos ver que los centros de carga son



Como los centros están separados, se prediría que el agua es una molécula polar y que tendrá un momento dipolar. Los enlaces en el dióxido de carbono también son polares, debido a que el oxígeno es más electronegativo que el carbono:



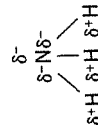
Sin embargo, como una molécula de dióxido de carbono es lineal, los centros medios de las cargas positivas y negativa coinciden y no hay separación neta de la carga,



lo cual indica que no sería una molécula polar. Por tanto, las moléculas que contienen enlaces polares pueden o no ser moléculas polares, dependiendo de las posiciones medias de los centros de carga. Tan pronto como se conoce la forma de una molécula y las electronegatividades relativas de los átomos, se puede predecir si una molécula es polar o no.

Ejemplo 4-11 ¿Son polares las moléculas de amoníaco, NH_3 ?

Con base en la teoría RPECV, la forma predicha de una molécula de NH_3 es de una pirámide triangular. Como las electronegatividades del nitrógeno y el hidrógeno son 3.0 y 2.2, respectivamente, se predirían enlaces polares que podrían representarse como

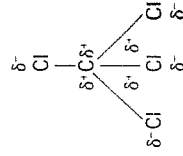


A partir de esta representación, puede verse que los centros medios de carga están separados:



Por tanto, se prediría que las moléculas de amoníaco son polares con el extremo negativo del dipolo con centro en el extremo del nitrógeno en la molécula y el extremo positivo del dipolo con centro en el extremo del hidrógeno en la molécula.

Ejemplo 4-12 ¿Son polares las moléculas del tetracloruro de carbono, CCl_4 ? Por la teoría RPECV, la forma predicha de las moléculas de tetracloruro de carbono es tetrahédrica y, dado que la electronegatividad del carbono es menos que la del cloro, una molécula de CCl_4 se representa como



Dado que los cloros están simétricamente distribuidos alrededor del carbono central, los centros de carga positiva y negativa coinciden. Por tanto, se prediría que las moléculas de tetracloruro de carbono no son polares.

Problema 4-8 Predecir si las moléculas de los compuestos siguientes son polares o no.

Sulfuro de hidrógeno, H_2S

Metano, CH_4

Tricloruro de fósforo PCl_3

4-10 Compuestos iónicos y covalentes

En realidad, la mayoría de las sustancias son de tal naturaleza que no son puramente iónicas ni puramente covalentes. A veces nos referiremos a tales sustancias llamándolas **parcialmente iónicas o parcialmente covalentes**. El carácter iónico de un enlace covalente está relacionado con la polaridad del enlace. Entre más polar es el enlace, mayor es su carácter iónico. De hecho, se puede considerar el enlace iónico puro como completamente polarizado. La transición de los compuestos, de puramente covalentes a puramente iónicos, puede representarse como una transición del grado de polaridad de los enlaces que contienen, como se ilustra en la Figura 4-10. A pesar de que la mayoría de los compuestos no son puramente iónicos ni puramente covalentes, resulta conveniente clasificarlos así. Aquellos compuestos que pueden considerarse como constituidos por moléculas discretas son covalentes, mientras que aquellos compuestos que aparentemente están constituidos por iones, se consideran como iónicos. Los compuestos formados por la combinación de metales y no metales

o por iones poliatómicos, generalmente se consideran como compuestos iónicos. Los compuestos formados sólo por no metales, generalmente son compuestos covalentes.

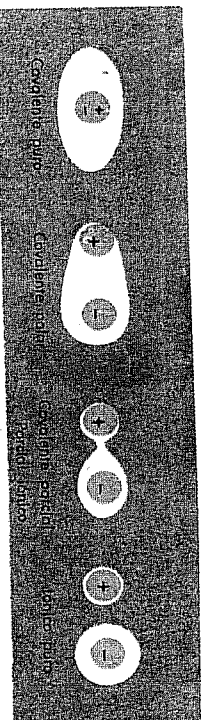
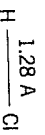


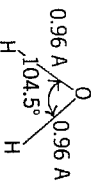
Figura 4-10 La transición de compuestos puramente covalentes a completamente iónicos.

Ángulos de enlace y longitudes de enlace

Cuando los átomos están unidos en moléculas o iones poliatómicos mediante enlaces covalentes, los centros de los átomos están localizados o determinados distancias entre sí. En realidad, los átomos enlazados son capaces de moverse (vibrar) un poco. Sin embargo, puede determinarse la distancia media entre dos átomos enlazados y se llama longitud del enlace. Las longitudes de enlace pueden hallarse generalmente mediante la aplicación de métodos que emplean instrumentos de laboratorio especiales, como el método de la difracción de los rayos X. La distancia del enlace en una molécula de cloruro de hidrógeno es 1.28 \AA ($1.28 \times 10^{-8} \text{ cm}$). Esta longitud puede representarse como

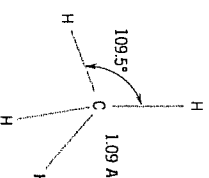


Cuando un átomo está enlazado a dos o más átomos, es posible imaginar rectas que unen el centro del átomo central y los centros de los otros átomos. El ángulo formado por las rectas que unen dos átomos cualesquiera con el átomo central se llama ángulo de enlace. Por ejemplo, abajo se ilustran las distancias de enlace O—H y el ángulo de enlace H—O—H en una molécula de agua.



En realidad, los átomos enlazados vibran en una forma que cambia constantemente el ángulo de enlace en una cantidad muy pequeña. No obstante, es posible determinar experimentalmente los ángulos de enlace medios en muchas moléculas. A continuación se muestran las longitudes y ángulos de los enlaces en una molécula tetrahédrica de metano.

Todos las distancias de enlace C—H son iguales, y los ángulos de enlace H—C—H también son iguales.



Especies químicas

El término especie química se refiere a partículas químicas estables e identificables que componen la materia. Estas son las partículas que resultan los "ladrillos" de la química. Hay tres tipos importantes de especies químicas.

Los **átomos** son las unidades químicas básicas de los elementos químicos. Otras especies químicas se obtienen de los átomos. Cada elemento posee átomos característicos y ellos son los que provocan las diferencias en el comportamiento y propiedades de los elementos.

Las **moléculas** son partículas formadas por grupos de átomos unidos mediante enlaces covalentes. Muchos compuestos químicos son de naturaleza molecular, ya que están constituidos por una colección de moléculas. Pueden usarse fórmulas para indicar el número y tipos de átomos que forman la molécula de una sustancia molecular. Algunos moléculas son diatómicas, contienen dos átomos combinados (por ejemplo, el oxígeno molecular, O_2). Otros son poliatómicos, formados por más de dos átomos combinados (por ejemplo, la sacarosa o azúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.)

Los **iones** son átomos o grupos de átomos unidos mediante enlaces covalentes, los cuales poseen carga eléctrica. Los iones monoatómicos son átomos cargados. Estos iones pueden formarse por la pérdida o ganancia de electrones por los átomos. Los iones positivos tienen deficiencia de electrones y los negativos tienen electrones en exceso. Los iones monoatómicos se representan por el símbolo del elemento con la carga indicada mediante un superíndice (por ejemplo, ion óxido, O^{2-}). Los iones poliatómicos consisten de dos o más átomos unidos mediante enlaces covalentes y la carga está asociada al grupo completo de átomos. Los iones poliatómicos se representan mediante fórmulas que muestran el número y tipo de átomos contenidos en el ion. La carga del ion se da mediante un superíndice (por ejemplo, el ion acetato, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$). Los compuestos iónicos consisten de iones positivos y negativos unidos entre sí por la atracción de los iones con carga opuesta.

Las masas relativas de los átomos de los elementos se llaman pesos atómicos. Cada elemento tiene un peso atómico único. La masa de un mol de

átomos de un elemento se denomina número de gramos por mol de ese elemento (masa molar). Los factores del número de gramos por mol son muy útiles en muchos cálculos químicos. Debido a la forma en que se define la mol, los valores numéricos del peso atómico de un elemento y el número de gramos por mol de un elemento son los mismos (por ejemplo, el sodio 23.0 uma y 23.0 g/mol Na).

Las fórmulas de los compuestos moleculares indican el tipo y número de átomos combinados de cada elemento presente. El peso molecular de un compuesto covalente es la suma del producto de los pesos atómicos de cada elemento presente multiplicados por el subíndice en la fórmula. Por ejemplo, el peso molecular del agua, H_2O , es 18.02 uma; 16.00 uma (O) + 2(1.008 uma [H]). La masa de un mol de moléculas de una sustancia covalente se llama número de gramos por mol de una sustancia. El número de gramos por mol de una sustancia es muy útil en los cálculos químicos. Los valores numéricos del peso molecular de una sustancia covalente y el número de gramos por mol son los mismos (por ejemplo, el agua — 18.02 uma de peso molecular y 18.02 g/mol H_2O).

Las masas de los electrones son muy pequeñas comparadas con las masas de los átomos. En consecuencia, las masas de los iones son esencialmente las mismas que las masas de los átomos que constituyen los iones. El peso iónico de un ion es la suma del producto de los pesos atómicos de cada elemento presente, multiplicados por el subíndice en la fórmula. Por supuesto, el peso iónico de un ion monoatómico es el mismo que el peso atómico del elemento relacionado con el ion. El peso iónico del ion sodio, Na^+ , es 23.0 uma. El peso iónico del ion sulfato, SO_4^{2-} , es 96.1 uma, 32.1 uma (S) + 4(16.00 uma [O]). Para los cálculos químicos, el número de gramos por mol de un ion es sumamente útil. Los valores numéricos del peso iónico de un ion y el número de gramos por mol son los mismos (por ejemplo, ion sodio — 23.0 uma y 23.0 g/mol Na^+ , ion sulfato — 96.1 uma y 96.1 g/mol SO_4^{2-}).

Los compuestos iónicos se representan mediante fórmulas que indican las clases y números relativos de los iones presentes. Por ejemplo, la fórmula Na_2SO_4 indica que el compuesto sulfato de sodio contiene el doble de iones sodio que de iones sulfato. Para un compuesto iónico es posible referirse a la masa relativa de un agregado de iones correspondiente a la fórmula (una unidad de fórmula) del compuesto. Esto se conoce como peso fórmula del compuesto. El peso fórmula es la suma de los pesos iónicos de los iones en el compuesto multiplicados por los subíndices de la fórmula. Por ejemplo, el peso iónico del sulfato de sodio, Na_2SO_4 , es 142.0 uma; 2 [22.98 uma(Na^+)] + [96.06 uma (SO_4^{2-})].

La masa de una mol de unidades de fórmula para un compuesto iónico se llama número de gramos por mol del compuesto. El valor numérico del peso fórmula es igual al número de gramos por mol de un compuesto iónico (por ejemplo, sulfato de sodio — peso fórmula 142.0 uma y 142.0 g/mol Na_2SO_4).

Considerando las diferentes especies químicas posibles — átomos, moléculas, iones y unidades de fórmula — se puede enunciar una definición general de la mol, de modo que se incluyan todas estas especies. La definición es la siguiente:

Mol. La cantidad de una sustancia que contiene tantas unidades elementales (especies químicas) como átomos de carbono hay en 12 gramos exactamente de carbono 12. Debe especificarse la unidad elemental y puede ser un átomo, molécula, ion, electrón, etc. o cualquier grupo especificado de tales entidades.

Basándose en esta definición, puede ser mencionado el número de gramos por mol de cualquier sustancia, consistente de átomos, moléculas o iones, tan pronto como se especifique la especie. De donde, cuando se especifique el número de gramos por mol de una sustancia, debe indicarse la especie. Por ejemplo, (16.00 g/mol O) — (se indican átomos), (32.0 g/mol O_2) — (se indican moléculas), (16.00 g/mol O^{2-}) — (se indican iones), (74.6 g/mol KCl) — se indican unidades de fórmula).

Problemas

1. Dar un enunciado de la regla del octeto.
2. ¿Qué es un ion monoatómico?
3. Dar una descripción de un enlace iónico y un compuesto iónico.
4. Dar las fórmulas más probables para los iones monoatómicos de los elementos siguientes:

(a) sodio	(d) plomo	(g) azufre
(b) calcio	(e) nitrógeno	(h) flúor
(c) aluminio	(f) oxígeno	(i) cloro
5. La masa de un electrón es alrededor de 0.0006 uma. Usando el peso atómico del oxígeno, determinar la masa de un ion óxido típico, O^{2-} (dos electrones extra). ¿Cuál es la masa de un mol de iones óxido (expresada hasta cuatro dígitos)? Usando el peso atómico del sodio, determinar la masa de un ion sodio típico, Na^+ (un electrón menos) ¿Cuál es la masa de un mol de iones sodio (expresada hasta tres dígitos)?
6. Dar una descripción de enlace covalente.
7. Dar una definición de molécula.
8. ¿Qué es un ion poliatómico?
10. Dar los nombres o fórmulas para los iones siguientes:

(a) $C_2H_3O_2^-$	(i) ion carbonato	(q) ion sulfuro
(b) Ca^{2+}	(j) ion cloruro	
(c) ClO_3^-	(k) ion cobrelli	
(d) Fe^{3+}	(l) ion dicromato	
(e) HCO_3^-	(m) ion hidronio	
(f) OH^-	(n) ion mercurio(II)	
(g) NO_3^-	(o) ion fosfato	
(h) SO_3^{2-}	(p) ion sulfato	

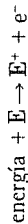
11. Escribir las estructuras electrónicas puntuales para las moléculas e iones poliatómicos siguientes:
- bromo, Br_2
 - difluoruro de oxígeno, OF_2 (dos F enlazados a un O)
 - clorometano, CH_3Cl (un C enlazado a tres H y un Cl)
 - fosfina, PH_3
 - tetrafluoroetano, C_2F_4 (dos C enlazados entre sí y a dos F)
 - ion hidróxido, OH^-
 - ion cianuro, CN^- (enlace múltiple)
 - ion clorito, ClO_2^- (Cl enlazado a dos O)
 - ion disulfuro, S_2^{2-}
12. Predecir las formas más probables de las moléculas e iones poliatómicos siguientes. (Ver Problema 11.)
- difluoruro de oxígeno, OF_2
 - clorometano, CH_3Cl
 - fosfina, PH_3
 - ion fosfonio, PH_3^+ (como el ion NH_4^+)
 - ion clorito, ClO_2^-
13. Definir electronegatividad.
14. Hacer un esquema de la porción principal (bloque s, p, d) de la tabla periódica e indicar con flechas como varía la electronegatividad de los elementos, de izquierda a derecha en la tabla y de abajo hacia arriba de un grupo.
15. ¿Cuáles elementos son los más electronegativos? ¿Cuáles los menos?
16. ¿Qué es un enlace polar?
17. ¿Qué es una molécula polar?
18. Predecir si las moléculas siguientes son polares o no, y dar las razones. (Ver Problemas 11.)
- difluoruro de oxígeno, OF_2
 - clorometano, CH_3Cl
 - fosfina, PH_3
 - tricloruro de boro, BCl_3 (Ver Sección 4-6).
19. Describir qué es un ángulo de enlace.
20. Describir qué es una distancia de enlace.
21. Describir los tres tipos de especies químicas.
22. ¿Cuál es el significado del término peso molecular de un compuesto molecular?
23. ¿Cuál es el significado del término peso iónico? ¿Cuál es el significado de peso fórmula?

Capítulo 5: Propiedades periódicas de los elementos

Objetivos

- Al terminar de estudiar el capítulo, el estudiante será capaz de:
- Describir cómo varía la energía de ionización de los elementos dentro de la tabla periódica.
 - Describir por qué varía la energía de ionización dentro de un grupo.
 - Describir por qué la energía de ionización de los elementos varía dentro de un renglón de la tabla periódica.
 - Describir cómo varían los tamaños de los átomos en la tabla periódica.
 - Describir qué relación guardan las dimensiones de un átomo y las del ion monoatómico del átomo.
 - Hacer una lista de los nombres, símbolos o grupos de los elementos que son líquidos bajo condiciones normales y aquellos que son gases bajo las mismas condiciones.
 - Hacer una lista de los elementos que se presentan en la forma de moléculas diatómicas y dar las fórmulas de las moléculas.
 - Enunciar los números de oxidación comunes para el hidrógeno y el oxígeno.
 - Deducir el número de oxidación de un elemento en un compuesto o ion poliatómico, dada la fórmula del ion y los números de oxidación de los otros elementos presentes.
 - Hacer una lista de los números de oxidación esperados para cada grupo de elementos representativos.
 - Dar la fórmula, predicha con base en los números de oxidación esperados, para un compuesto que contenga dos elementos representativos.
 - Predicir la fórmula para un oxianión de un no metal.

de kilocalorías por mol. Esto es, se requerirá un cierto número de kilocalorías (kcal) de energía para arrancar los electrones de una mol de átomos. La energía de ionización puede medirse, sujetando los átomos de un elemento en el estado de vapor a un haz de electrones libres. Si el haz de electrones tiene la energía correcta, los electrones que bombardean pueden interactuar con los electrones del nivel externo de energía del átomo, conduciendo a la formación de un ion con una sola carga. (Ver Figura 5-1.) Este proceso de ionización puede representarse generalmente como



donde E representa un elemento específico y e^- representa el electrón que ha sido arrancado para formar el ion E^+ . La energía de ionización se determina observando la energía mínima del haz de electrones que resulta en la formación del ion con una sola carga. Las energías de ionización de los elementos están relacionadas con las estructuras atómicas. En la Tabla 5-1 se dan las primeras energías de ionización de los elementos. En la Figura 5-2 se da una gráfica de estas energías de ionización contra el número atómico. Esta gráfica ilustra bastante bien el comportamiento periódico de esta propiedad. Nótese que las energías de

Propiedades periódicas de los elementos

5-1 Propiedades periódicas de los elementos

Como se mencionó anteriormente, las propiedades químicas de los elementos están relacionadas con sus estructuras electrónicas y, por lo tanto, los elementos con configuración electrónica semejante tendrán propiedades semejantes. Por supuesto, esta observación sirve como una base para la clasificación de los elementos en la tabla periódica. Los elementos de un grupo dado en la tabla, a menudo poseen propiedades físicas semejantes, pero esto no quiere decir que tengan exactamente las mismas propiedades. Dentro de un grupo determinado (columna) de la tabla periódica, las propiedades físicas de los elementos generalmente cambian de acuerdo con el número atómico creciente. Es más, dentro de un renglón (horizontal) de la tabla, las propiedades varían de izquierda a derecha. Desde el punto de vista del comportamiento químico, las semejanzas en las tendencias de los elementos para formar compuestos químicos tienen un enorme interés. El conocimiento de las semejanzas en el comportamiento de los elementos con frecuencia permite predecir ciertas reacciones químicas de los elementos. Antes de considerar el comportamiento químico, debemos discutir algunas propiedades físicas importantes.

5-2 Energía de ionización

Se puede medir experimentalmente la cantidad de energía que se requiere para arrancar un electrón de un átomo gaseoso neutro. Esta energía se llama **primera energía de ionización** y comúnmente se expresa en unidades

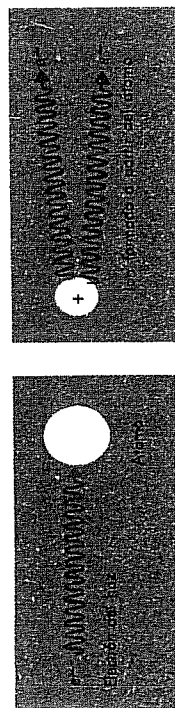


Figura 5-1 Ionización de un átomo por un haz de electrones con la energía apropiada.

Tabla 5-1 Primeras energías de ionización de los elementos

Elemento	Símbolo	Energía de ionización kilocalorías
Hidrógeno	H	313
Helio	He	567
Litio	Li	124
Berilio	Be	215
Boro	B	191
Carbono	C	260
Nitrógeno	N	325
Oxígeno	O	314
Flúor	F	402
Neón	Ne	495
Sodio	Na	119
Magnesio	Mg	176
Aluminio	Al	138
Silicio	Si	188
Fósforo	P	253
Azufre	S	239
Cloro	Cl	299
Argón	Ar	362
Potasio	K	100
Calcio	Ca	141
Escandio	Sc	151
Titanio	Ti	158
Vanadio	V	155
Cromo	Cr	156
Manganeso	Mn	171
Hierro	Fe	181
Cobalto	Co	182
Níquel	Ni	176
Cobre	Cu	178

Tabla 5-1 (Continuación)

Elemento	Símbolo	Energía de ionización kilojulios
Cinc	Zn	216
Galio	Ga	138
Germanio	Ge	187
Arsénico	As	242
Selenio	Se	225
Bromo	Br	273
Kriptón	Kr	322
Rubidio	Rb	96
Estroncio	Sr	131
Ytrio	Y	152
Zirconio	Zr	160
Niobio	Nb	156
Moilbdeno	Mo	166
Tecnecio	Tc	167
Rutenio	Ru	173
Rodio	Rh	178
Paladio	Pd	192
Plata	Ag	175
Cadmio	Cd	207
Indio	In	133
Estaño	Sn	169
Antimonio	Sb	199
Telurio	Te	208
Yodo	I	241
Xenón	Xe	279
Cesio	Cs	90
Bario	Ba	120
Lantano	La	129
Hafnio	Hf	127
Tantalio	Ta	138
Tungsteno	W	184
Renio	Re	182
Osmio	Os	201
Iridio	Ir	212
Platino	Pt	207
Oro	Au	213
Mercurio	Hg	241
Talio	Tl	141
Plomo	Pb	171
Bismuto	Bi	185
Polonio	Po	—
Astotino	At	—
Radón	Rn	248

ionización de los elementos tienden a decrecer de arriba hacia abajo en un grupo dado y a crecer de izquierda a derecha dentro de un renglón dado. Esto es de esperarse, si se consideran los factores que afectan las energías de ionización. Los electrones de niveles de energía más altos están, generalmente, más alejados del núcleo que los electrones de niveles de energía más bajos. Además, los electrones del nivel externo de energía

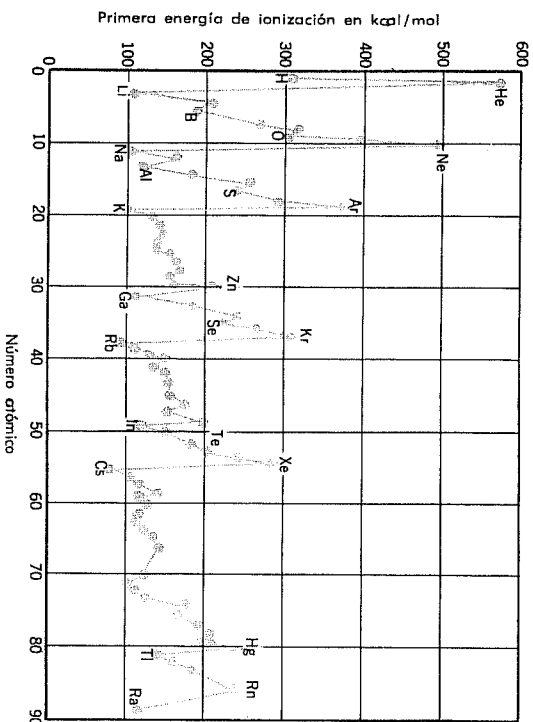


Figura 5-3

están cubiertos del núcleo positivo por el alma de electrones de los niveles inferiores de energía. Este efecto de pantalla tiende a decrecer la atracción del núcleo sobre los electrones del nivel externo de energía. Esto se ilustra en la Figura 5-3. Estos dos factores, la distancia incrementada de los electrones del nivel externo de energía y el efecto de pantalla, pueden explicar la disminución general en las energías de ionización de

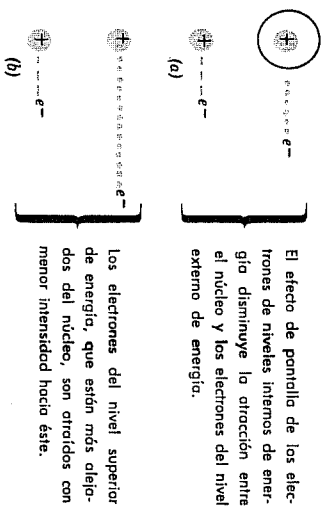


Figura 5-3 Dos factores que afectan las energías de ionización.

los elementos dentro de un grupo. Es decir, conforme bajamos en un grupo dado, los electrones del nivel externo en los átomos se alejarán del núcleo y disminuirá la atracción que ejerce éste. Estos dos efectos hacen que los electrones estén enlazados menos firmemente a los átomos y, por consiguiente, pueden arrancarse con más facilidad. El aumento en la energía de ionización de izquierda a derecha dentro de un renglón dado de la tabla generalmente puede considerarse que resulta del aumento

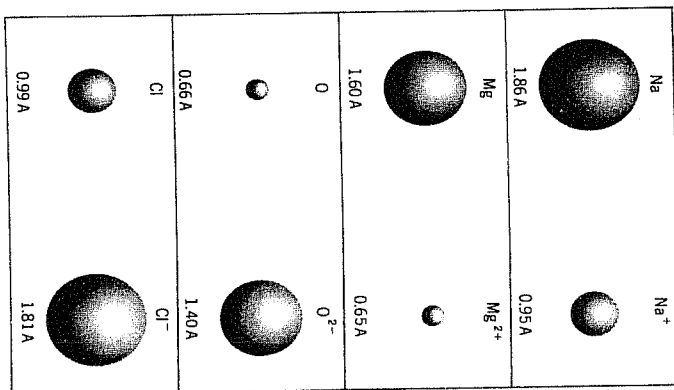


Figura 5-6 Dimensiones relativas de algunos átomos e iones.

elementos se presentan como compuestos covalentes mientras que otros son de naturaleza sólida metálica, en la cual los átomos tienen ciertos arreglos espaciales posibles. Como resultado de las diferencias en las formas de los elementos, es difícil explicar en forma sencilla, la manera en que difieren los puntos de fusión, de ebullición y las densidades de los elementos. No obstante, es interesante comparar estas propiedades para los diversos elementos. La Figura 5-7 es una tabla periódica en la que se enumeran los puntos de fusión, ebullición y las densidades de los elementos.

Los estados físicos y las formas de los elementos se discutieron en el Capítulo 2. Como se señaló en este capítulo, la mayoría de los elementos son sólidos, dos son líquidos y 11 gases, bajo condiciones normales. La Figura 5-8 resume los estados físicos, las formas químicas y los colores de los elementos, bajo condiciones normales. Dos de los metales, el cobre y el oro, tiene colores únicos. Los gases inertes se encuentran como gases monoatómicos, bajo condiciones normales, y forman muy pocos compuestos. Los no metales se presentan en varias formas, en las que los átomos están unidos por enlaces covalentes. El hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro se presentan como gases que consisten de moléculas diatómicas covalentes (H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂). El bromo se presenta como un líquido que consiste de moléculas diatómicas covalentes, Br₂. El yodo se encuentra como un sólido constituido por moléculas covalentes diatómicas, I₂. El resto de los no metales se presentan como sólidos molecu-

H		SIMBOLO																He	
-259 253 0.09		p. e. (°C)																272 269 0.178	
Li		p. f. (°C)																Ne	
180 1331 0.53		densidad																248 246 0.90	
Be		Las densidades de los sólidos y los líquidos																F	
1283 2477 1.8		están en g/cm ³																188 183 1.69	
Na		Las densidades de los gases están en g/litro																Ar	
650 890 0.97																		189 186 1.78	
Mg																		Kr	
1120 1.74																		157 153 3.74	
K																		Xe	
63.2 766 0.86																		112 107 5.89	
Ca																		Rn	
850 1423 2480 3.0																		-71 -62 9.73	
Sc																			
1423 1677 3280 4.5																			
Ti																			
1677 3380 5.96																			
V																			
1917 2642 7.1																			
Cr																			
1900 2041 7.2																			
Mn																			
1244 2887 7.86																			
Fe																			
1539 2837 8.9																			
Co																			
1495 2877 8.9																			
Ni																			
1455 2582 8.92																			
Cu																			
1083 961 10.5																			
Zn																			
419 908 7.14																			
Ga																			
29.8 2237 5.91																			
Ge																			
960 2830 5.36																			
As																			
817 - 5.7																			
Se																			
217 688 4.7																			
Br																			
7.2 58.2 3.12																			
Kr																			
157 153 3.74																			
Al																			
660 2447 2.7																			
Si																			
1423 2660 2.4																			
P																			
44.2 280 1.8																			
S																			
113 445 2.1																			
Cl																			
103 -34.6 3.21																			
Ar																			
189 186 1.78																			
In																			
156 2047 7.3																			
Sn																			
232 2687 6																			
Sb																			
630 1637 6																			
Te																			
450 1087 6.1																			
I																			
113.6 184 4.93																			
Xe																			
112 107 5.89																			
Bi																			
327 1751 11.3																			
Pb																			
327 1751 11.3																			
At																			
-																			
Rn																			
-71 -62 9.73																			
Fr																			
-																			
Ra																			
960 1140 5																			
Ac																			
1050 3000 10																			

Figura 5-7 Tabla periódica mostrando los puntos de fusión, puntos de ebullición y densidades de algunos elementos.

de los compuestos y los iones que el oxígeno puede formar. Los números de oxidación se establecen siguiendo ciertas reglas. Los números de oxidación pueden considerarse como números relacionados con el estado de combinación de los elementos, utilizando cero como el número de oxidación para un elemento dado en estado natural. Estos números son arbitrarios; es difícil establecer una interpretación física para ellos que no sea el hecho de que indican la habilidad de un elemento para formar compuestos que tienen ciertas fórmulas. Sin embargo, como se verá, el concepto del número de oxidación es sumamente útil y conveniente cuando se trata con las fórmulas de los compuestos.

El número de oxidación (o estado de oxidación) de un elemento es un número positivo o negativo que se asigna de acuerdo con las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de un átomo de un elemento en su forma natural es cero, 0. Por ejemplo, el estado de oxidación del hidrógeno en H_2 es 0, el del cloro en Cl_2 es 0 y el del sodio en el sodio metálico, Na, es 0.
2. El número de oxidación de un elemento en un ion monoatómico está dado por la carga del ion. Por ejemplo, el número de oxidación del sodio en Na^+ es +1 y el del azufre en S^{2-} es -2.
3. El hidrógeno tiene normalmente un número de oxidación +1, excepto en su forma natural H_2 (número de oxidación 0) y en la forma de ion hidruro H^- (número de oxidación -1). Es más frecuente hallar el hidrógeno en un estado combinado, y el estado de oxidación +1 es bastante común para el hidrógeno.
4. El oxígeno en el estado combinado normalmente tiene un número de oxidación -2.*
5. En un compuesto dado, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos presentes debe ser igual a cero. Esto quiere decir que la suma de los números de oxidación de los elementos en estados de oxidación positivos debe ser numéricamente igual a la suma de los números de oxidación de los elementos en estados de oxidación negativos pero, por supuesto, las dos sumas serán de signos opuestos. Por ejemplo, en el agua, H_2O , los dos hidrógenos están en el estado de oxidación +1 y el oxígeno está en el estado de oxidación -2. La suma de los números de oxidación positivos $[(+1) + (+1) = (+2)]$ (-2) y la suma algebraica es igual a cero $[(+2) + (-2) = 0]$.

* Existen algunas excepciones a esto, tales como el O_2 en el que el oxígeno tiene un número de oxidación de 0, en los peróxidos el oxígeno tiene un número de oxidación de -1 (por ejemplo, en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2), en los hiperóxidos (superóxidos) el oxígeno tiene un número de oxidación de -1/2 (por ejemplo, el hiperóxido de potasio, KO_2) y en el difluoruro de oxígeno, OF_2 , el oxígeno tiene un número de oxidación de +2. Estas excepciones son raras y, más frecuentemente, el oxígeno combinado puede considerarse con el estado de oxidación de -2.

6. En un ion poliatómico, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos presentes debe ser igual a la carga del ion. Por ejemplo, en el ion hidróxido, OH^- , el hidrógeno está en el estado de oxidación +1 y el oxígeno está en el estado de oxidación -2. La suma algebraica de los números de oxidación $[(-2) + (+1) = -1]$ es igual a la carga del ion.

7. Los elementos más electronegativos tienen, generalmente, números de oxidación negativos en el estado combinado; y los elementos menos electronegativos (electropositivos) comúnmente tienen números de oxidación positivos en el estado combinado. Así, los metales normalmente toman números de oxidación positivos, ya que generalmente tienen bajas electronegatividades. Los metales del Grupo IA siempre toman números de oxidación +1 y los metales del Grupo IIA siempre toman número de oxidación +2 en el estado combinado.

8. El número de oxidación de un elemento en un compuesto o en un ion poliatómico que incluye varios elementos combinados puede determinarse asignando números de oxidación razonables a los otros elementos y aplicando después la regla 5 o la 6. Por ejemplo, el número de oxidación del azufre en el ion sulfato hidrogenado, HSO_4^- , se determina asignando un número de oxidación +1 al hidrógeno y un número de oxidación -2 al oxígeno. El número de oxidación del azufre debe ser del valor específico que conduce a la carga iónica total de -1. De donde, aplicando la regla 6, se tiene:

$$(\text{Número de oxidación del hidrógeno}) + (\text{Número de oxidación del azufre}) + 4 (\text{Número de oxidación del oxígeno}) = -1$$

o bien,

$$(\text{Número de oxidación del azufre}) = -1 - (\text{Número de oxidación del hidrógeno}) - 4 (\text{Número de oxidación del oxígeno}).$$

De donde, el número de oxidación del azufre en el HSO_4^- es $-2 + 8 = +6$. Como otro ejemplo, considérese el número de oxidación del carbono en el ácido oxálico, $H_2C_2O_4$. Asignando un número de oxidación de +1 al hidrógeno y -2 al oxígeno, y aplicando la regla 5, se obtiene:

$$2 (\text{Número de oxidación del hidrógeno}) + 2 (\text{Número de oxidación del carbono}) + 4 (\text{Número de oxidación del oxígeno}) = 0$$

o bien,

$$(\text{Número de oxidación del carbono}) = [-2 (\text{Número de oxidación H}) - 4 (\text{Número de oxidación O})]/2$$

(Número de oxidación del carbono) $= [-2(+1) - 4(-2)]/2 = +6/2 = +3$. Por tanto, el número de oxidación del carbono en el $H_2C_2O_4$ es +3. Obsérvese que se debe expresar el número de oxidación de un sólo carbono como +3 y no la suma de los números de oxidación de los dos carbonos presentes en el compuesto. El número de oxidación debe tener un signo más o menos asociado con él, excepto cuando el número de oxidación es 0. En la Tabla 5-2 se resumen las reglas para los números de oxidación. (Ver página 152.)

Ejemplo 5-1 ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3 ?

Asignando un número de oxidación de +1 al hidrógeno y de -2 al oxígeno y aplicando la Regla 5 da

$$\begin{array}{r} \text{H} \quad \text{N} \quad \text{O}_2 \\ (+1) \quad ? \quad 2(-2) \\ \therefore (+1) \quad ? \quad (-4) \\ (+1)(+3)(-4) \quad A+3 \quad \text{Un número de oxidación} \\ \text{de } A+3 \quad \text{para el nitrógeno} \\ \text{satisface la Regla 5.} \end{array}$$

¿Cuál es el número de oxidación del cromo en un ion dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?
Asignando un número de oxidación de -2 al oxígeno y aplicando la Regla 6 da

$$\begin{array}{r} \text{Cr}_2 \quad \text{O}_7^{2-} \\ ? \quad 7(-2) \quad (-2) \\ ? \quad (-14) \quad (-2) \\ \therefore (+12) \quad (-14) \quad (-2) \\ 2(+6) \quad 7(-2) \quad (-2) \end{array}$$

Como el ion tiene una carga menos dos y contiene dos átomos de cromo combinados, la suma de los números de oxidación es +12 lo cual da un número de oxidación de +6 para cada cromo.

Tabla 5-2 Resumen de las reglas para el número de oxidación

1. El número de oxidación de un elemento en su forma natural es cero.
2. El número de oxidación de un elemento en un ion monoatómico está dado por la carga del ion.
3. El hidrógeno normalmente tiene un número de oxidación de +1 en los compuestos que forma (número de oxidación del hidrógeno en el H_2 es 0).
4. El oxígeno normalmente tiene un número de oxidación de -2 en los compuestos que forma (el número de oxidación del oxígeno en el O_2 es 0 y en los peróxidos tales como el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , el oxígeno tiene un número de oxidación de -1).
5. En un compuesto, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos debe ser igual a cero.
6. En un ion poliatómico, la suma algebraica de los números de oxidación debe ser igual a la carga del ion.
7. Los elementos más electronegativos (no metales) comúnmente toman números de oxidación negativos en los compuestos y los más electropositivos (metales) comúnmente toman números de oxidación positivos en los compuestos.
8. El número de oxidación de un elemento en un compuesto o un ion poliatómico puede determinarse asignando números de oxidación razonables a los otros elementos y aplicando la regla 5 ó la 6. (Recuérdese, el H comúnmente es +1 y el O comúnmente es -2.)

Deducir el número de oxidación del elemento que no sea hidrógeno u oxígeno en las especies siguientes:

- (a) Sulfuro de hidrógeno, H_2S .
 - (b) Ion perclorato, ClO_4^- .
 - (c) Ácido fosfórico, H_3PO_4 .
 - (d) Ion ditionato, $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$.
- (Sugerencia. A veces son posibles los números de oxidación fraccionarios.)

5-5 Predicción de los números de oxidación

Debido a que los números de oxidación están relacionados con la habilidad de los elementos para formar compuestos, resulta razonable que los números de oxidación estén relacionados con las configuraciones electrónicas de los elementos. Se sabe que los elementos representativos tienden a perder, ganar y compartir electrones, para lograr la configuración de gas inerte. Esta tendencia es útil para predecir los números de oxidación probables de los elementos. Ayudas adicionales al predecir números de oxidación son la tendencia de los elementos a perder o compartir electrones como parejas, si es posible, y la tendencia de los elementos a perder o compartir primero los electrones p . Considerando estos factores y las configuraciones electrónicas o estructuras electrónicas puntuales de los grupos de elementos representativos, es posible hacer ciertas predicciones referentes a los números de oxidación probables de estos elementos. A menudo, estas predicciones son bastante buenas, pero no siempre incluyen todos los números de oxidación observados para ciertos elementos y las diferencias observadas en los números de oxidación dentro de un grupo dado. Sin embargo, estas predicciones pueden ser bastante útiles. Consideremos los números de oxidación esperados para los diversos grupos de elementos representativos.

Metales alcalinos — Grupo IA. De la estructura electrónica puntual M , se prediría un número de oxidación +1, el cual se obtiene cuando los elementos de este grupo pierden el electrón del nivel de energía externo para formar los iones monoatómicos $1+$. Estos elementos rara vez forman enlaces covalentes y se forman fácilmente los iones monoatómicos $1+$ de todos los elementos del grupo.

Metales alcalinotérreos — Grupo IIA. La estructura electrónica puntual M indica un número de oxidación probable +2. Este estado de oxidación es el más comúnmente observado de estos elementos; y los iones monoatómicos $2+$ de estos elementos (excepto el berilio) se forman fácilmente.

Grupo boro-aluminio — Grupo IIIA. De la configuración del nivel externo de energía ns^2np^1 , o bien, de la estructura electrónica puntual de M , se predirían dos estados de oxidación, de +1 (pérdida o compartimiento de un electrón), o bien, +3 (pérdida o compartimiento de los tres electrones). Es estado de oxidación +3 de estos elementos es el más común y el +1 es raro.

Grupo del carbono — Grupo IVA. La configuración del nivel externo de energía ns^2np^2 , o bien, la estructura electrónica puntual de $\cdot\dot{E}\cdot$ indican los estados de oxidación probables +2 y +4. En efecto, estos números de oxidación son los más frecuentemente observados. Los miembros más comunes del grupo (C y Si) tienden a formar compuestos covalentes en los que se observa con más frecuencia el estado +4.

Grupo del nitrógeno — Grupo VA. Se predirían los estados de oxidación positivos de +3 y +5, a partir de la estructura electrónica puntual de $\cdot\dot{E}\cdot$. Además, algunos de estos elementos son lo suficientemente electronegativos como para tomar números de oxidación negativos. Se prediría un número de oxidación negativo probable de -3, el cual correspondería a la ganancia de tres electrones para dar la configuración ns^2np^6 . El estado de oxidación -3 es común para los miembros más electronegativos del grupo, y los estados de oxidación +3 y +5 se observan en todos los miembros. Los estados -3, +3 y +5 son comunes para el nitrógeno, pero este elemento también se encuentra en los estados de oxidación -2, -1, +1 y +2 y +4.

Grupo del oxígeno — Grupo VIA. El estado de oxidación negativo probable de estos elementos es -2, como se prediría a partir de la configuración del nivel de energía externo de ns^2np^4 , o bien, de la estructura electrónica puntual de $:\ddot{E}:$. Los estados de oxidación positivo probables serán +2, +4 y +6. El estado -2 es el favorecido por los miembros más electronegativos del grupo y los estados de oxidación positivos son los favorecidos por los otros. El oxígeno, por supuesto, se encuentra más a menudo en el estado -2. En el estado iónico, el oxígeno forma fácilmente el ion óxido, O^{2-} .

Grupo de los halógenos — Grupo VIIA. Este grupo, con la configuración del nivel de energía externo de ns^2np^5 y la estructura puntual de $:\ddot{E}:$,

Tabla 5-3 Estados de oxidación comunes de los elementos representativos

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li	+1	+2	+3	+4, +2	+2, +3, +4, +5	O -2	F -1
Na	+1	+2	+3	Si +4	P +3, +5	S +2, +4, +6	Cl +1, +3, +5, +7
K	+1	+2	+3	Ge +4	As +3, +5	Se +4, +6	Br +1, +3, +5, +7
Rb	+1	+2	+3	In +3, +5	Sb +3, +5	Te +4, +6	I +1, +3, +5, +7
Cs	+1	+2	+3	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Po -2	At -1
Fr	+1	+2	+3	Bi +3, +5			
Ra	+1	+2	+3				

se encontraría probablemente en los estados de oxidación de -1, +7, +5, +3 y +1. Los estados más comúnmente observados son los -1, +7, +5 y +1. El estado -1 es común a todos los halógenos y se encuentra en los iones haluro monoatómicos; ion fluoruro, F^- , ion cloruro, Cl^- , ion bromuro, Br^- y ion yoduro, I^- . El flúor siempre se encuentra en el estado -1, excepto en el F_2 .

Los números de oxidación observados de los elementos representativos, que se resumen en la Tabla 5-3, generalmente se ajustan a las predicciones. Nótese el patrón referente a los números de oxidación predichos de los grupos de elementos representativos. El número de oxidación positivo más alto está dado por el número del grupo. Los números de oxidación positivos más bajos difieren del número del grupo en incrementos de dos. Los números de oxidación negativos para los grupos VA, VIA y VIIA se encuentran restando 8 del número del grupo.

5-6 Los números de oxidación de los elementos de transición

Es más difícil predecir los estados de oxidación probables de los elementos de transición. Los números de oxidación comunes de algunos de los metales de transición importantes tienen mucho interés para nosotros. El cromo se encuentra en los estados de oxidación +3 y +6. El hierro favorece los estados +2 y +3. El cobalto y el níquel favorecen los estados +3. Sin embargo, el cobalto y el níquel no ocurren en el estado +2. El cinc y el cadmio combinados siempre se encuentran en el estado +2 y la plata combinada se encuentra en el estado +1. El mercurio se presenta en el estado +2 y también en el estado +1 en la forma de ion mercurioso, Hg_2^{2+} . Los estados de oxidación de estos metales de transición se resumen en la Tabla 5-4 junto con ejemplo de compuestos típicos.

Tabla 5-4 Números de oxidación comunes de algunos elementos de transición y algunos compuestos típicos *

Cr	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
+3, +6	+2, +3	+2, +3	+2, +3	+2, +1	+2
$CrCl_3$	Fe_2O_3	$Co(NO_3)_2$	$Ni(NO_3)_2$	$CuSO_4$	$Zn(NO_3)_2$
$Na_2Cr_2O_7$	$FeSO_4$			Ag	Cd
				+1	+2
				$AgNO_3$	$Cd(NO_3)_2$
				Hg	Hg
				+2, +1	+2, +1
				Hg_2Cl_2	Hg_2Cl_2
					$Hg(NO_3)_2$

* Los números de oxidación en tipo cursivo son los más comunes.

5-7 Predicción de fórmulas usando números de oxidación

Los no metales y los metales forman numerosos compuestos binarios, que son compuestos que únicamente comprenden dos elementos. Cuando los no metales forman compuestos binarios con los metales, los metales tienen

números de oxidación: positivos y los no metales tienen números de oxidación negativos. Los no metales generalmente toman el número de oxidación negativo máximo que corresponda al grupo (ocho restado del número del grupo). Los metales representativos toman los números de oxidación positivos comunes. Los metales de transición que tienen más de un número de oxidación posible, generalmente pueden formar más de un compuesto binario con un no metal dado. Se pueden predecir las fórmulas de compuestos binarios que contengan metales y no metales, usando los números de oxidación esperados. Normalmente, estas predicciones dan las fórmulas correctas para los compuestos, pero tal predicción no necesariamente significa que los compuestos pueden formarse fácilmente a partir de los elementos. Consideremos la predicción de las fórmulas de algunos compuestos binarios. Cuando se escriben estas fórmulas, se da el símbolo del metal con un subíndice apropiado, seguido por el símbolo del no metal con un subíndice apropiado. Es de esperar el estado de oxidación +1 para los elementos del Grupo IA y un estado de oxidación -2 para el oxígeno. De modo que la fórmula predicha para un compuesto binario que contenga potasio y oxígeno sería K_2O . Se prediría que el compuesto contiene dos átomos combinados de potasio a un átomo combinado de oxígeno. La fórmula predicha para el compuesto binario que contiene magnesio y oxígeno sería MgO , ya que es de esperar que el magnesio se encuentre en un estado de oxidación +2 y el oxígeno en un estado -2. Para el compuesto binario que contiene aluminio y oxígeno se prediría la fórmula Al_2O_3 . Ya que es de esperar que el aluminio tenga un número de oxidación +3 y el oxígeno un número de oxidación -2, entonces el compuesto contendría dos átomos combinados de aluminio para cada tres átomos combinados de oxígeno. Todo lo que se tiene que hacer para predecir las fórmulas para estos compuestos binarios es decidir qué números de oxidación se esperan y, después, asegurarse de que la fórmula contiene el número correcto de átomos combinados, de modo que la suma algebraica de los números de oxidación sea cero.

Ejemplo 5-2 ¿Cuál es la fórmula predicha para el compuesto binario que contenga calcio y nitrógeno?

Se esperaría un número de oxidación +2 para el calcio y un número de oxidación -3 para el nitrógeno. Si la fórmula es Ca_xN_y , la x y la y deben ser valores apropiados para producir una suma algebraica de los números de oxidación que sea cero.

$$\begin{aligned} & Ca_x N_y \\ x(+2) + y(-3) &= 0 \\ \therefore x = 3 \text{ y } y = 2 & \text{ (solución más sencilla)} \end{aligned}$$

De modo que la fórmula predicha sería Ca_3N_2 .

¿Cuáles son las fórmulas esperadas para los compuestos binarios que contienen oxígeno y hierro?

Uno de los estados de oxidación probables del hierro es +2 y, como el número de oxidación del oxígeno es -2, la fórmula predicha para uno de los compuestos binarios que contengan hierro y oxígeno es FeO . El otro nú-

mero de oxidación probable del hierro es +3. Esto prediría formar un compuesto binario con oxígeno que tuviera la fórmula Fe_2O_3 , donde x y y sean tales que la suma de los números de oxidación positivos y negativos sea cero.

$$\begin{aligned} & Fe_x O_y \\ x(+3) + y(-2) &= 0 \\ \therefore x = 2 \text{ y } y = 3 & \text{ (solución más sencilla)} \end{aligned}$$

De donde la fórmula predicha es Fe_2O_3 .

Problema 5-2 ¿Qué fórmula prediría para el compuesto binario que contenga magnesio y fósforo?

¿Qué fórmula prediría para los compuestos binarios que contengan cromo y oxígeno?

Muchos de los no metales forman compuestos binarios entre sí. Puede predecirse la fórmula para muchos de estos compuestos, usando los números de oxidación esperados de los no metales. Con frecuencia, las fórmulas predichas para tales compuestos son las correctas, pero en algunos casos sólo es posible predecir la fórmula más sencilla. La fórmula real puede ser un múltiplo de ésta. Cuando se escriban las fórmulas predichas, normalmente se escribe primero el símbolo del elemento menos electropositivo, seguido por el símbolo del elemento más electronegativo. (Ver la Sección 6-2.) Normalmente, el símbolo del elemento con el número de oxidación positivo está primero en la fórmula, seguido por el símbolo del elemento con el número de oxidación negativo. La fórmula predicha para el compuesto binario que contiene azufre e hidrógeno sería H_2S , ya que el hidrógeno se presentaría en el estado +1 y el azufre en el estado -2. Dos números de oxidación positivos comunes probables para el nitrógeno son +3 y +5. La fórmula predicha para el compuesto binario que contenga el nitrógeno en el estado +3 y el oxígeno en el estado -2, se encontraría de la manera siguiente.

$$\begin{aligned} & N_x O_y \\ x(+3) + y(-2) &= 0 \\ \therefore x = 2 \text{ y } y = 3 & \text{ (solución más sencilla)} \end{aligned}$$

Por lo tanto, la fórmula sería N_2O_3 . La fórmula predicha para el compuesto binario que contenga nitrógeno en el estado +5 y oxígeno en el estado -2 se encontraría en una forma semejante:

$$\begin{aligned} & N_x O_y \\ x(+5) + y(-2) &= 0 \\ \therefore x = 2 \text{ y } y = 5 & \text{ (solución más sencilla)} \end{aligned}$$

De donde la fórmula sería N_2O_5 . Pueden predecirse las fórmulas de compuestos binarios que contengan los no metales, si se conocen los estados de oxidación de los elementos comprendidos.

Ejemplo 5-3 ¿Cuáles son las fórmulas esperadas para los compuestos binarios que contengan azufre y oxígeno?

Como se prediría que el azufre se presenta en los estados de oxidación positivos +2, +4 y +6, la fórmula esperada para el compuesto binario que contenga el azufre en el estado +2 sería SO . (Este compuesto puede prepararse pero es bastante inestable.) Las fórmulas para los compuestos binarios que contengan el azufre en los otros dos estados se determinan como sigue.

Azufre en el estado +4:

$$\begin{aligned} & S_x O_y \\ x(+4) + y(-2) &= 0 \\ \therefore x = 1 \quad y &= 2 \quad (\text{solución más sencilla}) \end{aligned}$$

La fórmula predicha sería, SO_2 .

Azufre en el estado +6:

$$\begin{aligned} & S_x O_y \\ x(+6) + y(-2) &= 0 \\ \therefore x = 1 \quad y &= 3 \quad (\text{solución más sencilla}) \end{aligned}$$

La fórmula predicha sería, SO_3 .

Problema 5-3 ¿Qué fórmula prediría para el compuesto binario que contenga hidrógeno y cloro?

¿Qué fórmulas prediría para los compuestos binarios que contengan flúor y azufre? [El compuesto que contenga azufre en el estado +2 no existe, de modo que prediganse los otros dos compuestos binarios probables.]

5-8 Oxiaciones poliatómicas de los no metales

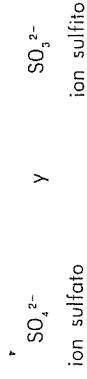
El oxígeno y muchos de los no metales se presentan en la forma de algunos iones poliatómicos muy importantes. Estos iones se conocen como oxiaciones, puesto que son iones negativos que contienen oxígeno y algún otro no metal. Los no metales del primer renglón forman los importantes oxiaciones ion carbonato, CO_3^{2-} , ion nitrato, NO_3^- e ion nitrato, NO_2^- . Nótese que los estados de oxidación del carbono y el nitrógeno en estos iones son los estados esperados (+4 para el C y +5 y +3 para el N). La mayoría de las fórmulas de los oxiaciones de los no metales que se encuentran más allá del primer renglón se ajustan a un patrón general, a partir del cual pueden predicirse las fórmulas. La fórmula general para estos oxiaciones es



La E se refiere al otro no metal que no es el oxígeno, la z es el número de grupo de este no metal restado de ocho y y es 4 para el estado de oxidación máximo del elemento E y decrece en uno para los estados de oxidación positivos inferiores subsiguientes del elemento E . Los estados de oxidación son aquellos esperados. La fórmula general de la fórmula correcta para la mayoría de los oxiaciones, excepto aquellos del primer renglón.

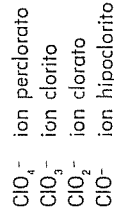
Ejemplo 5-4 Predicir las fórmulas para las oxiaciones del azufre.

La fórmula general para los oxiaciones es EO_z^- . Como el azufre está en el Grupo VI, se prediría que los oxiaciones tienen carga $2-$ ($z = 8 - 6 = 2$). Los estados de oxidación esperados del azufre son +6 y +4 (el estado +2 no forma un oxiación), de modo que se prediría que las fórmulas de los oxiaciones son



Predicir las fórmulas de los oxiaciones del cloro.

La fórmula general para los oxiaciones es EO_z^- . Para el cloro, la z sería 1 ($z = 8 - 7 = 1$), y los números de oxidación positivos del cloro son +7, +5, +3 y +1. De donde, se predirían las siguientes fórmulas para las oxiaciones:



Problema 5-4 ¿Qué fórmulas prediría para las oxiaciones del yodo? ¿Qué fórmulas prediría para las oxiaciones del selenio?

Oxígeno

El oxígeno, el elemento más abundante en la Tierra, se encuentra en la atmósfera en la forma de moléculas diatómicas, O_2 . El oxígeno combinado se encuentra en el agua, la tierra y las rocas de la corteza terrestre así como en muchos productos naturales como los azúcares y las grasas.

El oxígeno elemental es un gas incoloro e inodoro que necesitan los animales para los procesos vitales. El oxígeno puro elemental se prepara frecuentemente licuando el aire y separándolo de los otros gases mediante un proceso de destilación. También se obtiene a veces por electrólisis del agua.

En la manufactura del acero y otras sustancias y en el proceso de soldadura se usa como oxidante en los motores de algunos grandes cohetes.

El oxígeno se combina con la mayoría de los otros elementos para formar numerosos compuestos. Fácilmente forma el ion óxido, O^{2-} . Otros iones menos comunes formados por el oxígeno son el ion peróxido, O_2^{2-} , y el ion hiperóxido, O_2^- . Estos iones se encuentran en combinación con iones metálicos en compuestos iónicos. El oxígeno también se encuentra en muchos iones poliatómicos (oxiaciones) tales como el ion hidróxido, OH^- , ion carbonato, CO_3^{2-} , ion nitrato, NO_3^- , ion sulfato, SO_4^{2-} , ion fosfato, PO_4^{3-} , ion fosfato y el ion clorato, ClO_3^- . El oxígeno elemental, O_2 , puede reaccionar con muchos elementos para formar compuestos binarios. Algunos compuestos binarios del oxígeno son los siguientes:

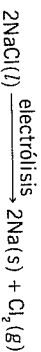
Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio
KO ₂	Hiperóxido de potasio
MgO	Oxido de magnesio
Al ₂ O ₃	Oxido de aluminio
CO ₂	Dióxido de carbono
P ₄ O ₁₀	Decóxido de tetrafósforo
N ₂ O ₅	Pentóxido de dinitrógeno
SO ₂	Dióxido de azufre
SO ₃	Trióxido de azufre
Cl ₂ O ₇	Heptóxido de cloro
CrO ₃	Oxido de cromo(VI)
Fe ₂ O ₃	Oxido de hierro(III)
FeO	Oxido de hierro(II)
Fe ₃ O ₄	Oxido de hierro(II-III)
H ₂ O	Agua
H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno

El ion hidróxido, OH⁻, es un importante ion que contiene oxígeno que se encuentra en muchos compuestos, tales como los que se enumeran a continuación.

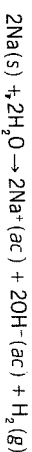
NaOH	Hidróxido de sodio
KOH	Hidróxido de potasio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Mg(OH) ₂	Hidróxido de magnesio
Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario
Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro(II)
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro(III)
Ni(OH) ₂	Hidróxido de níquel
Zn(OH) ₂	Hidróxido de cinc

Sodio

El metal sodio es un ejemplo típico de los metales activos (la mayoría del Grupo IA y IIA). El sodio ocupa el sexto lugar entre los elementos más abundantes que se encuentran en la Tierra y se halla extensamente en el estado combinado. Se presenta en grandes cantidades en la forma de cloruro de sodio, NaCl (sal de roca, halita), en depósitos minerales y en el océano en la forma de ion sodio, Na⁺. El sodio metálico se produce industrialmente mediante la descomposición eléctrica (electrólisis) del cloruro de sodio fundido:



La electrólisis se efectúa en un recipiente diseñado especialmente, del cual puede aislarse el sodio puro. El sodio es un metal suave, plateado, de baja densidad y químicamente bastante reactivo. El sodio reaccionará espontáneamente con el agua según la ecuación.

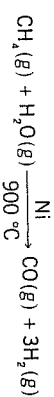


(Precaución. Esta reacción es peligrosa y puede causar una explosión.)
A continuación se describen unos cuantos de los compuestos más importantes que contienen sodio.

1. NaCl, cloruro de sodio, sal de mesa.
2. NaOH, hidróxido de sodio (sosa cáustica, lejía), se utiliza en la fabricación de jabón, colorantes, papel y fibras textiles.
3. Na₂CO₃, carbonato de sodio (ceniza de sosa), se usa en la manufactura de jabón, vidrio, papel y pinturas; también se utiliza como ablandador del agua.
4. NaHCO₃, carbonato hidrogenado de sodio (bicarbonato de sodio), polvo de hornear.
5. NaNO₃, nitrato de sodio (salitre), se utiliza como fertilizante y en la fabricación del ácido nítrico y la pólvora negra.
6. Na₂S₂O₃ · 5H₂O, tiosulfato de sodio 5-agua (hipo) se utiliza en fotografía.
7. Na₂B₄O₇ · 10H₂O, tetraborato de sodio decahidratado, borax.

Hidrógeno

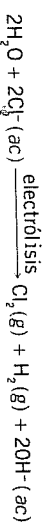
El hidrógeno es, probablemente, el elemento más abundante en el Universo. La mayor parte del hidrógeno que se encuentra en la Tierra está combinado en la forma de agua y petróleo. Muy poco aparece sin combinar. El hidrógeno se prepara industrialmente por la reacción del metano (gas natural) con el agua.



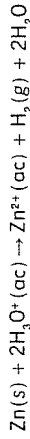
o por la reacción del carbón (coque) con el agua



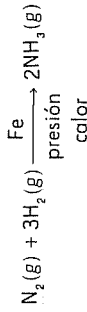
o por la descomposición eléctrica (electrólisis) de una solución de cloruro de sodio.



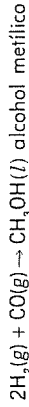
En el laboratorio, el gas hidrógeno puede prepararse por la reacción de los metales con ácidos. Por ejemplo, el cinc metálico reaccionará con una solución acuosa que contenga iones hidronio, de acuerdo con la ecuación.



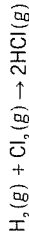
El hidrógeno elemental se encuentra en forma de moléculas diatómicas, H_2 , y es un gas incoloro, inodoro e insípido de muy baja densidad. El hidrógeno reacciona con muchos elementos y se utiliza industrialmente para producir amoníaco.



alcohol metílico

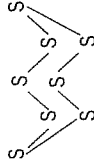


y cloruro de hidrógeno



Azufre

El azufre se encuentra extensamente repartido en la corteza terrestre tanto en el estado elemental libre como en el estado combinado en minerales como la galena, PbS , pirita, FeS_2 (oro de los tontos) y el yeso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Gran parte del azufre se obtiene extrayendo azufre libre de los depósitos en los cuales se encuentra como azufre sólido elemental. El azufre es un no metal sólido, quebradizo, de color amarillo, que funde a 113°C . En el estado sólido se encuentra en la forma de moléculas S_8 , en las cuales los átomos de azufre están unidos en un anillo de la forma.

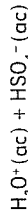


La forma sólida más estable de estas moléculas es la cristalina rómbica, pero también pueden arreglarse en la forma de cristales monoclinicos. (Ver Figura 9-23.) Estas dos formas cristalinas comunes del azufre se llaman formas alótropicas. El azufre se utiliza como componente de la pólvora, cerillos y hule. Algunos compuestos importantes del azufre son:

(a) Dióxido de azufre, SO_2 , gas incoloro con un olor característico. (A menudo se produce SO_2 al encender un cerillo.)

(b) Sulfuro de hidrógeno, H_2S , gas incoloro sumamente venenoso, con el olor característico de los huevos podridos.

(c) Ácido sulfúrico, H_2SO_4 (concentrado) en solución acuosa existe como



El ácido sulfúrico es una de las sustancias más importantes en la industria química. Se utiliza en la fabricación de fertilizantes, productos químicos, pigmentos, acero y rayón, y en la industria petrolera.

(d) Disulfuro de carbono, CS_2 , líquido incoloro utilizado en la fabricación del rayón, celofán y tetracloruro de carbono. El azufre es soluble en el disulfuro de carbono.

El azufre también puede existir en la forma de ion sulfuro, S^{2-} . Otro ion interesante es el ion disulfuro, S_2^{2-} , que consiste de dos átomos de azufre químicamente unidos y una doble carga negativa.



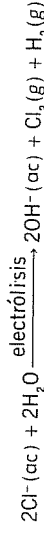
La cadena disulfuro de dos átomos de azufre en esta forma también se encuentra en algunas proteínas

Los halógenos

Los elementos del Grupo VIIA (flúor, cloro, bromo y yodo) se denominan halógenos. Los halógenos forman muchos compuestos con los otros elementos y, en el estado elemental, todos se encuentran en la forma de moléculas diatómicas (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2). El flúor es un gas amarillo pálido, el cloro es un gas amarillo verdoso, el bromo, un líquido rojo castaño y el yodo, un sólido pura oscuro. Los halógenos no se encuentran en el estado libre en la naturaleza, pero sí en muchos depósitos minerales. El cloro, el más abundante de los halógenos, se encuentra en los minerales sal de roca (halita), NaCl , y carnalita, $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; y se encuentra en el océano en la forma de ion cloruro, Cl^- . Grandes cantidades de cloro se fabrican mediante la descomposición eléctrica (electrólisis) del cloruro de sodio fundido.

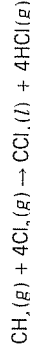


y por la electrólisis de solución acuosas de sal (salmuera)

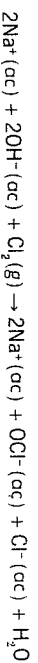


El cloro se utiliza en grandes cantidades en la industria y es importante en la manufactura del papel, tintas, fibras textiles, medicinas, insecticidas, pinturas y plásticos. Algunas reacciones importantes del cloro son:

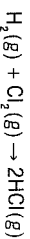
(a) la producción del tetracloruro de carbono:



(b) la producción de solución blanqueadora para el hogar:



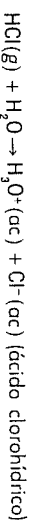
(c) la producción del gas cloruro de hidrógeno:



El cloruro de hidrógeno, que es un compuesto muy importante, también se produce por la reacción



y se obtiene en grandes cantidades como un subproducto en muchos procesos químicos. El cloruro de hidrógeno se disuelve fácilmente en agua para formar una solución conocida como ácido clorhídrico o ácido muriático.



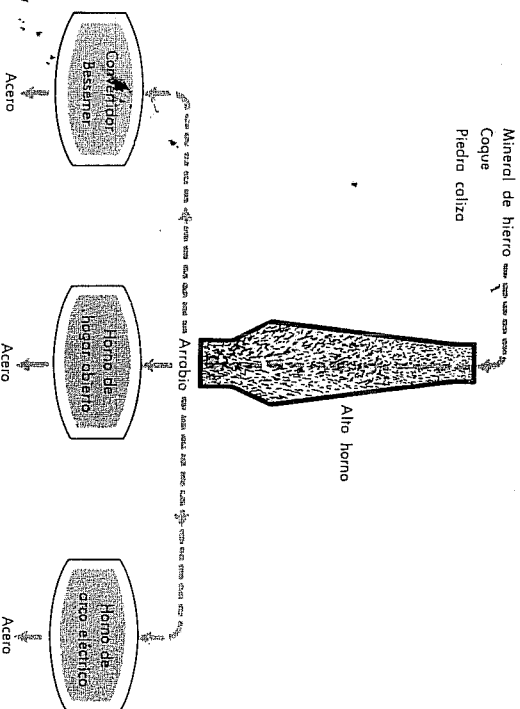
El cloruro de hidrógeno y el ácido clorhídrico se utilizan en la fabricación de cloruros, tinturas, plásticos, pinturas y en las industrias del hierro y el acero.

Hierro

El metal hierro es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre. Normalmente se encuentra en el estado combinado en minerales de hierro como la hematita, Fe_2O_3 , y la magnetita, Fe_3O_4 , de los cuales se obtiene el hierro puro por la reacción de los minerales con el carbono. También se recupera gran cantidad de hierro de fuentes metálicas de desecho. El hierro es un metal plateado que se utiliza en enormes cantidades para numerosos artículos manufacturados. Normalmente no se usa el hierro puro en la fabricación, sino que se mezcla con carbono y otros metales para formar aleaciones que son más útiles. El arrabio es una aleación que contiene alrededor del 3% de carbono y pequeñas cantidades de S, Si, P y Mn. Comúnmente se producen otros aleaciones a partir del arrabio. El hierro forjado es una aleación que contiene pequeñas cantidades de carbono y otros elementos. Las aleaciones de acero son aleaciones que contienen carbono porcentajes pequeños de S, Si, P y Mn, y metales agregados como níquel, cromo y vanadio. A continuación se presenta un esquema de la refinación del mineral de hierro.

Los estados de oxidación más comunes del hierro son +2 y +3. El hierro puede formar el ion hierro(II) (ion ferroso), Fe^{2+} , y el ion hierro(III) (ion férrico), Fe^{3+} y la mayoría de los compuestos de hierro lo contienen en uno de los dos estados de oxidación. El hierro combinado se encuentra en la hemoglobina y, aparentemente, interviene fundamentalmente en el transporte del oxígeno en la sangre.

Mineral de hierro
Coque
Piedra caliza



Problemas

1. Hacer una lista de todos los elementos, por nombre, símbolo o grupo, que sean gaseosos bajo condiciones normales.
2. Hacer una lista de todos los elementos que son líquidos bajo condiciones normales.
3. Hacer una lista de todos los elementos que se presentan en la forma de moléculas diatómicas en el estado natural.
4. Hacer una lista de todos los elementos que se sabe tienen colores únicos, e indicar el color de cada elemento en la lista.
5. Hacer una lista de los números de oxidación esperados para cada grupo de los elementos representativos.
6. El cesio y el cloro pueden reaccionar para dar un compuesto iónico. Dar la fórmula esperada para el compuesto.
7. El bario y el bromo reaccionan para dar un compuesto iónico. Dar la fórmula esperada para el compuesto.
8. El aluminio y el azufre pueden formar un compuesto iónico. Dar la fórmula esperada para el compuesto.
9. ¿Qué fórmula prediría para el compuesto binario que contiene hidrógeno y azufre?
10. Predecir las fórmulas más probables para los compuestos que contengan fósforo y cloro. El fósforo tendrá los números de oxidación positivos esperados y el cloro tendrá el número de oxidación negativo esperado.
11. Predecir las fórmulas probables para los compuestos que contengan selenio y oxígeno. El compuesto de selenio en el estado +2 no se sabe que exista.
12. ¿Qué fórmulas prediría para los oxianiones del bromo?
13. ¿Qué fórmulas prediría para los oxianiones del arsénico?

14. El volumen atómico se define como el volumen ocupado por un mol de un elemento. El volumen atómico puede calcularse dividiendo el número de gramos por mol de un elemento entre la densidad del mismo.

$$\frac{(\#g/mol)}{(\#g/ml)} = \#ml/mol$$

Usando las densidades dadas en la Figura 5-3, calcular los volúmenes atómicos para el H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K y Ca. ¿Dá la impresión de que los valores del volumen atómico varían periódicamente?

Capítulo 6: Nomenclatura de los compuestos químicos

Objetivos

Al terminar de estudiar este capítulo, el estudiante podrá:

1. Nombrar un compuesto binario que contenga un metal de número de oxidación invariable y un no metal, dada la fórmula.
2. Dar la fórmula de un compuesto binario que contenga un metal y un no metal, dado el nombre.
3. Nombrar un compuesto binario de un metal y un no metal mediante el método de Stock, dada la fórmula.
4. Dar la fórmula de un compuesto binario metal-no metal, dado el nombre de Stock.
5. Nombrar un compuesto binario no metal-no metal por el método del prefijo, dada la fórmula.
6. Dar la fórmula de un compuesto no metal-no metal, dado el nombre.
7. Nombrar un compuesto que contenga un metal y un ion poliatómico, dada la fórmula.
8. Dar la fórmula de un compuesto que contenga un metal y un ion poliatómico, dado el nombre.
9. Nombrar un ácido, dada la fórmula, o nombrar una solución ácida, dada la fórmula de la sustancia que se disuelve en el agua.
10. Dar la fórmula esperada para un oxianión de un no metal.
11. Nombrar un oxianión, dada la fórmula.
12. Nombrar un oxianión, dada la fórmula.
13. Dar la fórmula de un oxianión, dado el nombre.
14. Nombrar un hidrato, dada la fórmula.
15. Dar la fórmula de un hidrato, dado el nombre.

Tabla 6-1 Algunos compuestos con nombres comunes oficialmente aceptados

Fórmula del compuesto	Nombre
CH ₄	metano
SiH ₄	silano
GeH ₄	germano
SnH ₄	estannano
C ₂ H ₆	etano
C ₃ H ₈	propano
C ₆ H ₆	benceno
NH ₃	amoníaco
PH ₃	fosfina
AsH ₃	arsina
SbH ₃	estibina
H ₂ O	agua
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno
H ₂ Se	selenuro de hidrógeno
H ₂ Te	telluro de hidrógeno

Nomenclatura de los compuestos químicos

6-1 Nomenclatura química

La habilidad para nombrar los compuestos químicos y deducir su composición química a partir del nombre tiene gran importancia en el estudio de la química. Se han desarrollado varios sistemas de nomenclatura, de modo que sea fácil nombrar los compuestos. Los nombres que se deducen de acuerdo con algún sistema de nomenclatura se llaman **nombres sistemáticos**. Los nombres de muchos compuestos químicos se desarrollaron históricamente antes de que se hubiera desarrollado algún sistema de nomenclatura. Estos nombres por lo general no son lógicos y comúnmente no proporcionan información alguna referente a la estructura del compuesto. A estos nombres se les denomina **comunes** o **triviales**. Algunos de ellos son tan familiares que casi siempre se usan. Por ejemplo, el nombre agua para el H₂O es un nombre común que invariablemente se utiliza. La Tabla 6-1 proporciona una lista de las fórmulas de algunos compuestos importantes que tienen nombres comunes que se aceptan. Algunos compuestos tienen nombres comunes que se usan en ocasiones pero que no se usan como nombres técnicos. A menudo éstos se encuentran en literatura no técnica, pero se prefiere el nombre sistemático en un contexto técnico. La Tabla 6-2 enumera las fórmulas, nombres comunes y nombres sistemáticos para algunas sustancias típicas. Los nombres de algunos iones poliatómicos son triviales y algunos pueden nombrarse de acuerdo con reglas específicas. Los iones monoatómicos positivos se nombran usando el nombre del elemento antecedido de la palabra ion (por ejemplo, ion sodio, Na⁺). Los iones monoatómicos negativos se nombran usando la raíz del nombre del elemento con la terminación *-uro* antecedita por la palabra ion (el ion óxido, O²⁻ es excepción). En la Tabla 6-3 aparecen algunos iones típicos. (Ver página 170.)

Tabla 6-2 Nombres triviales y sistemáticos para algunos compuestos comunes

Fórmula	Nombre trivial	Nombre sistemático
Al ₂ O ₃	alúmina	óxido de aluminio
NaHCO ₃	polvo de hornear	carbonato hidrogenado de sodio
Na ₂ B ₄ O ₇ · 10H ₂ O	bórax	tetraborato de sodio 10 agua
CaCO ₃	caliza o mármol	carbonato de calcio
KHC ₂ H ₃ O ₅	cremor tártaro	tartrato hidrogenado de potasio
MgSO ₄ · 7H ₂ O	sal de Epsom	sulfato de magnesio 7-agua
CaSO ₄ · 2H ₂ O	yeso	sulfato de calcio 2-agua
C ₂ H ₅ OH	alcohol de grano, alcohol	alcohol etílico o etanol
Na ₂ S ₂ O ₃	hiposulfito	fitosulfato de sodio
N ₂ O	gas hilarante, óxido nitroso	óxido de dinitrógeno
PbO	litargirio	óxido de plomo(II) u óxido plumboso
CaO	cal	óxido de calcio
NaOH	lejía	hidrógeno de sodio
2CaSO ₄ · H ₂ O	yeso de París	2-sulfato de calcio 1-agua
K ₂ CO ₃	potasa	carbonato de potasio
NH ₄ Cl	sal amoníaco	cloruro de amonio
NaNO ₃	solitre	nitrato de sodio
Ca(OH) ₂	cal apogoda	hidróxido de calcio
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	azúcar	sacarosa o α-D-glucopiranosil β-D-fructofuranosuro
NaCl	sal ^{va}	cloruro de sodio
Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O	alcohol de madera	alcohol metílico o metanol
CH ₃ OH	sosa para blanquear	carbonato de sodio 10-agua

Tabla 6-3 Nombres y fórmulas de algunos iones comunes

Iones positivos		Iones negativos	
ion amonio	NH ₄ ⁺	ion acetato	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
ion cobre(I)	Cu ⁺	ion bromuro	Br ⁻
(ion cuproso)	H ₃ O ⁺	ion clorato	ClO ₃ ⁻
ion hidronio	K ⁺	ion cloruro	Cl ⁻
ion potasio	Ag ⁺	ion cianuro	CN ⁻
ion plata	Na ⁺	ion fluoruro	F ⁻
ion sodio	Ca ²⁺	ion carbonato hidrogenado	HCO ₃ ⁻
ion calcio		(ion bicarbonato)	
ion cobalto(II)	Co ²⁺	ion sulfato hidrogenado	HSO ₄ ⁻
ion cobre(II)	Cu ²⁺	ion hidróxido	OH ⁻
(ion cúprico)	Fe ²⁺	ion yoduro	I ⁻
ion hierro(II)		ion nitrato	NO ₃ ⁻
(ion ferroso)	Pb ²⁺	ion nitrito	NO ₂ ⁻
ion plomo(II)	Mg ²⁺	ion permanganato	MnO ₄ ⁻
ion magnesio	Mn ²⁺	ion carbonato	CO ₃ ²⁻
ion manganeso(II)	Hg ₂ ²⁺		
ion mercurio(I)		ion cromato	CrO ₄ ²⁻
(ion mercuroso)		ion dicromato	Cr ₂ O ₇ ²⁻
ion mercurio(II)		ion oxalato	C ₂ O ₄ ²⁻
(ion mercúrico)		ion óxido	O ²⁻
ion níquel(II)	Ni ²⁺	ion sulfato	SO ₄ ²⁻
ion estaño(II)	Sn ²⁺	ion sulfuro	S ²⁻
ion cinc	Zn ²⁺	ion sulfito	SO ₃ ²⁻
ion aluminio	Al ³⁺		
ion cromo(III)	Cr ³⁺	ion fosfato	PO ₄ ³⁻
ion hierro(III)	Fe ³⁺		
(ion férrico)			

6-2 Nomenclatura sistemática de los compuestos binarios

Un gran número de compuestos contienen átomos combinados exclusivamente de dos elementos diferentes. Estos compuestos reciben el nombre de **compuestos binarios**. Las fórmulas de los compuestos binarios se escriben de modo que el símbolo del elemento con menor electronegatividad quede primero, seguido del símbolo del elemento con mayor electronegatividad. Generalmente existen dos tipos de compuestos binarios. Estos incluyen un metal y un no metal, o bien, dos no metales. Sin embargo, los metaloides también forman compuestos con algunos metales y no metales y también se nombran siguiendo las reglas dadas aquí. En realidad, existen dos variedades de **compuestos metal-no metal**; los que contienen metales que se presentan en sólo un estado de oxidación posible (o un estado muy común) y aquellos que contienen metales que pueden ocurrir en más de un estado de oxidación. Se usa un método de nomenclatura para el primer tipo y un método ligeramente diferente para el segundo.

Los compuestos binarios que contienen no metales y metales que toman o favorecen fuertemente sólo un número de oxidación incluyen

compuestos de los metales del Grupo IA, metales del Grupo IIA, Al, Ga, Zn, Cd y Ag.

Consultar la Tabla 6-4 respecto a una lista de los números de oxidación de algunos elementos comunes.

Tabla 6-4 Números de oxidación comunes de algunos elementos

Número del grupo	Elemento	Números de oxidación	Elemento	Números de oxidación	
IA	Na	+1	Hidrógeno	H	+1
	K	+1	Elementos de transición		
IIA	Mg	+2	Ag		+1
	Ca	+2	Cu		+2, +1
	Sr	+2	Hg		+2, +1
	Ba	+2	Zn		+2
IIIA	B	+3	Cd		+2
	Al	+3	Ni		+2, +3
			Co		+2, +3
IVA	C	+4, +2	Fe		+2, +3
	Si	+4	Cr		+3, +6
VA	N	+5, +3, -3	Mn		+2, +7
	P	+5, +3, -3			
	As	+5, +3, -3			
	Sb	+5, +3, -3			
VIA	O	-2			
	S	+6, +4, -2			
	Se	+6, +4, -2			
	Te	+6, +4, -2			
VIIA	F	-1			
	Cl	-1, +3, +5, +7			
	Br	-1, +3, +5, +7			
	I	-1, +3, +5, +7			

Problema 6-1 Hacer una lista de los números de oxidación esperados para los metales antes mencionados.

Estos compuestos binarios se nombran citando primero el nombre del elemento no metal al que se le cambia la terminación a **-uro** (con excepción del ion óxido), seguido por el nombre del elemento metálico. La forma general de estos nombres es

(Raíz del no metal) (Nombre del metal)

En la Tabla 6-5 se dan las raíces asociadas a los nombres de los no metales típicos.

Ejemplo 6-1 Nombrar los compuestos binarios siguientes:

- KBr
- Al₂O₃
- Mg₂N₃
- ZnCl₂

- bromuro de potasio
- óxido de aluminio
- nitruro de magnesio
- cloruro de cinc

Tabla 6-5 Raíces de los nombres de algunos elementos comunes

Elemento	Raíz	Elemento	Raíz
Hidrógeno	hidr-	Oxígeno	ox-
Boro	bor-	Azufre	sulf. o sulfur-
Carbono	carb-	Selenio	selen-
Silicio	silic-	Telurio	telur-
Nitrógeno	nitr-	Flúor	fluor-
Fósforo	fosf-	Cloro	clor-
Arsénico	arsen-	Bromo	brom-
Antimonio		Yodo	yod-

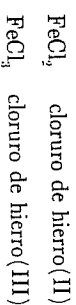
Los nombres de los compuestos binarios deducidos en esta forma, dan idea de la fórmula de los compuestos. Esto es cierto debido a que el metal contenido en el compuesto tiene un número de oxidación positivo definido y el no metal un número de oxidación negativo también definido. Por supuesto, es necesario conocer estos números de oxidación para ser capaces de escribir la fórmula del compuesto a partir de su nombre. Estos números de oxidación son, por lo general, aquellos que se predirían de acuerdo con el patrón ya discutido. Por ejemplo, ya que el sodio tiene un número de oxidación esperado de +1 y el oxígeno tiene un número de oxidación esperado de -2, el nombre óxido de sodio corresponde a una fórmula en la que estos elementos tienen esos números de oxidación esperado de Na_2O y el fósforo tiene un número de oxidación esperado de -3; luego la fórmula del compuesto correspondiente al nombre fosfuro de cadmio sería Cd_3P_2 . Esta es la fórmula más sencilla en la que el cadmio tiene un número de oxidación +2 y el fósforo un número de oxidación -3.

Problema 6-2 Dar la fórmula y el nombre para los compuestos binarios que contienen:

- Cinc y oxígeno
- Bario y cloro
- Potasio y azufre
- Plata y bromo

Los compuestos binarios que contienen no metales y metales y que tienen más de un estado de oxidación posible (generalmente metales de transición) no pueden nombrarse de acuerdo con el método anterior. Por ejemplo, el nombre cloruro de hierro no tiene significado, ya que el hierro tiene los dos estados de oxidación posibles de +2 y +3. Los nombres de los compuestos de este tipo deben indicar el estado de oxidación del metal. El mejor método para realizar esto es el sistema **Stock** de nomenclatura. Este método es muy similar al discutido anteriormente, excepto que el nombre del metal va seguido de un paréntesis que contiene su número de oxidación expresado en numerales romanos. Así, el nombre del compuesto consiste de la raíz del nombre del no metal con la terminación -uro (con la excepción del ion óxido) seguido del nombre del metal, a su vez, va seguido por el número de oxidación entre

paréntesis. Como ejemplo, considérense los dos compuestos binarios posibles que contienen hierro y cloro. Debido a que el hierro se presenta en un estado de oxidación de +2, o bien, +3 y el cloro en un estado -1, las fórmulas para estos dos compuestos serían FeCl_2 y FeCl_3 . Los nombres de estos compuestos, de acuerdo con el método de Stock, serían:



Estos nombres se leen cloruro de hierro dos y cloruro de hierro tres. El número romano indica el número de oxidación del hierro y, como el número de oxidación del cloro sería -1, fácilmente se deducen las fórmulas a partir de los nombres. Téngase presente que los numerales romanos no se refieren al segundo elemento sino únicamente al primero. Las fórmulas para el sulfuro de hierro(II) y el sulfuro de hierro(III) serían FeS y Fe_2S_3 , respectivamente, ya que el número de oxidación del azufre sería -2. El método de Stock da el número de oxidación del primer elemento y, para deducir la fórmula a partir del nombre u obtener el nombre basándose en la fórmula, se deben conocer los números de oxidación del segundo elemento.

Ejemplo 6-2 Nombrar los compuestos siguientes de acuerdo con el método de Stock de nomenclatura.

- UCl_5 cloruro de uranio (V)
- UCl_4 cloruro de uranio (IV)
- UCl_3 cloruro de uranio (III)

(d) MnO_2 óxido de manganeso(IV) { Sabemos que el oxígeno tiene un número de oxidación -2. De éste deducimos el número de oxidación del manganeso.

(e) Mn_2O_7 óxido de manganeso(VII) { Sabemos que el oxígeno tiene un número de oxidación -2. De éste deducimos el número de oxidación del manganeso.

Cuando se trata de compuestos que contengan mercurio en el estado de oxidación +1 téngase presente que, en este estado, el mercurio ocurre en los compuestos como Hg_2^{2+} .* Por ejemplo, la fórmula para el cloruro de mercurio(I) es Hg_2Cl_2 y el nombre del compuesto Hg_2O es óxido de mercurio(I).

Ejemplo 6-3 Dar las fórmulas y los nombres de los dos compuestos que contienen cromo y oxígeno.

El estado de oxidación +3 del cromo se encuentra en el óxido Cr_2O_3 que se nombra óxido de cromo(III).
El estado de oxidación +6 del cromo forma el óxido CrO_3 que se nombra óxido de cromo(VI).

* El mercurio en el estado de oxidación +1 es el único entre los metales que ocurre como un ion, Hg_2^{2+} , conteniendo dos iones Hg^+ unidos por un enlace covalente. El Hg^+ no existe como una especie.

Problema 6-3 Nombrar los siguientes compuestos. Sugerencia. Supóngase que el no metal tiene el número de oxidación negativo esperado.

- (a) CoCl_2
 (b) V_2O_5
 (c) PtBr_2
 (d) PtBr_4

Problema 6-4 Dar los nombres y las fórmulas para los dos compuestos binarios que contienen níquel (estados +2 y +3) y fósforo (estado -3).

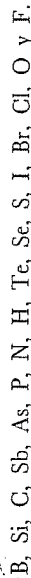
Ocasionalmente se utiliza un método diferente para nombrar los compuestos que contienen metales que pueden presentarse por lo menos en dos estados de oxidación diferentes. Este método usa la raíz del nombre del metal con la terminación -oso para el estado de oxidación inferior y la terminación -ico para el estado de oxidación superior. Por ejemplo, los nombres del FeCl_2 y el FeCl_3 son cloruro ferroso y cloruro férrico, respectivamente. La raíz ferr- se deriva del nombre latino del hierro, ferrum. La Tabla 6-6 enumera algunos metales para los cuales puede usarse este método. Nótese que, en algunos casos, se usa la raíz latina y en otros se conserva la raíz normal. Este método no es recomendable, debido a que es necesario conocer los estados de oxidación de los metales involucrados y, algunas veces, los nombres latinos de los metales. Es decir, la raíz del nombre del metal con la terminación -oso o -ico no indica el estado de oxidación del metal, por lo que es necesario saber cuál es el estado de oxidación que corresponde a cada terminación. El método oso-ico debe evitarse, si es posible, pero, desafortunadamente, su uso está muy extendido y se encuentra en gran parte de la literatura antigua.

Tabla 6-6 Nombres oso-ico de algunos metales

Elemento	Símbolo	Número de oxidación	Nombre
Cromo	Cr	+2	crómico
		+3	crómico
Manganeso	Mn	+2	manganesoso
		+3	mangánico
Hierro	Fe	+2	ferroso
		+3	férrico
Cobalto	Co	+2	cobaltoso
		+3	cobáltico
Cobre	Cu	+1	cuproso
		+2	cúprico
Mercurio	Hg	+1	mercurioso
		+2	mercúrico

Ya que los no metales se presentan en varios estados de oxidación posibles, existen numerosos compuestos binarios formados por dos no metales diferentes en combinación. Algunas veces estos compuestos **no metal-no metal** se nombran siguiendo el método de nomenclatura de Stock.

(Por ejemplo, el NO_2 se nombra óxido de nitrógeno(IV). Sin embargo, comúnmente se nombran por otro método, el cual consiste en enunciar la raíz del nombre del segundo elemento con la terminación -uro (con la excepción del ion óxido) seguida del nombre del primer elemento. Cada parte del nombre va precedida por un prefijo griego o latino indicando el número de átomos combinados de ese elemento en los compuestos. Los prefijos usados son mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), nona (nueve) y deca (diez). A menudo se omite el prefijo mono. ¿Qué no metal se nombra en segundo término y a cuál se le da la terminación -uro? El orden preferido de los no metales para ser nombrados en segundo término en los compuestos no metal-no metal es



Nótese que, excepto por el hidrógeno y el oxígeno, este orden es de abajo hacia arriba en cada grupo y de izquierda a derecha en la tabla periódica. Nombrar los compuestos por este método proporciona una manera en la que la fórmula del compuesto está definida de modo determinado por el nombre. Por ejemplo, el compuesto BF_3 recibiría el nombre de trifluoruro de boro. Este nombre indica que la fórmula del compuesto contiene un boro en combinación con tres flúors.

Ejemplo 6-4 Nombrar los compuestos siguientes usando el método del prefijo.

- (a) N_2O óxido de dinitrógeno
 (b) N_2O_5 pentóxido de dinitrógeno (se omite la a de penta en beneficio de la pronunciación)
 (c) P_4O_{10} decaóxido de tetrafósforo
 (d) OF_2 difluoruro de oxígeno (normalmente se omite el prefijo mono)
 (e) P_4S_7 heptasulfuro de tetrafósforo

Las fórmulas de los compuestos nombrados por el método del prefijo pueden deducirse fácilmente a partir de los nombres. Los números de oxidación de los elementos incluidos en estos compuestos pueden deducirse a partir de las fórmulas si se supone que el elemento más electronegativo tiene el número de oxidación negativo más probable (número del grupo menos ocho). Si se conocen los números de oxidación de los elementos contenidos en un compuesto, puede deducirse la fórmula y el nombre del compuesto.

Ejemplo 6-5 Dar la fórmula y el nombre del compuesto binario que contiene azufre en el estado de oxidación +6 y oxígeno en el estado -2
 La fórmula sería SO_3 y el nombre, trióxido de azufre.

El método del prefijo se usa principalmente para nombrar los compuestos no metal-no metal pero, ocasionalmente, se utiliza para nombrar algunos compuestos metal-no metal. Por ejemplo, a veces al Pb_3O_4 se le da el nombre de tetróxido de triplomo.

Problema 6-5 Nombra los compuestos siguientes por el método del prefijo.

- P_4O_6
- SiO_2
- I_2O_9
- SO_2
- HCl
- CO (en este caso se usa el prefijo mono con el oxígeno)

6-3 Nomenclatura de compuestos complejos

Muchos metales forman compuestos en los que se combinan con iones poliatómicos. Ya que los iones poliatómicos tienen nombres específicos, estos compuestos se nombran por un método completamente análogo a los descritos anteriormente para los compuestos binarios que contienen metales. El método consiste en enunciar el nombre del ion poliatómico (omitendo la palabra ion) seguido por el nombre del metal. El sistema de Stock se utiliza para compuestos que contienen metales que toman más de un estado de oxidación. Con el fin de deducir las fórmulas a partir de los nombres en este método, es necesario conocer las fórmulas de los iones poliatómicos y las cargas de los iones. Tan pronto como se conoce el número de oxidación del metal y la naturaleza del ion poliatómico, se deduce la fórmula y el nombre de este tipo de compuesto, esencialmente de la misma manera aplicada a los compuestos binarios metal-no metal.

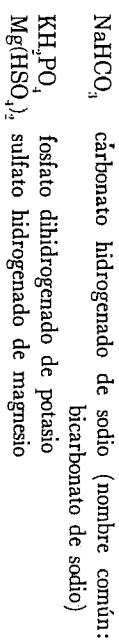
Ejemplo 6-6 Nombra o dar las fórmulas de los compuestos siguientes:

- NaCN cianuro de sodio
- K_2SO_4 sulfato de potasio
- $Fe(NO_3)_2$ nitrato de hierro(II) o nitrato ferroso
- $Ni(OH)_2$ hidróxido de níquel(II)
- $ZnCO_3$ carbonato de zinc
- dicromato de potasio $K_2Cr_2O_7$
- oxalato de sodio $Na_2C_2O_4$
- nitrato ferroso o nitrato de hierro(II) $Fe(NO_3)_2$
- sulfato de cobalto(II) $CoSO_4$

Problema 6-5 Nombra o dar las fórmulas de los compuestos siguientes:

- $Ca_3(PO_4)_2$
- $KMnO_4$
- Na_2CrO_4
- nitrato cúprico o nitrato de cobre(II)
- cianuro de cinc
- doroto de cromo(III)

Los compuestos que contienen metales y algunos iones poliatómicos que incluyen al hidrógeno se nombran agregando la palabra hidrogenado, precedida por un prefijo que indique el número de átomos combinados de hidrógeno asociados con el ion poliatómico. En seguida se dan algunos ejemplos.



6-4 Nomenclatura de los ácidos

Los compuestos binarios que incluyen hidrógeno y elementos VIA y VIIA se nombran de acuerdo con las reglas de nomenclatura de los no metal-no metal. Por ejemplo, CHI es cloruro de hidrógeno y H_2S es sulfuro de hidrógeno o sulfuro de dihidrógeno. Cuando los compuestos binarios con hidrógeno de estos grupos se disuelven en agua, las soluciones resultantes exhiben propiedades específicas conocidas como propiedades ácidas. (Ver la Sección 11-5.) Estas soluciones acuosas se llaman **ácidos** y se les dan nombres específicos. Esta es una situación un tanto confusa debido a que, normalmente, sólo se dan nombres a los compuestos puros. Sin embargo, ya que muchas de estas soluciones ácidas son muy importantes en la química, se les han asignado nombres especiales. Estos nombres se forman con la palabra ácido seguida de la raíz del nombre del elemento que no sea el hidrógeno a la que se le agrega la terminación —hídrico. La forma general para estos nombres es

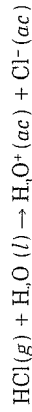
ácido (raíz)hídrico

A continuación se dan algunos ejemplos de este patrón general.

Fórmula del compuesto puro	Nombre del compuesto puro	Nombre de la solución en agua
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HI	yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H_2S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

Las soluciones acuosas de unos cuantos compuestos ternarios (tres elementos) que contienen hidrógeno se nombran también de esta manera. Por ejemplo, la solución acuosa del cianuro de hidrógeno, HCN, se llama ácido cianhídrico. Cuando los compuestos binarios de los elementos del Grupo VIA y VIIA e hidrógeno se disuelven en agua para producir ácidos, pueden reaccionar extensamente con el agua para formar especies nuevas, o bien, pueden reaccionar sólo débilmente con ella. En consecuencia, debemos tener mucho cuidado en estar seguros de no usar una fórmula incorrecta para representar un ácido. Es decir, no todos los

ácidos pueden representarse por la fórmula de las especies moleculares usada para obtener la solución acuosa. Por ejemplo, el ácido clorhídrico no debe representarse por la fórmula HCl, ya que el ácido clorhídrico (la solución del cloruro de hidrógeno en agua) no contiene HCl molecular alguno. Esto se debe a que el cloruro de hidrógeno reacciona extensamente con el agua según la reacción



Por lo tanto, el ácido clorhídrico consiste en realidad de $\text{H}_3\text{O}^+(ac)$ y $\text{Cl}^-(ac)$. Por otra parte, cuando se disuelve sulfuro de hidrógeno en agua, no reacciona significativamente con el agua, así que el ácido sulfhídrico puede representarse por la fórmula $\text{H}_2\text{S}(ac)$. Más adelante veremos como interactúan diversas sustancias con el agua cuando se disuelven en este solvente común. Hasta que averiguemos como representar los diferentes ácidos por las fórmulas apropiadas, nos referiremos a ellos sólo por el nombre. Por ejemplo, puede usarse el nombre ácido bromhídrico para referirse a la solución acuosa del bromuro de hidrógeno.

Muchos de los no metales forman compuestos ternarios que incluyen hidrógeno y oxígeno. La mayoría de estos compuestos y las soluciones acuosas correspondientes tienen propiedades ácidas. (Ver la Sección 11-5.) Estos compuestos se llaman **oxiácidos**. La nomenclatura de los oxiácidos es un tanto confusa porque, comúnmente, se utiliza el mismo nombre para referirse tanto al oxiácido puro como a las soluciones de éste en agua. Es más, algunos de los oxiácidos no existen en estado puro sino sólo en solución acuosa. En tales casos, el nombre sólo se refiere a la solución. Al igual que en el caso de los ácidos —hidricos, los oxiácidos pueden interactuar con el agua en la fase solución. Así, no siempre es posible usar la fórmula del oxiácido molecular para representar al oxiácido en solución. Más adelante se verá como interaccionan los oxiácidos con el agua en la fase acuosa. La nomenclatura y las fórmulas de los oxiácidos pueden ajustarse a un cierto patrón. Las fórmulas de los oxiácidos comunes de los halógenos (Grupo VIIA) y el nitrógeno se ajustan a la forma general



en donde X representa cualquiera de los halógenos (excepto al flúor que no forma oxiácidos) o el nitrógeno y el subíndice y es 4, 3, 2 ó 1 para los halógenos y 3 ó 2 para el nitrógeno. Las reglas de nomenclatura para estos oxiácidos pueden ilustrarse utilizando los oxiácidos del cloro. Los oxiácidos del cloro y los nombres correspondientes son como siguen.

Fórmula molecular	Nombre	Número de oxidación del cloro
HClO_4	ácido perclórico	+7
HClO_3	ácido clórico	+5
HClO_2	ácido cloroso	+3
HClO	ácido hipocloroso	+1

Cada nombre se forma con la palabra ácido seguida de la raíz del nombre del elemento con un prefijo y/o una terminación. El nombre de los oxiácidos relacionados con el estado de oxidación +7 llevan el prefijo per- y la terminación -ico. Los relacionados con el número de oxidación +5 se les agrega la terminación -ico. Los relacionados con el estado +3 tienen la terminación -oso. El nombre de los ácidos en los que el elemento está en el estado de oxidación +1 tiene el prefijo hipoy la terminación -oso.

Problema 6-7 El nitrógeno forma un oxiácido que contiene nitrógeno en el estado de oxidación +3 y otro que contiene el nitrógeno en el estado +5. Dar las fórmulas moleculares y los nombres de estos dos ácidos.

Las fórmulas de los oxiácidos comunes de los elementos del Grupo VIA se ajustan al patrón



donde E representa cualquiera de los elementos de este grupo, excepto el oxígeno, y el subíndice y puede ser 3 ó 4. Por ejemplo, el azufre forma los dos oxiácidos que se dan a continuación.

Fórmula molecular	Nombre	Número de oxidación del azufre
H_2SO_4	ácido sulfúrico	+6
H_2SO_3	ácido sulfuroso	+4

El nombre del oxiácido relacionado con el estado de oxidación +6 tiene la raíz latina del nombre del elemento (azufre - sulfur) con la terminación -ico y en el del relacionado con el estado de oxidación +4, la terminación es -oso. Los nombres per-ico e hipo-oso no son necesarios, ya que sólo existen dos estados de oxidación posibles.

Las fórmulas de los oxiácidos comunes del fósforo y el arsénico (Grupo VA) se ajustan al patrón general



en donde E representa el fósforo o el arsénico y y es 3 ó 4. Por ejemplo, el fósforo forma los oxiácidos comunes que siguen.

Fórmula molecular	Nombre	Número de oxidación del fósforo
H_3PO_4	ácido fosfórico	+5
H_3PO_3	ácido fosforoso	+3

Problema 6-8 Dar los nombres y las fórmulas moleculares para los oxiácidos del selenio (Grupo VIA) y el arsénico (Grupo VA).

6-5 Nomenclatura de los oxianiones

Los oxianiones estudiados en la Sección 5-8 se nombran en forma relacionada con los oxácidos. Las fórmulas de estos iones siguen el mismo patrón que las fórmulas de los oxácidos, excepto que el hidrógeno no está presente y los iones llevan carga que corresponde a la ausencia del hidrógeno (una carga menos por cada hidrógeno ausente). Pueden deducirse los nombres de los oxianiones cambiando la terminación del nombre del oxácido correspondiente y agregando al principio la palabra *ión*. La terminación *-ico* del nombre del ácido cambia a *-ato* y la terminación *-oso* a *-ito*. Por lo tanto, para nombrar un oxianión dado, simplemente se cambia la terminación del nombre del oxácido correspondiente. Por ejemplo:

HClO_4	ácido perclórico	ClO_4^-	ión perclorato
HClO_3	ácido clórico	ClO_3^-	ión clorato
HClO_2	ácido cloroso	ClO_2^-	ión clorito
HClO	ácido hipocloroso	ClO^-	ión hipoclorito

Problema 6-9 Escribir las fórmulas y dar los nombres de los oxianiones que predicaríamos son formados por los no metales (N, P, As, S, Se, Te, Cl, Br, I). Ver la Sección 5-8 respecto a la discusión de los oxianiones. (El ion fosfito, HPO_3^{2-} , es una excepción al patrón general seguido al nombrar los oxianiones comunes, de modo que pase por alto el ion PO_3^{3-} .)

La mayoría de los ácidos y oxácidos que contienen más de un hidrógeno pueden formar iones poliatómicos que resultan de la pérdida de uno o más hidrógenos (protones, H^+) por el ácido original. Las cargas de estos iones corresponden a la ausencia de los hidrógenos. Estos iones se nombran de la misma manera que los aniones del ácido, excepto que al nombre del anión se le agrega la palabra *hidrogenado* con un prefijo que indique el número de átomos de hidrógeno combinado que estén asociados con el ion. Por lo general, se omite el prefijo mono.

Ejemplo 6-7 Nombrar los iones siguientes:

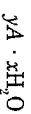
- (a) H_2PO_4^- ion fosfato dihidrogenado (H_2PO_4^- un H^+)
 (b) HSO_4^- ion sulfato hidrogenado (H_2SO_4 — un H^+)
 (c) HSe^- ion selenuro hidrogenado (H_2Se — un H^+)
 (d) HCO_3^- ion carbonato hidrogenado (nombre común: ion bicarbonato)

Problema 6-10 Nombrar los iones siguientes:

- (a) HPO_4^{2-}
 (b) HS^-
 (c) H_2AsO_4^-

6-6 Nomenclatura de los hidratos

Ciertas sustancias pueden entrar en combinación con el agua para formar compuestos nuevos llamados hidratos. Los hidratos pueden formarse por la inclusión de moléculas de agua en la estructura cristalina de un sólido. Estos compuestos contienen un número específico de moles de agua por mol del sólido original (compuesto principal). Debido a que tienen composiciones definidas, en realidad los hidratos son compuestos. Por ejemplo, cierto hidrato del cloruro de calcio contiene tres moles de agua por mol del compuesto principal. La fórmula de este hidrato es $\text{CaCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Normalmente, al escribir la fórmula de un hidrato, se pone primero la fórmula del compuesto principal precedida por un número que indica el número de moles de este compuesto asociadas con un mol del hidrato. A continuación, se escribe la fórmula del agua precedida por un número que indica el número de moles de agua asociadas con un mol del hidrato. La fórmula general de un hidrato sería



donde A es la fórmula del compuesto principal que, algunas veces, se nombra como *anhídrido* (o *sal anhidra*), y es un número que indica el número de moles de A por mol de hidrato y x es un número que indica la cantidad de moles de agua por mol de hidrato. Si no se escribe x o y , se sobrentiende un uno. Obsérvese el punto (·) entre la fórmula del anhídrido y la fórmula del agua. Los hidratos se nombran enunciando el nombre del anhídrido precedido por un número que corresponde a la y mencionada. A continuación, se da un número correspondiente a la x mencionada, el cual procede a la palabra *agua*. Alternativamente, se usa la palabra *hidrato* en lugar de la palabra *agua* y , a menudo, se utiliza un prefijo griego en lugar del número x .

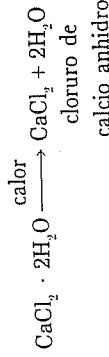
Ejemplo 6-8 Nombrar los hidratos siguientes. (Algunas sustancias pueden formar más de un hidrato.)

- (a) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ sulfato de cobre(II) 5-hidrato,
sulfato de cobre(II) pentahidrato, sulfato cúprico pentahidrato
 (b) $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ cloruro de calcio 6-hidrato, cloruro de calcio hexahidrato
 (c) $\text{CaCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ cloruro de calcio 3-agua, cloruro de calcio 3-hidrato, cloruro de calcio trihidrato
 (d) $2\text{CdCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 2-cloruro de cadmio 5-agua, 2-cloruro de cadmio 5-hidrato

Problema 6-11 Dar los nombres o las fórmulas para los hidratos siguientes: (Dar más de un nombre para cada uno.)

- (a) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (nombre común: sal de Epsom)
 (b) $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (nombre común: yeso de París)
 (c) sulfato de calcio 2-agua (nombre común: yeso)
 (d) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (nombre común: malteniente)
 (e) bromato de cobalto(II) 6-hidrato

El agua que contienen los hidratos se llama agua de hidratación. Como el agua de hidratación se encuentra en los hidratos como moléculas discretas de agua, a menudo se puede separar (deshidratar) por calentamiento. El calentamiento de un hidrato produce agua y el compuesto sólido anhidro (sin agua):



A menudo puede determinarse el porcentaje de agua en masa en un hidrato, deshidratando una cantidad conocida del hidrato y, después, determinando la masa del sólido anhidro resultante. La masa del agua se encuentra restando la masa del sólido anhidro de la masa de la muestra original del hidrato:

$$\text{masa H}_2\text{O} = \text{masa del hidrato} - \text{masa de la forma anhidra}$$

Entonces puede hallarse el porcentaje de agua, dividiendo la masa del agua entre la masa de la muestra original del hidrato y multiplicando por 100:

$$\% \text{H}_2\text{O} = \left(\frac{\text{masa H}_2\text{O}}{\text{masa del hidrato}} \right) 100$$

Algunos sólidos anhídros y otras sustancias pueden combinarse con el agua de la atmósfera. Cuando estas sustancias se exponen a la atmósfera, absorben agua. Una sustancia que exhibe esta propiedad se dice que es **higroscópica**. Algunas sustancias son tan higroscópicas que absorben suficiente agua de la atmósfera como para formar una solución. Tales sustancias se dice que son **delicuescentes**. Por ejemplo, cuando se expone al aire un gránulo de hidróxido de sodio sólido, pronto absorberá suficiente agua como para formar una solución. Esos compuestos delicuescentes no deben exponerse, sin necesidad, a la atmósfera. Algunas sustancias higroscópicas, como el cloruro de calcio y el gel de sílice se utilizan como agentes secadores para absorber la humedad en un área encerrada. Tales sustancias se llaman **deseccantes**. Por ejemplo, el cloruro de calcio anhidro puede usarse como deseccante en un recipiente llamado **deseccador** que sirve para conservar otras sustancias químicas en una atmósfera seca. Unos cuantos hidratos pierden espontáneamente el agua de hidratación cuando se exponen a la atmósfera. Este proceso se conoce como **eflorescencia**. Por ejemplo, una muestra de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ expuesta a la atmósfera pronto perderá el agua de hidratación.

Resumen de la nomenclatura química

Los compuestos binarios (compuestos de dos elementos) que contienen un metal con un sólo número de oxidación probable y un no metal se nombran de acuerdo con el patrón

"raíz del nombre del no metal con la terminación -uro"
(el óxido es una excepción) "nombre del metal"

Ejemplos BaF_2 fluoruro de bario
 Na_2O óxido de sodio

En tales compuestos, los no metales toman el número de oxidación negativo más probable (# del Grupo - 8).

Los compuestos binarios que contienen un metal con más de un número de oxidación probable y un no metal se nombran de acuerdo con el método de nomenclatura de Stock.

"raíz del nombre del no metal con la terminación -uro"
(número de oxidación del metal en numeral romano)
(con la excepción del óxido) "nombre del metal"

Ejemplos FeBr_2 bromuro de hierro(II)
 FeBr_3 bromuro de hierro(III)
 Cu_2O óxido de cobre(I)

Algunos de estos compuestos pueden nombrarse usando el método oso-ico.
Por ejemplo:

FeBr_2 bromuro ferroso
 FeBr_3 bromuro férrico
 Cu_2O óxido cuproso

En este método, deben conocerse los estados de oxidación del metal correspondientes a las terminaciones -oso e -ico.

Los compuestos binarios que contienen dos no metales se nombran usando el método del prefijo (mono(1), di(2), tri(3), tetra(4), penta(5), hexa(6), hepta(7), octa(8), nona(9), deca(10)). "prefijo": "raíz del nombre del segundo no metal con la terminación -uro (con excepción del óxido)" "prefijo": "nombre del primer no metal"

Ejemplos SeO_2 dióxido de selenio (a menudo se omite el prefijo mono)
 Cl_2O_8 octaóxido de dicloro

Los iones positivos monoatómicos se nombran como ion "nombre del metal" y los iones monoatómicos negativos se nombran como "ion", "raíz del nombre del no metal con la terminación -uro (con la excepción del óxido)"

Ejemplos	Na ⁺	ion sodio
	Ba ²⁺	ion bario
	N ³⁻	ion nitruro
	S ²⁻	ion sulfuro
	Cl ⁻	ion cloruro

Los iones poliatómicos tienen nombres únicos, algunos de los cuales se ajustan a un patrón (ver las Secciones 5-8 y 6-5).

Ejemplos	NO ₃ ⁻	ion nitrato	NO ₂ ⁻	ion nitrito
	SO ₄ ²⁻	ion sulfato	SO ₃ ²⁻	ion sulfito
	ClO ₄ ⁻	ion perclorato	ClO ₃ ⁻	ion clorato
	ClO ₂ ⁻	ion clorito	ClO ⁻	ion hipoclorito

Los compuestos que contienen metales e iones poliatómicos se nombran de acuerdo con el patrón

"nombre del metal" "nombre del ion poliatómico sin la palabra ion"

Si el metal tiene más de un número de oxidación probable, puede usarse el método de Stock o el método oso-ico.

Ejemplos	NaClO ₄	perclorato de sodio
	K ₃ PO ₄	fosfato de potasio
	CoSO ₄	sulfato de cobalto(II) o sulfato cobaltoso
	Co(NO ₂) ₂	nitrito de cobalto(II) o nitrito cobáltico

Problemas

1. Nombrar cada uno de los compuestos siguientes por medio del método de nomenclatura apropiado: dar el número de oxidación de cada elemento en cada compuesto, e indicar el tipo del compuesto (metal-no metal, no metal-no metal, metal de transición-no metal, metal-ion poliatómico o ácido). Por ejemplo:

CO ₂	dióxido de carbono	C	O	no metal-no metal
(a) CO	(i) SO ₃	(+4)	(-2)	(v) H ₂ SO ₄
(b) Cl ₂ O	(j) CCl ₄	(q) H ₃ PO ₄		(z) Ca ₃ P ₂
(c) ClO ₂	(k) PCl ₃	(r) CrF ₂		(aa) K ₃ As
(d) NO ₂	(l) PCl ₅	(s) Fe(MnO ₄) ₂		(bb) HF
(e) N ₂ O	(m) ZnS	(t) SnBr ₄		(cc) Hg(NO ₃) ₂
(f) Sb ₂ O ₅	(n) CuI	(u) Al ₂ S ₃		(dd) I ₂ O ₇
(g) SO ₂	(o) Ba ₃ N ₂	(v) HI		(ee) Bi ₂ O ₅
(h) Na ₂ O	(p) HgSO ₄	(w) ICl		(ff) H ₂ SO ₃
		(x) SF ₆		

2. Dar las fórmulas para los compuestos siguientes:

(a) acetato de amonio	(m) dicromato de sodio
(b) clorato de sodio	(n) pentasulfuro de diselenico
(c) cloruro de plata	(o) nitrato de níquel(II)
(d) fosfato de hierro(III)	(p) fosfato de calcio
(e) sulfito de potasio	(q) nitruro de estroncio
(f) fosfato de cinc	(r) sulfuro de sodio
(g) sulfato de arsénico(III)	(s) nitrato de hierro(III)
(h) hipoyodito de bario	(t) ácido sulfuroso
(i) arsenuro de litio	(u) ácido clórico
(j) óxido de magnesio	(v) sulfato de bario
(k) sulfuro de potasio	(w) cromato de zinc
(l) fluoruro de cromo(III)	(x) bromuro de mercurio(I)

3. Dar los nombres de los compuestos siguientes:

(a) Al(C ₂ H ₃ O ₂) ₃	(i) SF ₆	(q) H ₃ PO ₄ (nombrar como ácido)
(b) (NH ₄) ₂ CO ₃	(j) Al ₂ O ₃	(r) HNO ₂ (nombrar como ácido)
(c) FeCl ₃	(k) N ₂ O ₄	(s) H ₂ S
(d) Pb(OH) ₂	(l) Ni(NO ₂) ₂	(t) H ₂ O
(e) KMnO ₄	(m) CuSO ₄	(u) K ₂ Ca(SO ₄) ₂
(f) N ₂ O ₅	(n) BaCO ₃	(v) KHCO ₃
(g) MnO ₂	(o) Fe(OH) ₃	(w) K ₂ HPO ₄
(h) Cu(C ₂ H ₃ O ₂) ₂	(p) FeSO ₄	(x) CaHASO ₄

4. Indicar el tipo del compuesto (metal-no metal, no metal-no metal, metal de transición-no metal, metal-ion poliatómico o ácido) para cada compuesto en el (a) Problema 2 y (b) Problema 3.

5. Dar el número de oxidación del primer elemento en la fórmula para cada compuesto de la Pregunta 3.

6. Nombrar o dar la fórmula para cada uno de los hidratos siguientes:

(a) Al ₂ O ₃ · 3H ₂ O	(i) sulfito de sodio 7-agua
(b) Ca(NO ₃) ₂ · 3H ₂ O	(j) yoduro de sodio dihidrato
(c) Ba(ClO ₂) ₂ · 2H ₂ O	(k) fluoruro de potasio 2-agua
(d) CdSO ₄ · 7H ₂ O	(l) sulfato de uranio(IV) 9-agua
(e) Sn(NO ₃) ₂ · 20H ₂ O	(m) sulfato de cinc heptahidrato
(f) Na ₂ C ₂ H ₃ O ₂ · 3H ₂ O	(n) fosfato de hierro(II) 8-agua
(g) CuSO ₄ · 5H ₂ O	(o) perclorato de cobalto(II)
(h) Ga(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₂ · 12H ₂ O	(p) sulfato de potasio y níquel(II) 6-agua

7. Dar los nombres de los iones siguientes:

(a) Al ³⁺	(d) Cl ⁻	(g) Cr ₂ O ₇ ²⁻	(j) OH ⁻	(m) Ni ²⁺	(p) Ag ⁺
(b) Br ⁻	(e) CrO ₄ ²⁻	(h) Fe ²⁺	(k) Mg ²⁺	(n) NO ₂ ⁻	(q) S ²⁻
(c) CO ₃ ²⁻	(f) Cu ⁺	(i) HSO ₄ ⁻	(l) Hg ²⁺	(o) PO ₄ ³⁻	(r) Zn ²⁺

8. Dar los números de oxidación de los elementos en todos los iones del Problema 7.

9. Dar las fórmulas de los iones siguientes:

- (a) ion acetato
 (b) ion bario
 (c) ion calcio
 (d) ion clorito
 (e) ion clorato
 (f) ion cobre(II)
 (g) ion cianuro
 (h) ion férrico
 (i) ion carbonato hidrogenado
 (j) ion hidronio
 (k) ion plomo(II)
 (l) ion magnesio(II)

10. Dar las fórmulas y los nombres para los compuestos posibles en la tabla siguiente:

	Cl ⁻	CO ₃ ²⁻	OH ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	S ²⁻	PO ₄ ³⁻
Na ⁺	NaCl						
cloruro de sodio							
Al ³⁺							
Ba ²⁺							
Cu ²⁺							
Fe ³⁺							
Fe ²⁺							
K ⁺							

11. Se calienta una muestra de 2.82 g de un hidrato para eliminar el agua. Si la masa después del calentamiento es de 2.13 g, ¿cuál es el porcentaje en masa de agua en el hidrato?

12. Se calienta una muestra de 24.65 g de un hidrato de sulfato de magnesio, MgSO₄, para eliminar el agua. Si la masa del MgSO₄ que queda después del calentamiento es de 12.04 g, determinar la fórmula del hidrato. (Sugerencia: Determinar la razón del número de moles de agua al número de moles de MgSO₄).

Objetivos

Al terminar de estudiar el capítulo, el estudiante debe ser capaz de:

- Indicar los factores usados para describir un gas.
- Describir un gas usando la teoría cinética molecular o enunciar los postulados de la teoría.
- Describir como ejerce una presión un gas.
- Enunciar la ley de los gases perfectos en forma algebraica y definir los términos usados en el enunciado.
- Describir un barómetro e indicar cómo se usa.
- Dar una definición de torr y de atmósfera.
- Dar un valor de R (la constante de los gases) con las unidades correspondientes.
- Usar la ley de los gases perfectos para determinar el número de moles en una muestra de gas de temperatura, presión y volumen conocidos.
- Definir las condiciones estándar.
- Definir el volumen molar.
- Enunciar en palabras las leyes básicas de los gases (de Boyle, de Charles).
- Usar las leyes básicas de los gases para deducir la nueva condición de un gas correspondiente a un cambio dado en las condiciones.
- Usar las leyes combinadas de los gases para deducir el nuevo volumen de una muestra de un gas cuando se cambian tanto la presión como la temperatura.
- Enunciar la ley de Dalton de las presiones parciales y usarla para determinar la presión parcial de un componente de una mezcla gaseosa.
- Calcular el volumen de un gas recogido por desplazamiento de agua bajo condiciones especificadas.
- Calcular la densidad de un gas ideal a condiciones específicas.
- Calcular el número de gramos por mol de una sustancia a partir de la densidad del vapor determinada a condiciones específicas.

Es decir, una muestra de un gas tendrá un volumen y una temperatura que se pueden medir. Es más, se dice que la muestra ejerce una presión específica sobre el recipiente que la contiene. Cuando se coloca un instrumento para medir la presión en el recipiente, éste registrará una presión específica. Pronto averiguaremos por qué ejercen presiones los gases, pero consideremos primero qué es la presión. La presión que ejerce un gas sobre un objeto es la fuerza ejercida sobre una unidad de área del objeto. Es decir, **presión es fuerza por unidad de área,**

$$\text{presión} = \text{fuerza/área}$$

Como veremos esta fuerza resulta del "empuje" de los gases sobre los objetos con los que están en contacto. Si alguien pudiera al lector una descripción de una muestra de gas; ¿cómo la haría? Podría mencionar el volumen que ocupa la muestra (volumen del recipiente). También, podría medir la presión y la temperatura del gas y usarlas en la descripción. Finalmente, si pudiera determinar el número de moles del gas en la muestra, ésto sería otro factor descriptivo. El hecho es que se puede describir completamente una muestra de un gas, dando el volumen V , la temperatura, T , la presión, P , de la muestra y el número de moles, n , de la sustancia que constituye la muestra. Como veremos, estos factores, P , V , T y n son interdependientes y pueden usarse para describir el comportamiento dinámico de los gases.

7-2 Teoría cinética molecular de los gases

Para explicar por qué los gases (1) ocupan cualquier volumen en el que se coloquen, (2) pueden comprimirse fácilmente, (3) ejercen presiones y (4) tienen temperaturas que se pueden medir, es necesario establecer una teoría general sobre el comportamiento de los gases. Esta teoría comprende un modelo del estado gaseoso que nos permitirá explicar el comportamiento observado de los gases. El modelo que se usa para explicar el comportamiento dinámico de los gases se llama **teoría cinética molecular (TCM)**. Esta teoría se basa en la idea de que los gases están compuestos por partículas (átomos o moléculas) que están en movimiento continuo. La teoría cinética molecular puede expresarse en términos de los siguientes postulados básicos los cuales se ilustran en la Figura 7-1.

1. Los gases consisten de partículas (moléculas o átomos) tan pequeñas y la distancia media entre ellas es tan grande, que el volumen real ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío que hay entre ellas.
2. No existen fuerzas de atracción entre las partículas que constituyen un gas y puede considerarse que se comportan como masas muy pequeñas.
3. Las partículas están en movimiento rápido, aleatorio y rectilíneo y constantemente chocan entre sí y contra cualquier objeto a su alrededor, tales como las paredes del recipiente. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética, EC ($EC = 1/2 mv^2$, donde m es la masa de una partícula y v es la velocidad).

Gases

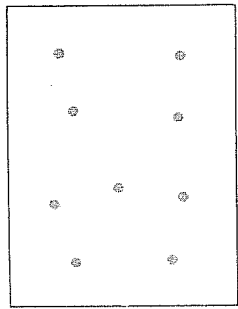
7-1 El estado gaseoso

El estado gaseoso es un estado muy común de la materia. Estamos bastante familiarizados con los gases, especialmente con la mezcla de gases conocida como aire. Las sustancias en el estado gaseoso son difusas y comprensibles. Como ya se mencionó, un gas ocupará cualquier volumen en el que se coloque. Por tanto, es necesario almacenar las muestras de gases en recipientes cerrados. Considérese el comportamiento de una muestra gaseosa en un balón. El balón sirve como recipiente para el gas. Si se libera el gas, rápidamente se difunde y disipa en el aire que lo rodea. Si existe un hoyo pequeño en el balón, el gas se escapará lentamente. Se puede introducir más gas al balón con una bomba de aire, un compresor o simplemente soplando con la boca. Gases diferentes pueden mezclarse entre sí, en cualquier proporción, para formar mezclas gaseosas. Al introducir más gas al balón aumentará su volumen hasta que se revienta cuando se intenta llenar con demasiado gas. Si sujetamos la abertura del globo para cerrarla, tendremos una muestra de gas con un volumen determinado. Si se calienta el balón, aumenta su volumen y si se enfría, disminuye el volumen. Si comprimimos el globo (aumento de la presión) disminuye el volumen; el gas se comprime. Al dejar de apretarlo (disminución de la presión) aumenta el volumen. Muchos elementos y compuestos importantes existen en el estado gaseoso, bajo condiciones normales. Es más, muchas sustancias pueden llevarse al estado gaseoso simplemente por calentamiento. En este capítulo se consideran el comportamiento y las propiedades de los gases.

¿Cómo se describe una muestra de gas? Podemos caracterizarla dando su color y densidad bajo condiciones específicas. Podemos dar el número de moles del gas en una muestra dada o el número de gramos del gas. Por supuesto, el número de moles está relacionado con el número de gramos, por medio del factor que incluye el número de gramos por mol de la sustancia. También podemos describir una muestra de un gas, enunciando las condiciones a las cuales se mantiene la muestra.

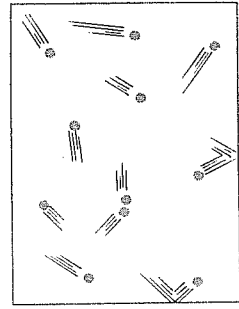
4. Las colisiones no conducen a una pérdida neta en la energía cinética total de las partículas y se dice que son perfectamente elásticas.

Estos postulados proporcionan un buen modelo de un gas. Ahora po-

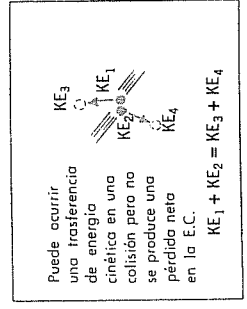


Los gases consisten de moléculas (o átomos) que son tan pequeños y se encuentran tan separados, que el volumen ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío entre ellas.

No existen fuerzas de atracción apreciables entre las partículas y se comportan como masas diminutas.



Las partículas se encuentran en movimiento rápido, aleatorio y rectilíneo y constantemente chocan entre sí y con las paredes del recipiente. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética ($EC = 1/2mv^2$, donde m es la masa y v es la velocidad.)



Puede ocurrir una transferencia de energía cinética en una colisión pero no se produce una pérdida neta en la E.C.
 $KE_1 + KE_2 = KE_3 + KE_4$

Las colisiones no conducen a una pérdida neta en la energía cinética de las partículas.

Figura 7-1 Postulados de la teoría cinética molecular.

demostramos imaginar un gas como una colección difusa de átomos o moléculas que se mueven rápidamente en todas direcciones, chocan constantemente entre sí y con cualquier objeto en la vecindad de las partículas. Los gases inertes consisten de átomos; mientras que otros gases son moleculares (por ejemplo, el nitrógeno, N_2 , el oxígeno, O_2 , el dióxido de carbono, CO_2 , y el metano, CH_4). Un gas es bastante dinámico y esto impondrá el comportamiento de los gases. Un gas ocupará cualquier volumen en el cual se coloque debido a que las partículas están en movimiento rápido y viajarán a todas partes de un recipiente aunque estén presentes otras partículas. Una muestra de un gas puede comprimirse fácilmente porque consiste, principalmente, de espacio vacío. La presión de un gas se debe a la colisión de las partículas gaseosas con los objetos con los cuales está en contacto. Las colisiones constantes de las partículas de una muestra gaseosa con las paredes del recipiente producirán una

cierta fuerza por unidad de área, que se ejerce sobre la superficie del recipiente. Esta fuerza por unidad de área, o presión, esencialmente es constante, ya que las partículas se encuentran en movimiento muy rápido y aleatorio. La presión estará relacionada directamente con la rapidez a la que ocurren estas colisiones sobre una unidad de área de la superficie del recipiente. Ver Figura 7-2.

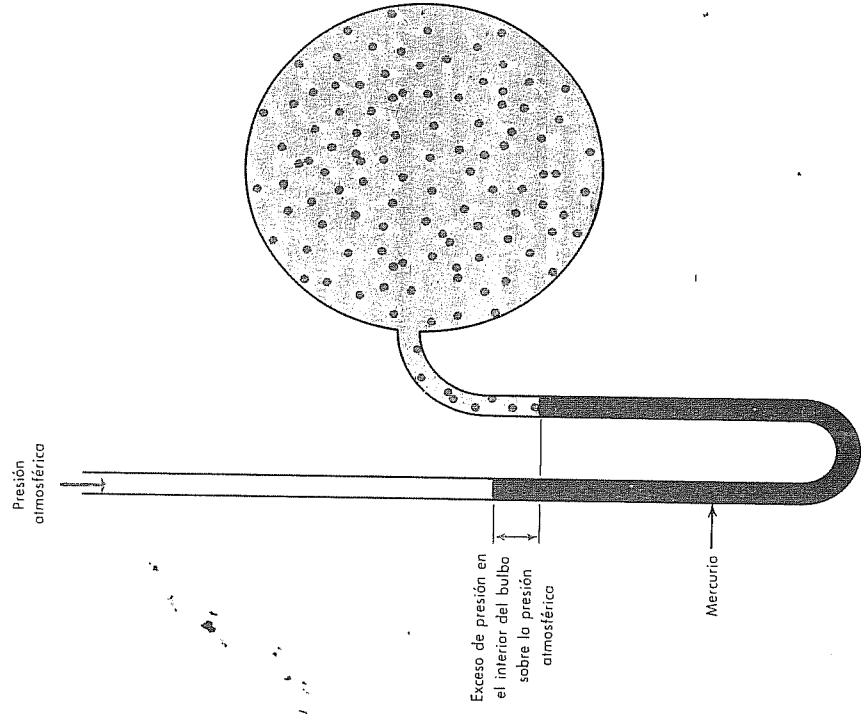


Figura 7-2 Un gas ejercerá una presión sobre el recipiente debido a que las partículas bombardean constantemente las paredes. En la figura, el gas mostrado tiene una presión ligeramente mayor que la presión atmosférica, ya que soporta una pequeña columna de mercurio contra la presión atmosférica.

Otra propiedad interesante es que cuando se coloca un termómetro en una muestra de un gas, las partículas gaseosas intercambian energía cinética con el termómetro, provocando que registre una temperatura específica. Si se calienta la muestra gaseosa, aumenta la energía cinética media de las partículas, aumenta la temperatura. Si se enfría la muestra, disminuye la energía cinética media de las partículas, baja la temperatura. En otras palabras, la temperatura medible de un gas es un resultado

directo de la energía cinética de las partículas. De hecho, la energía cinética media de las partículas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin ($EC \propto T^{\circ}K$)*.

7-3 Ley de los gases perfectos

Los postulados de la TCM describen un gas ideal, al cual se le conoce como gas perfecto. Puede considerarse que muchos de los gases reales se comportan como gases perfectos bajo ciertas condiciones. Para nosotros propósitos podemos suponer que los gases reales pueden describirse por los postulados de la TCM. Las propiedades de presión, temperatura y volumen y número de moles de una muestra de un gas están relacionadas con la naturaleza dinámica del gas. En realidad, estas propiedades no son independientes entre sí y pueden relacionarse. Podemos aplicar la TCM para desarrollar la relación que existe entre la presión, P , el volumen, V , la temperatura, T , y el número de moles, n , asociados con una muestra de un gas. Las energías cinéticas de las partículas de un gas son proporcionales a la temperatura Kelvin ($EC \propto T^{\circ}K$). Ahora bien, si una muestra de un gas consiste de un número definido de moles, n , de gas, ya que cada partícula posee energía, se puede decir que la energía de la muestra es proporcional al producto del número de moles por la temperatura Kelvin.

$$\text{Energía} \propto nT$$

Si podemos determinar la forma en la que la presión y el volumen de la muestra están relacionados con la energía, podemos ver la manera en que la presión y el volumen están relacionados con el producto nT . La manera más sencilla de encontrar esta relación es considerar las dimensiones de la presión y el volumen. Presión es fuerza por área y el área tiene dimensiones de longitud al cuadrado (cm^2 , m^2). Por tanto, las dimensiones pueden expresarse como

$$P = \frac{\text{fuerza}}{\text{longitud}^2}$$

El volumen tiene dimensiones de longitud al cubo (cm^3 , m^3). Esto puede expresarse como

$$V = \text{longitud}^3$$

Los físicos dicen que la energía (trabajo) tiene las dimensiones de fuerza multiplicada por longitud. De donde, el producto de la presión y el volumen tendrá las dimensiones de energía:

$$PV = \left(\frac{\text{fuerza}}{\text{longitud}^2} \right) (\text{longitud}^3) = (\text{fuerza}) (\text{longitud})$$

* El símbolo α es una abreviatura para proporcional a. Dos variables pueden ser directamente proporcionales ($y \propto x$), lo cual significa que cuando una aumenta la otra también aumenta. Dos variables pueden ser inversamente proporcionales ($y \propto \frac{1}{x}$), lo cual significa que cuando una aumenta la otra disminuye. Las proporcionalidades pueden expresarse como igualdades algebraicas (por ejemplo, $y = kx$, $y = k/x$) que contienen constantes de proporcionalidad (por ejemplo, la k en $y = kx$ es una constante de proporcionalidad).

Consecuentemente, el producto PV de una muestra dada de un gas está relacionada con la energía de esa muestra. De donde, se puede afirmar que el producto PV es proporcional al producto nT , dado que ambos productos son proporcionales a la energía

$$PV \propto nT$$

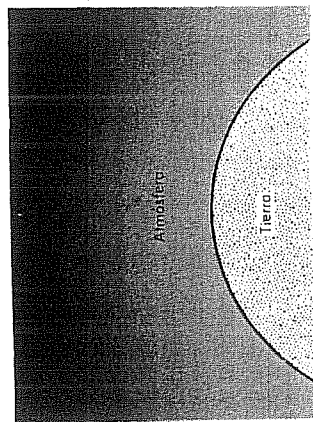
Para dar una relación algebraica entre los dos productos, todo lo que tenemos que hacer es determinar el factor de proporcionalidad. Este factor se ha determinado experimentalmente y se llama **constante universal de los gases**; se le ha dado el símbolo R . Por consiguiente, la proporcionalidad anterior puede expresarse como

$$PV = nRT$$

Esta relación indica que el producto de la presión y el volumen de un gas es igual al producto de la temperatura y el número de moles del gas multiplicado por la constante de proporcionalidad R . Esta relación algebraica es muy importante y se conoce como **ley de los gases perfectos o ley de los gases ideales**. Algunas veces también se le llama ecuación de estado de un gas perfecto o ideal. La expresión es de suma utilidad porque indica la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles asociados con una muestra de gas. De hecho, ya que R es una constante conocida, si se conocen tres cualesquiera de las propiedades asociadas con una muestra gaseosa, la cuarta puede determinarse fácilmente a partir de la ecuación de los gases ideales. El valor y las unidades de la constante R de los gases dependen de las unidades que se utilicen para medir la presión y el volumen. La temperatura siempre se expresará en grados Kelvin. El volumen de una muestra de un gas generalmente se expresa en litros o, algunas veces, en mililitros. Su presión se da comúnmente en unidades que están relacionadas con la forma en la que se miden las presiones de los gases.

La Tierra está rodeada por una capa de aire que es una mezcla de gases. Esta capa se llama **atmósfera** y se mantiene unida a la Tierra por las fuerzas gravitacionales. Esta capa de aire es más densa en las cercanías de las superficies más bajas de la Tierra y se vuelve más difusa al aumentar la distancia a la superficie terrestre, como se ilustra en la Figura 7-3. Las moléculas y los átomos presentes en la atmósfera ejercen presiones sobre todos los objetos expuestos a ella. Esta presión se denomina presión del aire o **presión atmosférica** y surge por el bombardeo continuó de los objetos por las moléculas y átomos que hay en el aire. La presión atmosférica se mide generalmente con un instrumento conocido como **barómetro**, el cual fue inventado por E. Torricelli en el siglo XVII. Puede construirse un barómetro llenando un tubo de vidrio, con uno de sus extremos cerrado, con mercurio líquido. A continuación se invierte este tubo y se sostiene en un recipiente de mercurio abierto a la atmósfera. Ver Figura 7-4. La presión ejercida por la atmósfera sobre la superficie del mercurio en el recipiente sostendrá una columna de mercurio en el tubo. La altura de la columna de mercurio es directamente proporcional a la presión atmosférica. De hecho, como la presión

atmosférica varía con los cambios en la temperatura y el tiempo, la altura en la columna fluctuará de acuerdo con estos cambios. La altura



La copa de aire, llamada atmósfera, que rodea la Tierra es más densa cerca de la superficie y se hace más difusa conforme se aleja de ella. La atmósfera consiste aproximadamente de 80% en volumen de nitrógeno, 20% en volumen de oxígeno y pequeños cantidades de otros gases.

Figura 7-3 La atmósfera.

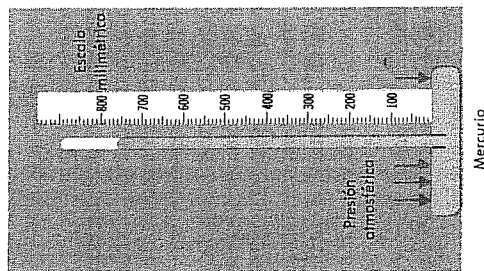


Figura 7-4 Barómetro de mercurio

de la columna de mercurio sostenida por cualquier gas es proporcional a la presión del gas. En consecuencia, las presiones gaseosas con frecuencia se expresan en términos del número de milímetros de mercurio que el gas soportará (mm de Hg). Una unidad especial usada para expresar presiones es el torr. Un torr (nombre dado en honor de Torricelli) se define como

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mm Hg}$$

La presión de un gas puede expresarse en milímetros de mercurio o número de torrs.

Las observaciones que se han llevado a cabo demuestran que la presión atmosférica media a nivel del mar es de 760 torr. Como resultado

de esto, se ha establecido otra unidad de presión llamada atmósfera. Una atmósfera que se denota por atm, se define como

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

A veces se expresan las presiones gaseosas en atmósferas. La relación entre una atmósfera y los torrs puede expresarse en forma de factor como

$$\left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}}\right) \quad \text{o} \quad \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}\right)$$

Pueden usarse estos factores para convertir una presión expresada en torr a atmósferas o viceversa.

Ejemplo 7-1 ¿Cuál es la presión en atmósferas de una muestra de gas si la presión es de 780 torr?

Puede usarse el factor

$$\left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}\right)$$

para convertir una presión dada en torrs a atmósferas:

$$780 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}\right) = 1.026 \text{ atm}$$

Problema 7-1 ¿Cuál es la presión de un gas en torrs si tiene una presión de 0.896 atm?

Las unidades de la constante de los gases, R , dependen de las unidades que se utilicen para expresar los otros factores que se incluyen en la ecuación de los gases ideales.

Ejemplo 7-2 ¿Cuáles son las unidades de R cuando la presión se mide en atmósferas, el volumen en litros y, por supuesto, la temperatura en $^{\circ}\text{K}$? La n siempre se expresa en moles.

Resolviendo la ley de los gases ideales, $PV = nRT$, para R da

$$R = \left(\frac{VP}{nT}\right)$$

Sustituyendo en las unidades de V, P, T y n , las unidades de R resultan

$$\text{unidades de } R = \left(\frac{1 \text{ atm}}{^{\circ}\text{K mol}}\right) \text{ (litro atmósferas por grado Kelvin mol)}$$

Problema 7-2 ¿Cuáles son las unidades de la constante R de los gases si la presión se mide en torrs, el volumen en litros y la temperatura en $^{\circ}\text{K}$?

Puede calcularse el valor real de R a partir de las mediciones de la presión, volumen y temperatura de un número conocido de moles de un gas.

Ejemplo 7-3 Se encuentra que una muestra de un gas que consiste de 1.523 moles de gas tiene una presión de 1.500 atm, un volumen de 25.0 l y una temperatura de 300 °K. Usando estos datos, calcular el valor de R en (l atm)/(°K mol).

$$R = \frac{VP}{Tn} = \frac{(25.0 \text{ l})(1.500 \text{ atm})}{(300 \text{ °K})(1.523 \text{ moles})} = \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{\text{°K mol}} \right)$$

Problema 7-3 Se encuentra que una muestra de un gas de 0.603 mol tiene una presión de 740 torr, un volumen de 15.00 l y una temperatura de 295 °K. Calcular el valor de R en (l torr)/(°K mol).

En la Tabla 7-1 se dan los valores de R expresados en diferentes unidades.

Diversos valores de la constante de los gases R	
Valor	Unidades
$\left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{\text{°K mol}} \right)$	litro atmósferas por grado Kelvin mol
$\left(\frac{82.1 \text{ ml atm}}{\text{°K mol}} \right)$	mililitro atmósferas por grado Kelvin mol
$\left(\frac{62.4 \text{ l torr}}{\text{°K mol}} \right)$	litro torrs por grado Kelvin mol
$\left(\frac{6.24 \times 10^4 \text{ ml torr}}{\text{°K mol}} \right)$	mililitro torrs por grado Kelvin mol
$\left(\frac{1.987 \text{ cal}}{\text{°K mol}} \right)$	calorías por grado Kelvin mol

Ejemplo 7-4 ¿Cuántas moles de un gas están contenidas en una muestra de .500 l del gas que tiene una presión de 1.237 atm y una temperatura de 27.0 °C?

Dado que la ley de los gases ideales es $PV = nRT$, cuando se resuelve para n en términos de los otros factores, se obtiene

$$n = \left(\frac{PV}{RT} \right)$$

Puede hallarse el número de moles a partir de esta ecuación, sustituyendo los valores de P , V , T y R . Sin embargo, primero debe expresarse la temperatura en °K (27 °C corresponde a 300 °K, 273 + 27). Usando una P de 1.237 atm, un V de 0.500 l, una T de 300 °K y una R de 0.0821 l atm/°K mol.

La solución es

$$n = \left(.500 \text{ l} \right) \left(\frac{1.237 \text{ atm}}{300 \text{ °K}} \right) \left(\frac{1}{0.0821 \text{ l atm/°K mol}} \right)$$

$$n = \left(.500 \text{ l} \right) \left(\frac{1.237 \text{ atm}}{300 \text{ °K}} \right) \left(\frac{\text{°K mol}}{0.0821 \text{ l atm}} \right) = 0.0251 \text{ mol}$$

El número de dígitos significativos es el resultado de un cálculo que comprende multiplicación y división y, generalmente, no es mayor que el número de dí-

gitos en el factor menos exacto. En el cálculo anterior, tres de los factores tienen tres dígitos, de modo que la respuesta debe tener tres dígitos. La posición del punto decimal en un resultado calculado puede deducirse redondeando cada número a un dígito y encontrando una aproximación de la respuesta como se muestra en seguida.

$$5 \times 10^{-1} \left(\frac{1}{3 \times 10^2} \right) \left(\frac{1}{8 \times 10^{-2}} \right) \text{ mol} = \left(\frac{5}{3 \times 8} \right) \left(\frac{10^{-1}}{10^2 \times 10^{-2}} \right) \text{ mol} = \frac{5}{24} \times 10^{-1} \text{ mol} =$$

$$2 \times 10^{-1} \text{ mol} = 2 \times 10^{-1} \times 10^{-1} \text{ mol} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Problema 7-4 Calcular el volumen ocupado por una muestra de un gas que consiste de 0.893 mol del gas, si la temperatura de la muestra es de 298 °K y la presión de 0.873 atm.

Se **han** establecido una presión y una temperatura específicas como condiciones estándar de referencia para los gases. Estas condiciones estándar son:

0 °C	0	273 °K
760 torr	0	1.000 atm

Estos valores se eligen arbitrariamente como condiciones típicas convenientes de los gases. Tales condiciones se llaman **presión y temperatura estándar** y se denotan por **PTE**. ¿Qué volumen ocupa un gas a PTE? En realidad, esta pregunta no tiene significado porque, de acuerdo con la ley de los gases ideales, no puede calcularse el volumen de una muestra de un gas a una temperatura y presión dadas, a menos que se conozca el número de moles del gas. Una pregunta más completa es: ¿Qué volumen ocupa un mol de un gas a PTE? Esto puede calcularse fácilmente, sustituyendo una P de 1.000 atm, una T de 273 °K y una de 1.000 mol y R en la relación $V = nRT/P$. Esto da

$$\left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{\text{°K mol}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ atm}} \right) (273 \text{ °K}) = 22.4 \text{ l}$$

Así, 1 mol de un gas ideal ocupará un volumen de 22.4 l a PTE. Este hecho puede expresarse en términos del factor

$$\left(\frac{22.4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} \right)_{\text{PTE}}$$

El subíndice denota las condiciones a las cuales es útil esta relación. Este factor se llama **volumen molar** de un gas y es válido a PTE. El valor 22.4 se aplica sólo a los gases y no a los líquidos o a los sólidos. Puede usarse el volumen molar como un factor para convertir el número de moles de un gas a volumen a PTE o viceversa.

Ejemplo 7-5 ¿Cuál es el volumen de 2.37 moles de gas a TPE? Multiplicando el número de moles por el factor de volumen molar da

$$2.37 \text{ moles} \left(\frac{22.4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} \right)_{\text{PTE}} = 53.1 \text{ l}$$

7-4 Leyes de los gases

Muchos años antes de que se desarrollara la teoría cinética molecular, los hombres de ciencia investigaron los gases bajo varias condiciones. Estas observaciones pueden enunciarse en términos de varias leyes de gases que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Históricamente, se nombraron estas leyes en honor de los hombres de ciencia que las establecieron inicialmente. La mejor manera de comprender estas leyes es considerar como están relacionadas con la ley de los gases ideales. Una forma conveniente de estudiar el comportamiento de los gases es fijar dos de los cuatro factores variables asociados con un gas y observar como cambian entre sí los otros dos factores. Robert Boyle en 1662 observó la relación entre la presión y el volumen de una cantidad fija de gas que se mantiene a temperatura constante. Ver la Figura 7-5. Con base en sus estudios concluyó que el volumen de una cantidad fija de gas a temperatura constante crece conforme decrece la presión y que el volumen decrece conforme la presión aumenta. Podemos determinar una expresión para este comportamiento a partir de la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Si se fija la cantidad de gas, n es una constante; si se fija la temperatura, T es una constante. Como R es una constante, el producto de todos los términos constantes abarcan una constante, k , así que:

$$PV = k$$

Resolviendo esta relación para V , se obtiene

$$V = \frac{k}{P}$$

Esta expresión se conoce como ley de Boyle e indica que, para una muestra de gas a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión. Esto significa que cuando la presión de esa muestra varía de alguna manera, el volumen variará de manera opuesta. Si la presión aumenta, el volumen disminuye; y si la presión disminuye, el volumen aumenta. La mejor forma de recordar esta relación es referirla a la ley de los gases ideales. Es más, téngase presente que conforme aumenta la presión de una muestra de un gas a temperatura constante, el volumen debe decrecer de modo correspondiente; y, conforme decrece la presión, el volumen se hace mayor.

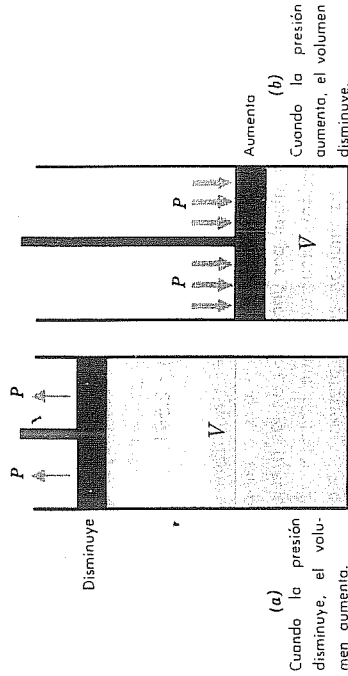
Podemos usar la ley de Boyle para determinar cómo es afectado el volumen de una muestra de gas, por un cambio de presión si la temperatura es constante. Dado que el producto de P y V es constante a una temperatura fija, entonces, si cambiamos la presión y , por tanto, el volumen del gas, el producto de la nueva presión y el nuevo volumen (P' , V') será igual a la misma constante

$$PV = k$$

$$P'V' = k$$

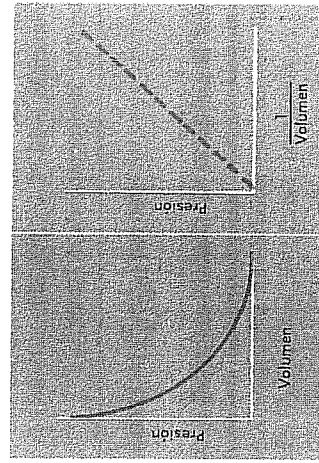
Por lo tanto,

$$PV = P'V'$$



(a) Cuando la presión disminuye, el volumen aumenta.

(b) Aumenta Cuando la presión aumenta, el volumen disminuye.



Una gráfica de la presión, P , y el volumen correspondiente, V , de una muestra de un gas ideal.

$$P = \frac{k}{V} \left(\frac{1}{V} \right) \text{ Presión}$$

depende de la masa y la temperatura del gas. con su gráfico construido contra el recíproco del volumen.

Figura 7-5 Ley de Boyle.

Resolviendo para el nuevo volumen da

$$V' = V \left(\frac{P}{P'} \right)$$

Para obtener el nuevo volumen, podemos multiplicar el volumen original por un factor que contenga las dos presiones. Si se aumenta la presión del gas, el volumen original decrecerá. Por lo tanto, el nuevo volumen se encuentra multiplicando el volumen original por una razón de las presiones, la cual es menor que uno. Por otra parte, si se disminuye la presión del gas, el volumen original crecerá. En este caso, multiplicamos el volumen original por una razón de las presiones que sea mayor que uno.

Ejemplo 7-6 ¿Qué nuevo volumen es ocupado por 2.50 l de una muestra de un gas que se encuentra a 26 °C y 780 torr, si la presión disminuye hasta 760 torr?

Ya que la presión decrece (780 torr \rightarrow 760 torr), el nuevo volumen será mayor que 2.50 l. Este nuevo volumen puede obtenerse, multiplicando el volumen inicial por un factor que comprenda una razón de las presiones (o el cual sea mayor que uno, para dar un nuevo volumen que sea mayor que el volumen original):

$$2.50 \text{ l} \left(\frac{780 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) = 2.56 \text{ l}$$

Siempre puede obtenerse el nuevo volumen que corresponde a un cambio de presión asociado con una cantidad fija de gas a temperatura constante, multiplicando el volumen inicial por una razón de las presiones (usando las mismas unidades para la presión). Recuérdese que la razón debe ser mayor que uno cuando se tiene una disminución en la presión, y menor que uno cuando la presión aumenta.

Ejemplo 7-8 ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 380 ml de un gas mantenido a 20 °C y 0.832 atm, si la presión cambia a 760 torr?

Ya que 760 torr corresponde a 1 atm,

$$760 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1.000 \text{ atm}$$

entonces la presión de la muestra crece (0.832 atm \rightarrow 1.000 atm) y, por tanto, el volumen debe decrecer (380 ml \rightarrow menor). De donde el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las presiones que sea menor que uno:

$$380 \text{ ml} \left(\frac{0.832 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) = 316 \text{ ml}$$

Problema 7-5 ¿Qué volumen ocupará una muestra de 500 ml de un gas mantenido a 30 °C y 752 torr, cuando la presión cambia a 742 torr?

En 1787, Jacques Charles fue el primero en estudiar la relación entre el volumen y la temperatura de una cantidad fija de gas que se mantiene a presión constante. Observó que, bajo estas condiciones fijas, el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin. Ver la figura 7-6. Es decir, si aumenta la temperatura de una cantidad fija de un gas que se mantiene a presión constante, el volumen del gas crece; si la temperatura disminuye, el volumen decrece. Esta relación puede deducirse a partir de la ley de los gases ideales si se rearrregla en la forma

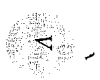
$$V = \left(\frac{nRT}{P} \right)$$

Si la cantidad de gas es fija, n es constante; si la presión es fija, P es constante. Como consecuencia, el producto nR dividido entre P es una constante, k , de donde

$$V = kT$$

Esta relación se llama **ley de Charles** y puede interpretarse como indicando que para una muestra de un gas a presión fija, el volumen es

Cuando se enfría una muestra de un gas a presión constante, el volumen decrece.



(a) Enfriamiento



(b) Calentamiento

Cuando se calienta una muestra de un gas a presión constante, el volumen crece.

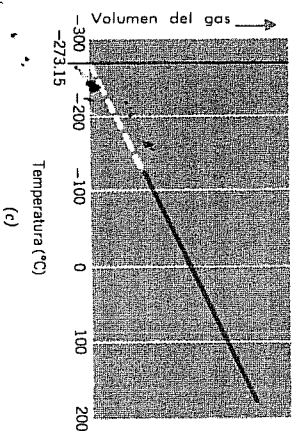


Figura 7-6 Ley de Charles.

directamente proporcional a la temperatura Kelvin. Una buena forma de recordar esta relación es tener presente que si se calienta una muestra gaseosa a presión fija, se dilatará; y si se enfría, se contraerá.

Puede usarse la ley de Charles para determinar la manera en que es afectado el volumen de una muestra de gas por un cambio de temperatura si se mantiene constante la presión. Esta ley afirma que la razón del volumen y la temperatura de un gas es constante para un gas a presión fija ($V/T = k$). Cuando se cambia la temperatura, el volumen cambia y la razón del nuevo volumen y la nueva temperatura (V'/T') será igual a la misma constante:

$$V/T = k$$

$$V'/T' = k$$

Por lo tanto,

$$V/T = V'/T'$$

Resolviendo para el nuevo volumen da

$$V' = V \left(\frac{T'}{T} \right)$$

Para obtener el nuevo volumen, se multiplica el volumen original por una razón de las temperaturas. Ya que el volumen es directamente proporcional a la temperatura, esta razón será mayor que uno para un aumento en la temperatura y menor que uno para una disminución.

Ejemplo 7-9 ¿Qué nuevo volumen es ocupado por una muestra de 500 ml de un gas mantenido a 780 torr de presión, si se calienta de modo que la temperatura cambia de 25 °C a 30 °C?

Deben usarse las temperaturas Kelvin con la ley de Charles. Por lo tanto,

primero deben convertirse las temperaturas Celsius a la escala Kelvin; 25 °C es 298 °K (25 + 273) y 30 °C es 303 °K. (30 + 273). La temperatura de la muestra aumenta (298 °K → 303 °K), de donde el nuevo volumen será mayor que 500 ml. Puede hallarse este nuevo volumen multiplicando el volumen inicial por una razón de las temperaturas que sea mayor que uno:

$$500 \text{ ml} \left(\frac{303 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 508 \text{ ml}$$

Ejemplo 7-10 ¿Qué volumen nuevo es ocupado por una muestra de 2.50 l de un gas que se mantiene a presión constante, si se cambia la temperatura de 500 °K a 250 °K?

Dado que la temperatura disminuye (500 °K → 250 °K), el volumen inicial debe multiplicarse por una razón de las temperaturas que sea menor que uno:

$$2.50 \text{ l} \left(\frac{250 \text{ }^\circ\text{K}}{500 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 1.250 \text{ l}$$

Problema 7-6 ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 500 ml de un gas a 1.000 atm de presión si se cambia la temperatura de 50 °C a 273 °K?

Ejemplo 7-11 Aplicando la ley de los gases ideales, deducir la relación entre la presión y el número de moles de un gas que se mantiene a volumen y temperaturas constantes. Enunciar la relación algebraicamente y en palabras. La ley de los gases ideales es

$$PV = nRT$$

Resolviendo para P da

$$P = \left(\frac{nRT}{V} \right)$$

Como R es una constante y V y T van a permanecer constantes, el producto nR dividido entre V será una constante, k , de modo que

$$P = kn$$

Esta es la relación algebraica entre la presión y el número de moles de un gas a volumen y temperaturas constantes. Esta relación enunciada en palabras es que la presión de un gas mantenido a volumen y temperatura fijos es directamente proporcional al número de moles del gas. Esto indica que si se incrementa el número de moles de un gas contenido en un volumen fijo y conservado a temperatura constante, la presión del gas aumentará.

Problema 7-7 Aplicando la ley de los gases ideales, deducir la relación entre la presión y la temperatura de un número fijo de moles de un gas mantenido a volumen constante. Expresar esta relación algebraicamente y en palabras. (Esta relación se conoce como ley de Gay-Lussac.)

7-5 Leyes combinadas de los gases

¿Cómo cambia el volumen de una muestra de un gas cuando cambian tanto la temperatura como la presión de la muestra? El comportamiento de un gas correspondiente a tales cambios en las condiciones puede ilustrarse mediante un ejemplo. Supóngase que se tiene una muestra de 1.000 l de un gas a 1.000 atm de presión y 273 °K (a PTE). ¿Qué volumen ocuparía la muestra si se cambia la temperatura a 546 °K? Dado que un incremento en la temperatura aumentará el volumen, el nuevo volumen es

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{546 \text{ }^\circ\text{K}}{273 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 2.00 \text{ l}$$

¿Qué sucederá al volumen si la presión de esta muestra de 2.00 l cambia a 0.250 atm? Ya que la presión disminuye, el volumen aumentará, el nuevo volumen queda

$$2.00 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Partamos de la muestra original y cambiemos primero la presión y, a continuación, la temperatura. El nuevo volumen ocupado por la muestra de 1.000 l a PTE cuando la presión cambia a 0.250 atm es

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 4.00 \text{ l}$$

El nuevo volumen ocupado por esta muestra de 4.00 l cuando se cambia la temperatura a 546 °K es

$$4.00 \text{ l} \left(\frac{546 \text{ }^\circ\text{K}}{273 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Para conveniencia en el cálculo, podemos tratar los cambios separadamente en cualquier orden que se desee. Es decir, las experiencias con los gases han demostrado que cuando se cambian tanto la temperatura como la presión de una muestra gaseosa, puede calcularse el volumen final, calculando primero el cambio en volumen debido al cambio en la presión y, a continuación, convertir el volumen resultante al volumen que corresponde al cambio de temperatura, o viceversa. Este volumen final será el nuevo volumen que resulta tanto del cambio en presión como del cambio en temperatura. Consideremos el ejemplo anterior, en el que una muestra de 1.000 l de un gas a PTE sufre un cambio de presión hacia 0.250 atm y un cambio de temperatura hacia 546 °K. Puede hallarse el nuevo volumen multiplicando el volumen inicial por la razón apropiada que contenga las presiones; en seguida, puede multiplicarse este producto por la razón apropiada que se relacione con las temperaturas:

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) \left(\frac{546 \text{ }^\circ\text{K}}{273 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Por supuesto, podría usarse el factor de temperatura antes del factor de presión y se obtendría el mismo resultado. Es permisible incluir tanto el cambio de presión como el cambio en temperatura en un cálculo así. El hecho de que pueda hallarse el nuevo volumen de una muestra de un gas para la cual se haya cambiado la temperatura y la presión, multiplicando el volumen original por un factor de temperatura y un factor de presión se llama **ley combinada de los gases**. Las razones de presión y temperatura usadas siguen el mismo patrón de razonamiento que el usado para las leyes de Boyle y de Charles. Mientras se use el mismo razonamiento, puede deducirse correctamente la determinación de un cambio de volumen que corresponda a un cambio de temperatura y de presión.

Ejemplo 7-12 ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 250 ml de un gas mantenido a 25 °C y 750 torr de presión, si se cambian la temperatura a 20 °C y la presión a 760 torr?

Un aumento en la presión (750 torr → 760 torr) da un volumen menor, por tanto el factor de (298°K → 293°K) presión debe ser menor que uno. Una disminución en la temperatura da un volumen menor, de donde el factor de temperatura debe ser menor que uno:

$$250 \text{ ml} \left(\frac{750 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{293 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 243 \text{ ml}$$

Problema 7-8 ¿Qué nuevo volumen ocupará una muestra de 25.0 l de un gas mantenido a 0 °C y 1.500 atm de presión si se cambian la temperatura a 100 °C y la presión a 1.000 atm?

7-6 Ley de Dalton de las presiones parciales

Hasta aquí hemos estado tratando con muestras de gases sin tomar en cuenta la composición de la muestra. Sólo nos interesamos en el hecho de que el número de moles (o partículas) de gas fuera constante. Consideremos ahora la relación que existe entre los componentes de una muestra gaseosa que consista de una mezcla de gases. Si, por ejemplo, se colocara una mezcla de tres gases en un recipiente de volumen fijo, V , podría considerarse que cada uno de los gases ocupa el volumen completo. Por supuesto, esto es consistente con los postulados de la teoría cinética molecular. Es decir, si se coloca un gas en un recipiente, puede considerarse que las moléculas del gas, debido a su rápido movimiento aleatorio y su pequeño tamaño, lo ocupan completamente. De donde, cada uno de los tres gases que componen la mezcla tendrían el volumen V . Ahora bien, si se mantuviera la temperatura del recipiente a un valor constante T , cada uno de los gases en la mezcla tendría esta temperatura. ¿Qué presión tendría cada uno de los componentes? La presión de un componente dado estaría directamente relacionada con el número de moles de ese componente y con la rapidez a la cual chocan las partículas con las paredes del recipiente. Supuesto que cada uno de los compo-

nentes tiene el mismo volumen y la misma temperatura, las diferencias en las presiones ejercidas por el componente estarían relacionadas con las diferencias en el número de moles. Esto se ilustra en la Figura 7-7. La presión que se ejercería por un componente dado de una mezcla de gases si ocupara solo el recipiente se llama **presión parcial** de ese compo-

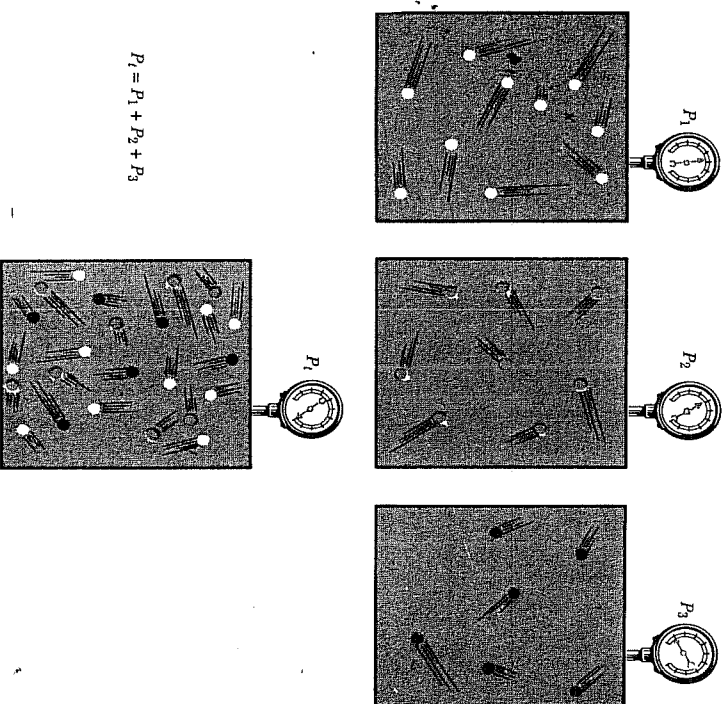


Figura 7-7 Ley de Dalton de las presiones parciales. Cada gas en un recipiente separado ejerce una presión que depende de la cantidad de gas presente. Cuando todos los gases se colocan en el mismo recipiente, cada uno contribuye a la presión total.

nente. Las presiones parciales pueden calcularse aplicando la ley de los gases ideales a cada componente. Por tanto, la presión parcial, P_r , para un componente que consiste de n_r moles está dada por la expresión

$$P_r = \left(\frac{n_r RT}{V} \right)$$

Tan pronto como se conoce el número de moles de cada componente de una mezcla de gases contenida en un volumen dado a una temperatura dada, puede calcularse la presión parcial de cada componente. Dado que las partículas de cada componente se comportarán esencialmente de manera independiente, la presión total ejercida por la mezcla será un resultado de todas las partículas que se encuentran en ella. Como conse-

cuencia, la presión total de la mezcla, P_t , será simplemente la suma de las presiones parciales de sus componentes. Expresado algebraica-

$$P_t = P_a + P_b + P_c + \dots$$

mente, la presión total es donde P_a, P_b, P_c , etc., se refieren a las presiones parciales de los componentes de una mezcla. Esta relación se conoce como ley de Dalton de las presiones parciales e indica que la presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes. (Ver la Figura 7-7.) Por supuesto, se supone que los componentes no reaccionan químicamente entre sí, ya que esto alteraría el número de moles que están presentes. La ley de Dalton es bastante conveniente cuando deseamos relacionar las presiones parciales de los componentes de una mezcla con la presión total.

Ejemplo 7-13 ¿Cuál es la presión del oxígeno en una mezcla que consiste de nitrógeno y oxígeno gaseoso, si la mezcla contiene 0.1400 mol de nitrógeno, ocupa un volumen de 8.21 l, tiene una temperatura de 27 °C y una presión total de 1.000 atm?

De acuerdo con la ley de Dalton

$$P_t = P_{N_2} + P_{O_2}$$

Resolviendo para P_{O_2} da

$$P_{O_2} = P_t - P_{N_2}$$

Aplicando la ley de los gases ideales al nitrógeno da

$$P_{O_2} = P_t - \left(\frac{nRT}{V} \right)$$

Ya que la presión total es de 1.000 atm, el volumen es 8.21 l, la temperatura es 300 °K y el número de moles de nitrógeno es 0.1400, la presión parcial del oxígeno es

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.1400 \text{ mol } N_2 \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{\text{°K mol } N_2} \right) \left(\frac{300 \text{ °K}}{8.21 \text{ l}} \right)$$

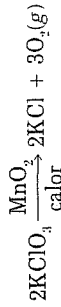
$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.420 \text{ atm} = 0.580 \text{ atm}$$

Problema 7-9 ¿Cuál es la presión total de una mezcla que consiste de 0.532 mol de nitrógeno y 0.068 mol de oxígeno, si la mezcla ocupa un volumen de 11.20 l a 273 °K?

7-7 Preparación de gases en el laboratorio

Muchos gases pueden producirse en el laboratorio llevando a cabo una reacción química que lo dé como producto. Por ejemplo, en el laboratorio puede producirse gas oxígeno calentando clorato de potasio en

presencia de dióxido de manganeso como catalizador. Esta reacción se realiza de acuerdo con la ecuación



(Esta reacción es muy peligrosa y debe efectuarse sólo bajo condiciones controladas.) En la Tabla 7-2 se resumen algunas reacciones típicas usadas en el laboratorio para producir muestras de gases comunes. Cuando se produce un gas mediante una reacción química, normalmente es emitido de la mezcla de reacción. Con el fin de recoger una muestra de gas producida de esta manera, es necesario atrapar el gas en un recipiente apropiado. Si el gas no es apreciablemente soluble en agua, una muestra de él puede recogerse por desplazamiento de agua. El gas producido por una reacción química se pasa hacia un recipiente lleno con agua y se deja que el gas reemplace el agua. En la Figura 7-8 se muestra

Tabla 7-2 Reacción para la preparación en el laboratorio de algunos gases comunes

Gas	Reacción de preparación
Oxígeno (O ₂)	$2KClO_3 \xrightarrow[\text{calor}]{MnO_2} 2KCl + 3O_2(g)$ (Peligro: Esta reacción es potencialmente explosiva.)
Hidrógeno (H ₂)	$Zn(s) + 2H_2O(ac) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2H_2O + H_2(g)$ (Peligro: El hidrógeno mezclado con el aire puede explotar.)
Dióxido de carbono (CO ₂)	$CaCO_3(\text{mármol}) + 2H_3O^+(ac) \rightarrow Ca^{2+}(ac) + 3H_2O + CO_2(g)$
Acetileno (C ₂ H ₂)	$CaC_2(s) + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$ (Peligro: El acetileno mezclado con el aire puede explotar.)
Amoníaco (NH ₃)	$NH_3(ac) \xrightarrow[\text{calor}]{} NH_3(g)$ (Esta reacción comprende el calentamiento del amoníaco en solución.)

un aparato típico usado para realizar la captación de una muestra gaseosa por desplazamiento de agua. Una de las dificultades asociadas con este método es que se obtiene una mezcla del gas y vapor de agua. Esto sucede porque parte del agua líquida que entra en contacto con el gas se convierte a vapor de agua. De hecho, todos los líquidos contenidos se evaporan un tanto a condiciones normales y, por lo tanto, tienen un vapor asociado con la fase líquida. Ver la Figura 7-9. Esta fase vapor constituye un gas que ejerce una presión sobre el recipiente. La presión ejercida por el vapor asociado con un líquido a una temperatura dada se llama presión de vapor del líquido. A una temperatura específica, un líquido tendrá una presión de vapor definida, la cual depende de la naturaleza del líquido y la temperatura. Conforme aumenta la temperatura, se evapora más líquido y aumenta la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido a una temperatura dada puede determinarse experimentalmente y comúnmente se expresa en torr. En la Tabla 7-3 se da la presión de vapor del agua a varias temperaturas. Como una presión es una

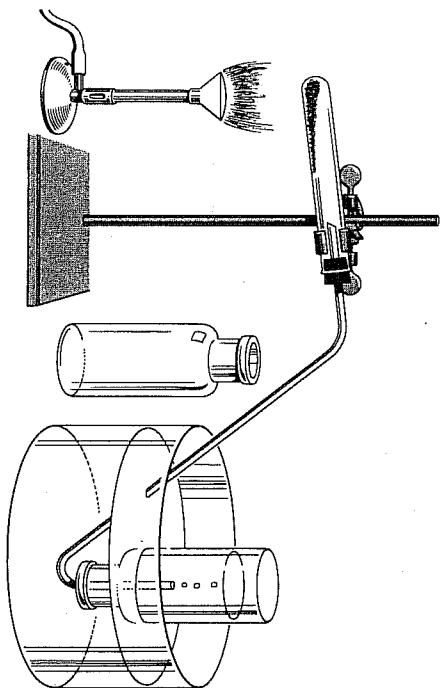


Figura 7-8 Los gases preparados en el laboratorio pueden recogerse por desplazamiento de agua. Tomado de Elements of General and Biological Chemistry por John Holm, John Wiley and Sons, Inc., 1968.

Figura 7-9 Representación ideal del vapor de agua en la muestra gaseosa recogida por desplazamiento. Cuando se recoge una muestra gaseosa por desplazamiento de agua, la muestra quedará saturada con el vapor de agua.

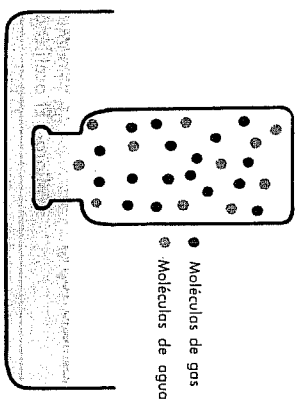
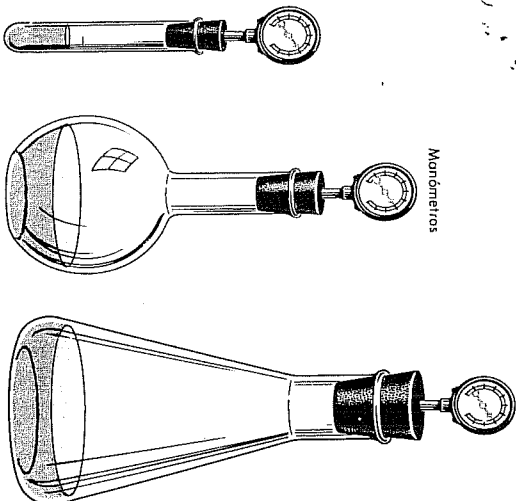


Tabla 7-3 Presiones de vapor del agua

Temperatura °C	Presión Torr	Temperatura °C	Presión Torr
0	4.58	35	42.2
5	6.54	40	55.3
10	9.21	45	71.9
15	12.79	50	92.5
20	17.54	55	118.0
21	18.65	60	149.4
22	19.83	65	187.5
23	21.1	70	234.
24	22.4	75	289.
25	23.8	80	355.
26	25.2	85	434.
27	26.7	90	526.
28	28.3	95	634.
29	30.0	100	760.
30	31.8		

fuerza por unidad de área, la presión de vapor del agua es independiente de la cantidad de agua que se tenga. Es decir, un recipiente cerrado con 500 ml de agua tendrá la misma presión de vapor que un recipiente cerrado con 5.00 l de agua, siempre que las temperaturas de las muestras sean las mismas. Esto se ilustra en la Figura 7-10.

Como resultado de la presión de vapor del agua, una muestra recogida por desplazamiento de agua, contendrá algo de vapor de agua. La muestra es una mezcla y su presión total será, de acuerdo con la ley de Dalton, la suma de las presiones parciales de los componentes. En ocasiones, una muestra de un gas que está saturada con vapor de agua recibe el nombre de gas "húmedo". Por supuesto, dado que los gases ocupan cualquier volumen en el que estén colocados, la presencia del vapor de agua no afecta el volumen que el otro gas ocupa. Sin embargo, la presión de este gas no está dada por la presión total de la muestra, pero puede calcularse restando la presión de vapor del agua, correspondiente a la temperatura de la muestra, a la presión total de ésta:



Agua en equilibrio con el vapor de agua

Figura 7-10 La presión de vapor del agua en un recipiente cerrado es la misma sin importar el tamaño del recipiente que se tenga.

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{muestra}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Es muy importante tener presente que si se desea aplicar cualquiera de las leyes de los gases a un gas puro, es necesario usar la presión real del gas y no la presión de una mezcla del gas y el vapor de agua. No se use nunca la presión total de un gas "húmedo" como la presión del gas puro.

Ejemplo 7-14 Se recoge una muestra de 300 ml de oxígeno gaseoso por desplazamiento de agua. La muestra resultante se mantiene a una presión de

760 torr y una temperatura de 25 °C. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno puro a PTE? Puede hallarse la presión real del oxígeno, restando la presión de vapor del agua a 25 °C de la presión total de la muestra. Ver la Tabla 7-3 respecto a la presión de vapor del agua.

$$P_{O_2} = P_{\text{muestra}} - P_{H_2O}$$

$$P_{O_2} = 760 \text{ torr} - 23.8 \text{ torr} = 736 \text{ torr}$$

Como se conoce el volumen, la temperatura y la presión ($P_{\text{muestra}} - P_{H_2O}$) iniciales del oxígeno puro, puede convertirse el volumen a PTE, aplicando el procedimiento de la ley combinada de los gases.

La presión aumenta (736 torr → 760 torr), de manera que el volumen disminuye y la razón de presión debe ser menor que uno: la temperatura disminuye (298 °K → 273 °K), por tanto el volumen decrece y la razón de temperatura debe ser menor que uno:

$$300 \text{ ml} \left(\frac{736 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 266 \text{ ml}$$

Problema 7-10 Se recoge una muestra de 500 ml de gas nitrógeno por desplazamiento de agua. La muestra se recoge a 20 °C y 780 torr de presión. ¿Qué volumen ocuparía el nitrógeno "seco" a 780 torr de presión y 25 °C?

7-8 Número de gramos por mol a partir de las densidades de los gases

Las densidades de los gases comúnmente se expresan en gramos por litro. Las densidades siempre comprenden la división de la masa entre el volumen. Los volúmenes de las muestras de sólidos y líquidos sólo cambian ligeramente cuando se cambian la temperatura y la presión de la muestra. Por tanto, las densidades de los sólidos y los líquidos sólo dependen ligeramente de las condiciones a las cuales se mantiene la muestra. Como sabemos, los volúmenes de las muestras de gases, varían mucho cuando se cambian las condiciones a las que se encuentran. Consecuentemente, las densidades de los gases dependen mucho de las condiciones de la muestra. En cuanto se sabe como es afectado el volumen de una muestra gaseosa por los cambios en la presión y la temperatura, se puede deducir como cambia la densidad de un gas cuando se cambian las condiciones. Cuando se calienta una muestra de un gas, aumenta el volumen y, como la densidad contiene al volumen en el denominador, la densidad de un gas disminuye cuando aumenta la temperatura. Esto se ilustra en la Figura 7-11. Se dice que la densidad de un gas es inversamente proporcional a la temperatura. Cuando se incrementa la presión de una muestra de un gas, disminuye el volumen; de modo que aumentará la densidad como resultado del incremento en la presión. Se dice que la densidad de un gas es directamente proporcional a la presión. Ver la Figura 7-12. Dada la densidad de un gas a condiciones específicas, podemos deducir la densidad a condiciones nuevas, multiplicando la densidad inicial por una razón de las temperaturas Kelvin y las presiones que

ajustará la densidad a las nuevas condiciones. Téngase presente que la densidad está inversamente relacionada con el cambio de temperatura y directamente relacionada con el cambio de presión.

Ejemplo 7-15 La densidad de un gas es de 1.293 g/l a 25 °C y 740 torr de presión. ¿Cuál es la densidad del gas a PTE?

La presión aumenta (740 torr → 760 torr), por tanto, la densidad aumenta y la razón de presión debe ser mayor que uno. La temperatura decrece (298 °K → 273 °K), de donde la densidad aumenta y la razón de temperatura debe ser mayor que uno:

$$\left(\frac{1.293 \text{ g}}{1 \text{ l}} \right) \left(\frac{760 \text{ torr}}{740 \text{ torr}} \right) \left(\frac{298 \text{ }^\circ\text{K}}{273 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = \left(\frac{1.450 \text{ g}}{1 \text{ l}} \right)$$

Problema 7-14 Un gas tiene una densidad de 1.762 g/l a PTE. ¿Cuál es la densidad de este gas a 400 °C y 1.200 atm de presión?

En cuanto se supone que los gases son ideales, fácilmente se puede calcular la densidad de cualquier gas a PTE. Sabemos que el volumen

$$D = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \right) \quad \text{Temperatura menor } D = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{volumen}} \right) \quad \text{Temperatura mayor } D = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \right) \quad (a)$$

Cuando la temperatura de una muestra de un gas decrece, el volumen decrece. Dado que la masa de la muestra es constante, dividiendo entre un volumen menor da una densidad mayor.

Cuando la temperatura de una muestra de un gas crece, el volumen crece. Dado que la masa de la muestra es constante, dividiendo entre un volumen mayor da una densidad menor.

Figura 7-11 La densidad de un gas es inversamente proporcional a la temperatura.

$$D = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \right) \quad \text{Presión menor } D = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \right) \quad \text{Presión mayor } D = \left(\frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \right) \quad (b)$$

Cuando la presión de una muestra de un gas disminuye, el volumen crece. Dado que la masa de la muestra es constante, dividiendo entre un volumen mayor da una densidad menor.

Cuando la presión de una muestra de un gas aumenta, el volumen decrece. Dado que la masa de la muestra es constante, dividiendo entre un volumen menor da una densidad mayor.

Figura 7-12 La densidad de un gas es directamente proporcional a la presión.

ocupado por una mol de un gas ideal a PTE es 22.4 l. Además, si se conoce la fórmula del gas, se conocerá el número de gramos por mol

del gas. Usando el volumen molar y el número de gramos por mol, puede calcularse la densidad a PTE.

Ejemplo 7-15 ¿Cuál es la densidad del oxígeno gaseoso, O_2 , a PTE? El producto del número de gramos por mol de oxígeno y el volumen molar dará la densidad a PTE:

$$\left(\frac{32.0 \text{ g}}{\text{mol } O_2}\right)\left(\frac{22.4 \text{ l}}{\text{mol}}\right)_{\text{PTE}} = 1.429 \text{ g/l}$$

Una vez que se conoce la densidad de un gas a PTE, puede calcularse la densidad a nuevas condiciones.

Ejemplo 7-17 ¿Cuál es la densidad del gas metano, CH_4 , a 1,500 atm y 27 °C?

Primero encuentrarse la densidad a PTE y, a continuación, conviértase ésto a la densidad a las nuevas condiciones, multiplicando por las razones de presión y temperatura apropiadas. Una vez que se tiene la densidad a PTE, se necesitará incrementar la temperatura (273 °K → 300 °K), lo cual decrecerá la densidad, e incrementar la presión (1,000 atm → 1,500 atm) lo cual aumentará la densidad.

$$\left(\frac{16.03 \text{ g}}{\text{mol } CH_4}\right)\left(\frac{\text{mol } CH_4}{22.4 \text{ l}}\right)_{\text{PTE}} \left(\frac{273 \text{ °K}}{300 \text{ °K}}\right)\left(\frac{1,500 \text{ atm}}{1,000 \text{ atm}}\right) = 0.978 \text{ g/l}$$

Problema 7-12 Calcular la densidad del gas nitrógeno, N_2 , a PTE. Calcular la densidad del gas nitrógeno a — 190.0 °C y 758 torr de presión.

El hecho de que sea posible calcular la densidad de un gas a condiciones dadas, partiendo del número de gramos por mol del gas, sugiere que sería posible calcular el número de gramos por mol de un gas, dada la densidad. En efecto, ésta es una muy buena manera mediante la cual puede determinarse el número de gramos por mol para un gas, a partir de su densidad, medida experimentalmente. Es más, puede obtenerse el número de gramos por mol de muchos líquidos, hirviendo una muestra del líquido y determinando la densidad del vapor a condiciones específicas. Esto se ilustra en la Figura 7-13.

Ejemplo 7-18 ¿Cuál es el número de gramos por mol de un gas que tiene una densidad de 1,873 g/l a 20 °C y 776 torr de presión?

Puede convertirse la densidad a PTE y, después, usando el volumen molar, puede convertirse el volumen a número de moles del gas.

Una caída en la temperatura del gas (293 °K → 273 °K) aumenta la densidad y una caída en la presión (776 torr → 760 torr) disminuye la densidad.

$$\left(\frac{1.873 \text{ g}}{\text{l}}\right)\left(\frac{293 \text{ °K}}{273 \text{ °K}}\right)\left(\frac{760 \text{ torr}}{776 \text{ torr}}\right)\left(\frac{22.4 \text{ l}}{\text{mol}}\right)_{\text{PTE}} = 44.0 \text{ g/mol}$$

Número de gramos por mol a partir de las densidades de los gases

Puede deducirse la posición del punto decimal en un resultado calculado, redondeando cada número a un dígito y encontrando una aproximación de la respuesta como se muestra en seguida:

$$2 \left(\frac{3 \times 10^2}{3 \times 10^2}\right) \left(\frac{8 \times 10^3}{8 \times 10^2}\right) (2 \times 10^1) \text{ g/mol} = 4 \times 10^1 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$$

Otra manera de determinar el número de gramos por mol de un gas a partir de su densidad, es aplicar la ley de los gases ideales, $PV = nRT$. Recuerdese que la n en esta relación es el número de moles. Sabemos que puede determinarse el número de moles de una sustancia, usando la masa, m , y el factor del número de gramos por mol:

$$n = \left(\frac{m}{\# \text{ g/mol}}\right)$$

Sustituyendo ésto en la ley de los gases ideales da

$$PV = \left(\frac{m}{\# \text{ g/mol}}\right) RT$$

Si se resuelve para el número de gramos por mol, se tiene una relación bastante útil.

$$\left(\frac{\# \text{ g}}{\text{mol}}\right) = \left(\frac{m}{V} \frac{RT}{P}\right)$$

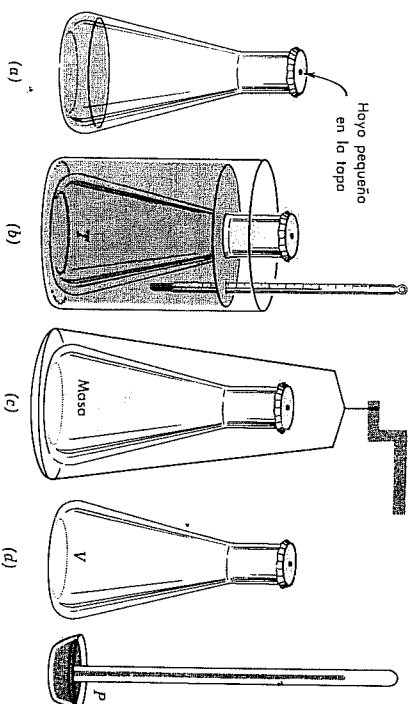


Figura 7-13 Determinación del número de gramos por mol de una sustancia a partir de mediciones de la densidad del vapor.

De donde, si se conoce la m de una muestra de un gas y la presión, temperatura y volumen, puede deducirse el número de gramos por mol del gas. Además, nótese que la porción m/V de la ecuación anterior sería la densidad del gas, d . La ecuación puede escribirse

$$\left(\frac{\# \text{ g}}{\text{mol}}\right) = d \left(\frac{RT}{P}\right)$$

donde d es la densidad del gas a la temperatura T y la presión P . Puede usarse esta ecuación para determinar el número de gramos por mol de un gas si se conoce la densidad del gas a una temperatura y presión específicas.

Ejemplo 7-19 Una muestra de 0.442 g de un gas ocupa un volumen de 250 ml a 27 °C y 0.989 atm de presión. Calcular el número de gramos por mol para este gas.

Puede hallarse el número de gramos por mol, sustituyendo la masa, el volumen, la temperatura y la presión en la relación

$$\left(\frac{\#g}{\text{mol}}\right) = \left(\frac{mRT}{VP}\right)$$

Esto da

$$\left(\frac{0.442 \text{ g}}{.250 \cancel{L}}\right) \left(\frac{0.0821 \cancel{L} \cdot \text{atm}}{\cancel{\%} \text{ mol} \cdot \text{K}}\right) \left(\frac{300 \cancel{\%} \text{K}}{0.989 \text{ atm}}\right) = 44.0 \text{ g/mol}$$

Problema 7-13 Una muestra de 1.237 g de un líquido ocupa un volumen de 300 ml cuando se vaporiza y el vapor se mantiene a 780 torr de presión y 100 °C. ¿Cuál es el número de gramos por mol de la sustancia?

Componentes	Porcentaje
N ₂	78.1
O ₂	21.0
Ar	0.93
CO ₂	0.03
Ne	0.0018
He	0.00053
Kr	0.0001

El aire también contiene vapor de agua, H₂O(g). Sin embargo, la cantidad de vapor de agua en la atmósfera es variable y va desde pequeñas cantidades en las regiones desérticas hasta grandes cantidades en las áreas tropicales. Dentro de una región local, la cantidad de agua puede variar diariamente, dependiendo de la temperatura y las condiciones del tiempo. A menudo, el contenido de vapor de agua de la atmósfera dentro de una región local se expresa en términos de humedad relativa. Si el aire está completamente saturado con vapor de agua, la presión parcial del vapor de agua será la presión de vapor del agua a esa temperatura. Puede hallarse la humedad relativa, encontrando la presión parcial real del agua en la atmósfera y dividiendo entre la presión de vapor del agua a esa temperatura. Cuando esta fracción se multiplica por 100, representa el por ciento de humedad relativa. Por ejemplo, si la presión parcial del agua en una muestra de aire a 25 °C es de 15 torrs, el por ciento de humedad relativa sería (ver la Tabla 7-3 respecto a la presión de vapor del agua):

$$\left(\frac{15 \text{ torr}}{23.8 \text{ torr}}\right) 10^2 = 63 \%$$

El por ciento de humedad relativa expresa la cantidad de vapor de agua en el aire como un porcentaje de la cantidad de agua en el aire bajo condiciones de saturación completa.

El aire sirve como una fuente conveniente de nitrógeno, oxígeno y algunos gases inertes. Licuando el aire, es posible aislar el nitrógeno, oxígeno y argón. Grandes cantidades de aire se licúan industrialmente para aislar el oxígeno que se usa en procesos de fabricación y en los motores de los cohetes.

Los componentes principales del aire son vitales para los procesos de los seres vivientes de la Tierra. La vida humana y otra vida animal utiliza el oxígeno y las plantas necesitan el dióxido de carbono para la fotosíntesis.

Contaminación del aire y smog

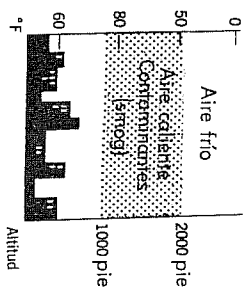
Algunas de las actividades de una sociedad industrial producen gases de desperdicio. Muchos procesos industriales generan gases de subproducto que no son útiles. El automóvil produce gases de escape y la destrucción de la basura mediante el fuego produce humo. Normalmente, estos gases de desper-

La capa de aire que rodea la Tierra se llama atmósfera. Este aire es atraído hacia la Tierra por las fuerzas gravitacionales. La atmósfera es más densa cerca de la superficie de la Tierra y decrece en densidad conforme se extiende hacia el espacio. La porción de la atmósfera que se extiende hasta 12 km de distancia de la superficie terrestre aproximadamente se llama tropósfera y es donde ocurre la formación de las nubes y el movimiento del aire (viento). La porción de la atmósfera que se extiende hasta 50 km de distancia aproximadamente se llama estratósfera. En la estratósfera no hay nubes ni vientos, pero contiene algo de ozono, O₃. La porción de la atmósfera por encima de los 50 km aproximadamente se llama ionósfera, ya que contiene algunos iones como NO⁺, O₂⁺, O⁺ y algunos electrones libres, e⁻.

El aire es una mezcla de gases. Se ha estimado que la atmósfera tiene una masa aproximada de 5.5 × 10²¹ g. Los componentes principales del aire seco dados en porcentaje en volumen son:

La atmósfera

dicio y el humo se arrojan a la atmósfera. Cuando estos productos se mezclan con la atmósfera, pueden volverse componentes semipermanentes. Sólo porque los productos se arrojan al aire no significa que se van. El hecho es, pueden producir una seria contaminación del aire. Se estima que, en los Estados Unidos, se arrojan anualmente hacia la atmósfera sobre 150×10^9 kg de contaminantes. Los problemas de contaminación del aire se presentan cuando estos contaminantes se acumulan en áreas geográficas específicas. A veces, los contaminantes se acumulan en las masas de aire frío inmóvil y húmedo. Sin embargo, también pueden acumularse en las áreas templadas en las que la geografía es apropiada para la inversión de temperatura. Puede ocurrir una inversión de temperatura cuando una capa de aire caliente queda atrapada por debajo de una capa de aire frío. Los contaminantes quedan atrapados en la capa de aire caliente y no pueden dispersarse en las capas más elevadas. En la figura que sigue se ilustra esta inversión de temperatura.



Cuando la contaminación permanece en un área localizada en presencia de la luz solar forma el smog. En realidad, el smog contiene muchos compuestos químicos diferentes. Los motores de los automóviles y los procesos industriales liberan ciertos compuestos gaseosos. Estos compuestos se mezclan con el aire y, en presencia de la luz del sol, reacciones químicas, llamadas reacciones fotoquímicas, producen muchos de los componentes venenosos e irritantes del smog. El smog contiene cerca de 50 componentes diferentes.

Probablemente, el dióxido de carbono es el contaminante principal que se descarga a la atmósfera. De acuerdo con el Servicio de Salud Pública de los Estados Unidos, los otros componentes principales y las fuentes de los contaminantes son los siguientes (los porcentajes son expresiones del por ciento del tonelaje anual total de las emisiones contaminantes):

El monóxido de carbono, CO , que se produce junto con el CO_2 en el proceso de combustión, es peligroso para la salud. En el Condado de Los Angeles, se emiten diariamente al aire sobre 10 000 toneladas de CO . El dióxido de azufre, SO_2 , se produce en muchos procesos industriales y por la combustión del carbón mineral, el petróleo y el gas natural. El SO_2 puede convertirse en ácido sulfúrico, el cual puede producir daños a las plantas y la gente. El dióxido de nitrógeno, NO_2 , es un componente principal del smog, del tipo encontrado en el área de Los Angeles. Se produce principalmente en los motores de los automóviles y en las plantas de potencia. El dióxido de nitrógeno es responsable de algunos de los componentes peligrosos del smog fotoquímico. Como se muestra a continuación, el NO_2 en presencia de la luz solar puede producir ozono, O_3 .

Fuente	Porcentaje de contaminantes	Porcentaje de monóxido de carbono	Porcentaje de dióxido de azufre	Porcentaje de óxidos de nitrógeno (NO y NO_2)	Porcentaje de hidrocarburos	Porcentaje de partículas
Automóviles	60	91.8	3.9	46.1	63.1	8.3
Industria	17	2.7	34.6	15.4	21.0	50.0
Plantas de potencia eléctrica	14	1.4	46.1	23.0	5.3	25.0
Calentadores	6	2.7	11.5	7.75	5.3	8.3
Disposición de desechos	3	1.4	3.9	7.75	5.3	8.3



El ozono es un componente muy venenoso, reactivo e irritante del smog.

Los contaminantes orgánicos incluyen muchos hidrocarburos (compuestos de carbono e hidrógeno) emitidos por los automóviles, las estaciones de gasolina y las refinerías de petróleo. Algunos de estos hidrocarburos reaccionan con el ozono para formar compuestos venenosos e irritantes tales como el formaldehído, H_2CO , el cual puede provocar irritación de los ojos y daños a las plantas.

Además de los contaminantes gaseosos, el aire contaminado también contiene partículas diminutas de líquidos y sólidos. Estas partículas son las causantes de la apariencia brumosa del smog. La contaminación por partículas en un área industrial como la de Los Angeles está presente en cantidades que varían de 200 a 800 $\mu\text{g}/\text{m}^3$ (microgramos por metro cúbico) de aire. Esta contaminación por partículas tiene una composición muy complicada. La contaminación por partículas contiene elementos como aluminio, calcio, hierro, plomo y magnesio en diversos estados de combinación. También contiene ciertos iones tales como NO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- y algunos compuestos orgánicos. El plomo encontrado en la contaminación por partículas proviene del tetraetilo de plomo que es un aditivo de la gasolina. El plomo es un veneno muy tóxico.

La contaminación del aire es provocada por la gente que vive, trabaja, produce y consume sin disponer cuidadosamente de los desperdicios. El problema es que si la contaminación en ciertas áreas se vuelve demasiado seria, algunas personas pueden dejar de vivir o trabajar. El problema de la contaminación del aire está creciendo y debe realizarse más investigación y tomar más acciones correctivas para aliviar el problema.

Algebra y la ley de los gases ideales

La ley de los gases ideales

$$PV = nRT$$

relaciona la presión, P , y el volumen, V , de un gas ideal con el número de moles, n , y la temperatura, T , del gas. La R es un factor constante llamado constante de la ley de los gases, la cual puede determinarse experimentalmente. El valor de R depende de las unidades en las que se miden los otros términos. Cuando P se mide en atmósferas (atm), V en litros (l), n en moles y T en grados Kelvin ($^{\circ}\text{K}$), el valor de R es

$$\left(0.0821 \frac{\text{l atm}}{^{\circ}\text{K mol}}\right)$$

Dado que R es una constante conocida, es posible determinar cualquiera de los otros cuatro factores (P , V , n o T) asociados con una muestra de un gas, midiendo tres cualesquiera de los cuatro factores. Estos pueden usarse en la ley de los gases ideales para despejar al cuarto factor. La ley de los gases ideales puede rearrreglarse algebraicamente de manera que pueda determinarse fácilmente cualquiera de los cuatro factores. Si se miden n , T y V , P se determina a partir de la expresión

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Esta expresión se encuentra multiplicando cada miembro de la ley de los gases ideales por $\frac{1}{V}$

$$PV \frac{1}{V} = nRT \frac{1}{V} = P = \frac{nRT}{V}$$

Si se miden n , P y T , V se determina mediante la expresión

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$PV \frac{1}{P} = nRT \frac{1}{P} = V = \frac{nRT}{P}$$

Si se miden n , P y V , T se determina por la expresión

$$T = \frac{PV}{nR}$$

$$nRT \frac{1}{nR} = PV \frac{1}{nR} = T = \frac{PV}{nR}$$

Si se miden P , V y T , n se determina por medio de la expresión

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$nRT \frac{1}{RT} = PV \frac{1}{RT} = n = \frac{PV}{RT}$$

Como un ejemplo del uso de una de estas expresiones, determinemos el número de moles de gas en una muestra que ocupa un volumen de 2.00 l a 1.200 atm y 298 $^{\circ}\text{K}$. El número de moles está dado por la expresión $n = PV/RT$. Usando los factores conocidos y R en la expresión, el número de moles de gas en la muestra es

$$n = \frac{(1.200 \text{ atm})(2.00 \text{ l})}{\left(0.0821 \frac{\text{l atm}}{^{\circ}\text{K mol}}\right) (298 \text{ }^{\circ}\text{K})} = 0.0981 \text{ mol}$$

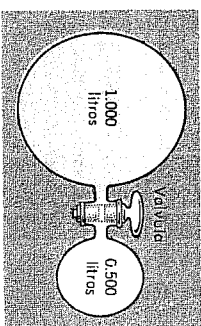
Problemas

1. ¿Qué factores se usan para describir una muestra de un gas?
2. Enunciar los postulados de la teoría cinética molecular.
3. Dar una descripción de un gas en términos de la teoría cinética molecular.
4. ¿Por qué un gas ejerce una presión sobre un objeto o recipiente que esté en contacto con él?
5. Dar un enunciado algebraico de la ley de los gases perfectos y definir los términos.
6. ¿Cómo trabaja un barómetro?
7. ¿Qué es un torr? ¿Qué es una atmósfera? Dar la relación entre estas dos unidades de presión en la forma de un factor.
8. ¿Qué son las condiciones estándar (PTE)?
9. ¿Qué es el volumen molar y cómo puede usarse para relacionar el volumen de una muestra gaseosa a PTE con el número de moles en la muestra?
10. Enunciar en palabras la ley de Boyle. Enunciar en palabras la ley de Charles.
11. Enunciar la ley de Dalton de las presiones parciales, en palabras y en forma algebraica.
12. ¿Cuántas moles de CO_2 están contenidas en una muestra de 1.300 l a 1.250 atm de presión y 293 $^{\circ}\text{K}$ de temperatura?
13. ¿Cuál es el volumen de 3.00 moles de un gas ideal a 750 torr de presión y 25.0 $^{\circ}\text{C}$?
14. ¿Qué volumen ocuparían 8.00 g de gas hidrógeno a 20.0 $^{\circ}\text{C}$ y 1.000 atm de presión?
15. Una masa fija de gas a 20 $^{\circ}\text{C}$ y 1.000 atm de presión ocupa un volumen de 200 ml. ¿Qué volumen ocupará a -40 $^{\circ}\text{C}$ si la presión permanece constante?
16. Una masa fija de gas a 200 $^{\circ}\text{K}$ y 1 atm de presión se calienta hasta 400 $^{\circ}\text{K}$ y el volumen se mantiene constante. ¿Cuál es la nueva presión del gas?

17. Una muestra de un gas ocupa 3.20 l a 20.0 °C y 1.000 atm de presión. ¿Cuál será la presión del gas si se cambia el volumen hasta 4.32 l permaneciendo inalterada la temperatura?
18. Una muestra de un gas a 25 °C y 736 torr de presión ocupa un volumen de 3.60 l. ¿Qué volumen ocupará a 320 °K si la presión permanece constante?
19. Se recoge una muestra de un gas a 20.0 °C y 0.986 atm de presión. Bajo estas condiciones, el volumen del gas es de 500 ml. ¿Qué volumen ocupará esta muestra a PTE?
20. Una muestra de gas está constituida por tres gases diferentes. Si las presiones parciales de los tres gases en la muestra son 10.56 torr, 25.3 torr y 125.4 torr, ¿cuál es la presión total de la mezcla?
21. Calcular el volumen ocupado a PTE por 175.0 ml de gas hidrógeno medido sobre agua a 28 °C y 648 torr de presión. La presión de vapor del agua a 28 °C es 28.4 torr.
22. Hallar el volumen a PTE del hidrógeno puro en una mezcla de 10.00 l de hidrógeno, helio y nitrógeno a 27.0 °C en la cual la presión parcial del hidrógeno es de 150.0 torr y la presión total de la mezcla de 630 torr.
23. Suponiendo que el oxígeno es un gas ideal, calcular la densidad del gas oxígeno a 727 °C y 758 torr de presión.
24. Un gas tiene un volumen de 250 ml a 25 °C y 780 torr de presión. ¿Cuál será la temperatura de la muestra cuando el volumen es de 100.0 ml y la presión de 400 torr?
25. Si se recoge una muestra de oxígeno por desplazamiento del agua de un recipiente y se recogen 500 ml del gas a 20 °C y una presión total de 768 torr, ¿cuál sería el volumen del oxígeno seco a PTE?
26. Si un gas ocupa 5.00 l a 5.00 °C y 1.230 atm de presión, ¿qué volumen ocuparía a PTE?
27. Se tiene una muestra de 500 ml de un gas en un recipiente de acero a -36 °C y 1.370 atm de presión. ¿Qué presión tendrá la muestra cuando se cambia la temperatura a 476 °C?
28. Una muestra de un gas ocupa un volumen de 5.00 l a 1.200 atm de presión y 20 °C. ¿Cuál será el volumen de esta muestra de gas si se cambian la temperatura a -15 °C y la presión a 1.500 atm?
29. Cuando se convierten 8.36 g de agua a vapor a 100.0 °C y 1.000 atm de presión, ¿qué volumen ocupará el vapor de agua resultante?
30. Una muestra de un gas ocupa un volumen de 2.00 l a temperatura estándar y una presión de 750 torr. ¿Qué volumen ocupará la muestra a la presión estándar y una temperatura de 25 °C?
31. Una muestra de 500 ml de gas oxígeno se mantiene a 1.256 atm de presión y 20 °C. ¿Cuál será la presión cuando se agrega 0.457 g de oxígeno al recipiente si la temperatura no se cambia y el volumen está fijo?
32. La densidad de un gas a PTE es de 1.437 g/l. ¿Cuál es la densidad del gas a 25 °C y 780 torr de presión?
33. Una muestra de 0.391 g de una sustancia en la fase vapor ocupa 164.2 ml a 127 °C y 760 torr de presión. Calcular el número de gramos por mol de la sustancia.
34. Una muestra de 500 ml de un compuesto gaseoso tiene una presión

de 1.200 atm y una temperatura de 20.0 °C. Si la muestra tiene una masa de 1.532 g, calcular el número de gramos por mol del compuesto.

35. Si un gas está contenido en la parte izquierda del aparato que se muestra en seguida, a 760 torrs de presión y 25 °C, describir qué sucederá cuando se abre la válvula y se dan las nuevas condiciones del gas, suponiendo que la temperatura se mantiene constante.



36. Las energías cinéticas medias de los gases son proporcionales a las temperaturas Kelvin ($KE \propto T$). La energía cinética media de un gas puro puede expresarse como $KE = \frac{1}{2} m v^2$, donde m es la masa media de las moléculas y v es la velocidad media. Por tanto, cuando se calienta un gas, aumenta la velocidad media. Si se mantienen dos gases a las mismas condiciones, puede suponerse que las energías cinéticas medias son iguales (EC gas uno = EC gas dos). Sustituyendo en $\frac{1}{2} m_1 v_1^2$ para el gas uno y en $\frac{1}{2} m_2 v_2^2$ para el gas dos, deducir una relación algebraica que muestre como están relacionadas la razón de las velocidades medias y la razón de las masas medias de los dos gases. (Las masas medias están dadas por los pesos moleculares o el número de gramos por mol.) Usando esta relación, determinar la razón de las velocidades del gas oxígeno, O_2 , y el gas hidrógeno, H_2 . Si las muestras del gas hidrógeno y el gas oxígeno, bajo las mismas condiciones, están en recipientes con una salida muy pequeño, ¿cuál gas se escapará del recipiente con mayor rapidez?
37. ¿Cuáles son los dos elementos constituyentes principales del aire?
38. ¿Qué es humedad relativa?
39. Explicar en qué forma una inversión de temperatura puede ayudar en la producción del smog.
40. Si en los Estados Unidos se emiten a la atmósfera 150 millones de toneladas de contaminantes al año, calcular el número de toneladas producidas por persona (supóngase 200 millones de habitantes).
41. Si una atmósfera contaminada contiene 50 $\mu\text{g}/\text{m}^3$ ($\mu\text{g} = 10^{-6}\text{g}$) de dióxido de nitrógeno, NO_2 , ¿cuántos gramos de NO_2 están contenidos en una respiración del aire contaminado? (Supóngase que una respiración es aproximadamente medio litro de aire.)
42. Si una atmósfera contaminada contiene 200 $\mu\text{g}/\text{m}^3$ ($\mu\text{g} = 10^{-6}\text{g}$) de ozono, O_3 , ¿cuántos gramos de O_3 están contenidos en un kilómetro cúbico del aire?

Capítulo 8: Estequiometría química

Objetivos

Al terminar de estudiar el capítulo, el estudiante debe ser capaz de:

1. Dar la interpretación molar de una ecuación.
2. Deducir las razones molares que relacionan las especies en una ecuación balanceada.
3. Calcular el número de moles de cualquier otra especie que interviene en una reacción con un número específico de moles de una especie dada (cálculo moles a moles).
4. Calcular el número de gramos de cualquier otra especie que interviene en una reacción con un número específico de moles de una especie dada y viceversa (cálculo masa a moles o moles a masa).
5. Calcular la masa de cualquier otra especie que interviene en una reacción con una masa específica de una especie dada (cálculo masa a masa).
6. Calcular el volumen de una especie gaseosa, a condiciones específicas, que interviene en una reacción con una masa específica o número de moles de una especie dada y viceversa (cálculos volumen a masa o masa a volumen).
7. Calcular el volumen de una especie gaseosa que interviene en una reacción con un volumen específico de una especie gaseosa dada (cálculos volumen a volumen).
8. Enunciar la hipótesis de Avogadro.
9. Calcular el porcentaje de rendimiento en una reacción, a partir de datos especificados.
10. Definir el cambio estándar de entalpía de una reacción.
11. Calcular el cambio estándar de entalpía para una reacción a partir de datos dados.

Estequiometría química

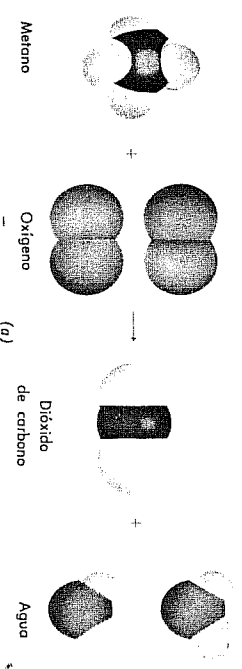
8-1 Interpretaciones molares de las ecuaciones

La fabricación de productos químicos es uno de los esfuerzos industriales más grandes del mundo. Las industrias químicas son la base de cualquier sociedad industrial. Dependemos de estas industrias respecto a productos que utilizamos todos los días. Gasolina y aceite — de la industria del petróleo; alimentos y medicamentos — de las compañías productores de alimentos y medicamentos; telas y ropa — de las industrias textiles. Estos son unos cuantos ejemplos, pero casi todo lo que compramos diariamente se fabrica mediante algún proceso químico o incluye el uso de productos químicos. Por razones económicas, esos procesos químicos y la producción de sustancias químicas deben realizarse en la forma más conveniente con el menor desperdicio posible. Por ejemplo, en los Estados Unidos se fabrican anualmente alrededor de 40 mil millones de tabletas de aspirina, o 17 millones de kilogramos de aspirina. Esto representa muchos dolores de cabeza pero, si la reacción química utilizada para obtener la aspirina no se llevara a cabo cuidadosa y eficientemente, veríamos que una pequeña pérdida de producto podría representar muchos kilogramos de aspirina. Esto es, si se perdiera en alguna forma tan sólo el 1% del producto, esto representaría 170 000 kilogramos de aspirina. Esto indica por qué, cuando se efectúa una reacción química, con frecuencia los químicos se interesan en la cantidad de producto que puede formarse a partir de cantidades dadas de reactivos. Esto es importante en la mayoría de las aplicaciones de investigación e industriales de las reacciones químicas. Como ya se estudió previamente, en una reacción química se conserva la masa. De donde, una cantidad específica de reactivos reaccionará para formar productos, cuya masa será igual a la de los reactivos que han reaccionado. En cuanto se conoce la ecuación que representa la reacción, se pueden deducir las relaciones de masa entre los reactivos y los productos, individualmente. Los cálculos que comprenden estas relaciones de masa se llaman cálculos **estequiométricos**. Estequiometría es una palabra interesante. La parte *-metría* se refiere a la medida

de las masas. Estequiometría viene del griego y se refiere a los elementos o partes de los compuestos. De donde, este término se refiere a las relaciones de masa en las reacciones químicas. Cuando se desea representar una reacción química, escribimos una ecuación que muestra las especies que intervienen como reactivos y productos. Es muy importante estar seguro de que la ecuación es una representación veraz de las especies comprendidas en la reacción. Es decir, debemos estar seguros de que usamos, hasta donde se sabe, las fórmulas apropiadas para todas las especies que intervienen en la reacción. Una vez que se escribe la ecuación balanceada para un proceso químico, puede interpretarse desde el punto de vista molar para su uso en cálculos estequiométricos. Por ejemplo, la ecuación que representa la reacción entre el gas metano, CH_4 , y el gas oxígeno, para producir dióxido de carbono y agua, es

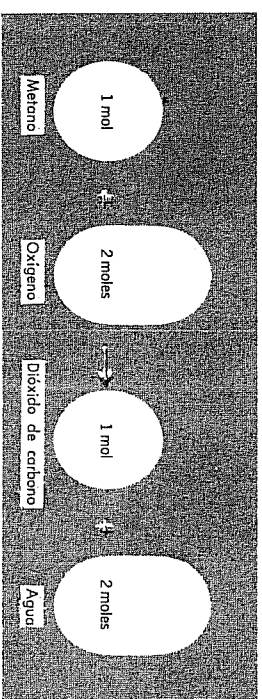


¿Cómo podemos interpretar una ecuación así? Podríamos decir que la ecuación indica que una molécula de metano reaccionará con dos moléculas de oxígeno para producir una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua. Por supuesto, si esto es cierto para unas cuantas moléculas, lo será para un gran número, incluso el número de Avogadro. De modo que, una buena interpretación de la ecuación sería basándose en el número de Avogadro de partículas o moles de sustancias. Tal interpretación se conoce como **interpretación molar**. Ver la figura 8-1.



Esta reacción comprende una molécula de metano que reacciona con dos moléculas de oxígeno para dar una molécula de dióxido de carbono y dos moléculas de agua.

Para interpretar esta reacción desde un punto de vista molar, se supone que la reacción que ocurre con moléculas individuales sería la misma si se tiene el número de Avogadro de moléculas. La misma reacción, desde un punto de vista molar es



Un mol de metano reacciona con dos moles de oxígeno para dar un mol de dióxido de carbono y dos moles de agua.

Figura 8-1 Interpretación molar de una ecuación.

Desde el punto de vista molar, la ecuación anterior indica que un mol de metano reacciona con dos moles de oxígeno para producir un mol de dióxido de carbono y dos moles de agua. Es muy importante que el estudiante comprenda esta interpretación molar. La ecuación muestra cuales sustancias intervienen en la reacción como reactivos y productos. El coeficiente que precede a cada fórmula indica el número de moles de cada sustancia que se tienen en la reacción. Por supuesto, la ausencia de un coeficiente implica que su valor es uno. Es posible explicar la relación entre dos especies cualesquiera presentes en la reacción en forma de una razón molar. Estas razones molares sólo tendrían significado relacionadas con la ecuación. Las posibles razones molares relacionadas con la ecuación anterior serían

$$\left(\frac{2 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol CH}_4}\right), \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4}\right), \left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4}\right), \left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ moles O}_2}\right),$$

$$\left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2}\right), \left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ moles H}_2\text{O}}\right), \left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{2 \text{ moles O}_2}\right), \left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CO}_2}\right),$$

$$\left(\frac{2 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}}\right), \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}}\right), \left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CO}_2}\right)$$

Estas razones molares se obtienen usando los coeficientes dados en la ecuación balanceada. Sólo se aplican a la reacción específica y pueden usarse como factores de conversión, para pasar del número de moles de una especie que intervenga en la reacción al número de moles de otra especie. Es decir, si conocemos el número de moles de una especie, podemos deducir el número de moles de cualquier otra especie que participe en la reacción, utilizando como factor la razón molar.

Ejemplo 8-1 ¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para reaccionar con 3.27 moles de gas metano si estas especies reaccionan de acuerdo con la ecuación



Por la ecuación balanceada sabemos que la razón molar apropiada que comprende el metano y el oxígeno es

$$\left(\frac{2 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol CH}_4}\right)$$

Puede usarse este factor para convertir el número de moles de metano al número correspondiente de moles de oxígeno necesarios para reaccionar con el metano:

$$3.27 \text{ moles CH}_4 \left(\frac{2 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol CH}_4}\right) = 6.54 \text{ moles O}_2$$

Algunos factores contienen números que pueden considerarse como números puros. Por ejemplo, el 2 y 1 del factor anterior se consideran exactos (puros), ya que exactamente 2 moles de O₂ reaccionan exactamente con 1 mol de

CH₄. Como consecuencia, cuando aparecen en los cálculos, no se toman en cuenta al deducir el número apropiado de dígitos significativos en el resultado. En el cálculo anterior, el primer factor tiene 3 dígitos, por tanto, el resultado debe tener 3 dígitos.

¿Cuántos moles de agua se producirán si 0.0203 mol de metano reaccionan con suficiente oxígeno de acuerdo con la ecuación anterior? La razón molar que comprende el agua y el metano es

$$\left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4}\right)$$

Esta razón puede usarse como factor para convertir el número de moles de metano al número de moles de agua producidos por una reacción completa del metano:

$$0.0203 \text{ mol CH}_4 \left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4}\right) = 0.0406 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Problema 8-1 El benceno, C₆H₆ reacciona con el gas oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. Dar la ecuación balanceada para esta reacción. ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se producen cuando reaccionan 7.27 moles de oxígeno con benceno suficiente? ¿Cuántos moles de benceno se necesitan para reaccionar con oxígeno suficiente y formar 0.823 mol de agua?

Como se verá, las razones molares relacionadas con una reacción química sirven de base para muchos tipos de cálculos estequiométricos. En consecuencia, es muy importante conocer la ecuación química correctamente balanceada para una reacción, de manera que puedan deducirse las razones molares apropiadas. Una vez que se conocen las razones molares apropiadas, pueden llevarse a cabo fácilmente la interconversión del número de moles de dos especies cualesquiera.

8-2 Cálculos de masa a moles

Si conocemos las fórmulas de las especies que intervienen en una reacción, fácilmente se puede deducir el número de gramos por mol asociado con la especie. Este número puede usarse para convertir el número de gramos de la especie a número de moles de esa especie o viceversa. Ver las Secciones 2-4 y 2-5.

Ejemplo 8-2 ¿Cuántos moles de moléculas de oxígeno están contenidos en una muestra de oxígeno de 53.2 g?

Como el oxígeno es diatómico, el número de gramos por mol es

$$\left(\frac{32.0 \text{ g}}{1 \text{ mol O}_2}\right)$$

Puede usarse el recíproco del número de gramos por mol como un factor para convertir el número de gramos de oxígeno al número de moles de oxígeno.

$$53.2 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{32.0 \text{ g}} \right) = 1.663 \text{ moles O}_2$$

¿Cuántos gramos de amoníaco, NH_3 , están contenidos en 0.00623 mol de amoníaco?

El número de gramos por mol de amoníaco, el cual contiene 1 mol de nitrógeno combinado (14.01 g/mol) y 3 moles de hidrógeno combinado (1.008 g/mol) es

$$\left(\frac{17.03 \text{ g}}{1 \text{ mol NH}_3} \right)$$

Puede usarse este factor para convertir el número de moles de amoníaco al número de gramos de amoníaco.

$$0.00623 \text{ mol NH}_3 \left(\frac{17.03 \text{ g}}{1 \text{ mol NH}_3} \right) = 0.1060 \text{ g}$$

Ya que puede usarse el número de gramos por mol de una especie para pasar de gramos a moles o viceversa, pueden combinarse esas conversiones con las conversiones molares de manera que puede relacionarse la masa de un reactivo o producto dado con el número de moles de cualquier otro reactivo o producto.

Ejemplo 8-3 El óxido de hierro(III) reacciona con el carbono para dar metal hierro y dióxido de carbono. ¿Cuántos moles de hierro pueden producirse cuando se hacen reaccionar 353 g de carbono con suficiente óxido de hierro (III)?

La ecuación balanceada para la reacción es



Para determinar el número de moles de hierro producido, se debe trabajar sobre una base molar; por lo tanto, debe convertirse el número de gramos de carbono al número de moles de carbono. Posteriormente puede convertirse el número de moles de carbono al número de moles de hierro con la razón molar apropiada. Las conversiones que deben hacerse pueden representarse como

gramos de carbono \longrightarrow moles de carbono \longrightarrow moles de hierro

Primero, se convierte la masa de carbono a moles:

$$353 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g}} \right)$$

Entonces se convierte esto a moles de hierro:

$$353 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g}} \right) \left(\frac{4 \text{ moles Fe}}{3 \text{ moles C}} \right) = 39.2 \text{ moles Fe}$$

Cuando se trata con un problema de este tipo, decídase qué conversiones se necesitan y, a continuación, realícese la conversión paso a paso.

Ejemplo 8-4 El hierro metálico reacciona con el vapor (H_2O) para producir Fe_3O_4 y gas hidrógeno. ¿Cuántos moles de hierro se necesitan para producir 100.0 g de gas hidrógeno?

La ecuación balanceada para la reacción es



Deben convertirse los gramos de hidrógeno al número de moles de hidrógeno y, a continuación, puede convertirse el número de moles de hidrógeno al número de moles de hierro mediante la aplicación de la razón molar apropiada. La sucesión de conversiones debe ser

gramos de hidrógeno \rightarrow moles $\text{H}_2 \rightarrow$ moles Fe

Una vez que se ha seleccionado la sucesión de conversiones, se resuelve el problema paso a paso. Primero, la masa de hidrógeno se convierte a moles:

$$100.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{2.02 \text{ g}} \right)$$

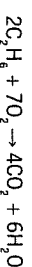
Entonces esto se convierte a los moles de hierro:

$$100.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{2.02 \text{ g}} \right) \left(\frac{3 \text{ moles Fe}}{4 \text{ moles H}_2} \right) = 37.2 \text{ moles Fe}$$

El problema inverso, de calcular el número de gramos de un reactivo o producto correspondiente a un número dado de moles de otro reactivo o producto, puede realizarse de manera análoga a los ejemplos anteriores.

Ejemplo 8-5 El gas etano, C_2H_6 , reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de etano se requieren para reaccionar con 8.37 moles de gas oxígeno?

La ecuación balanceada para la reacción es



Puede hallarse el número de gramos de etano, convirtiendo el número de moles de oxígeno al número de moles de etano y, después, aplicando el número de gramos por mol de etano como un factor, hacer la conversión del número de moles al número de gramos de etano.

La sucesión de conversiones debe ser

moles de $\text{O}_2 \rightarrow$ moles de $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow$ gramos de C_2H_6

Dado que la fórmula para el etano es C_2H_6 el número de gramos por mol de etano es

$$2(12.01 \text{ g/mol}) + 6(1.008 \text{ g/mol}) = 30.1 \text{ g/mol}$$

El número de gramos de etano que intervienen en la reacción se calcula como sigue:

$$8.37 \text{ moles O}_2 \left(\frac{2 \text{ moles C}_2\text{H}_6}{7 \text{ moles O}_2} \right) \left(\frac{30.1 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \right) = 72.0 \text{ g}$$

Si se conoce la ecuación que presenta una reacción la conversión del número de gramos de una especie al número de moles de otra especie o viceversa puede realizarse fácilmente aplicando el factor de número de gramos por mol y el factor de razón molar.

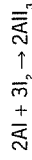
Problema 8-2 El óxido de hierro(III) reacciona con el gas hidrógeno para producir metal hierro y agua. ¿Cuántos gramos de metal hierro pueden producirse cuando 0.527 mol de hidrógeno reacciona con suficiente óxido de hierro (III)? ¿Cuántos moles de óxido de hierro se necesitan para reaccionar con hidrógeno suficiente y producir 32.5 g de agua?

8-3 Cálculos masa a masa

Siempre puede realizarse la conversión de la masa de una especie dada al número de moles de esa especie o del número de moles a la masa usando el número de gramos por mol como factor. El número de moles de los reactivos y los productos están relacionados por las razones molares obtenidas de la ecuación balanceada. Puede deducirse la relación entre la masa dada de un reactivo o producto y la masa correspondiente de otro reactivo o producto, combinando las conversiones de masa a mol y de mol a mol. Este es un tipo muy importante de cálculo en la química debido a que comúnmente trabajamos con masas de materiales. Por ejemplo, a menudo los químicos preguntan: Si se usan estos gramos de reactivo en una reacción, ¿cuántos gramos se necesitan de otro reactivo o cuántos gramos se forman de un producto? Cuando se desea la masa de una sustancia utilizada o producida en una reacción, primero se debe hallar su cantidad en moles. Entonces puede hacerse la conversión a masa.

Ejemplo 8-6 El metal aluminio reacciona con el yodo para producir yoduro de aluminio. ¿Cuántos gramos de yodo se requieren para reaccionar con 123.2 g de metal aluminio?

La ecuación balanceada para la reacción es



Para convertir el número de moles de aluminio al número de moles de yodo, primero debemos convertir los gramos de aluminio al número de moles de aluminio, el cual, a continuación, puede convertirse al número de moles de yodo, aplicando la razón molar. Una vez que se encuentra el número de moles de yodo, puede deducirse el número de gramos de yodo usando el número de gramos por mol como factor $[2(127.0 \text{ g/mol}) = 254.0 \text{ g/mol}]$. La sucesión de conversiones debe ser

$$\text{gramos de Al} \rightarrow \text{moles de Al} \rightarrow \text{moles de I}_2 \rightarrow \text{gramos de I}_2$$

Una vez que se selecciona la sucesión de conversiones, éstas se llevan a cabo paso a paso hasta que se obtiene la respuesta deseada.

$$123.2 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Al}}{27.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{3 \text{ moles I}_2}{2 \text{ moles Al}} \right) \left(\frac{254.0 \text{ g}}{1 \text{ mol I}_2} \right) = 1738 \text{ g}$$

Problema 8-3 El metal magnesio reacciona con el gas nitrógeno para producir nitruro de magnesio. ¿Cuántos gramos de nitruro de magnesio se producirán si se hacen reaccionar 5.37 g de metal magnesio con gas nitrógeno suficiente?

Ejemplo 8-7 El óxido de hierro(III) reacciona con el monóxido de carbono para producir metal hierro y dióxido de carbono. ¿Cuántos gramos de hierro metálico se producen a partir de la reacción de 237 g de óxido de hierro(III) con suficiente monóxido de carbono?

La ecuación balanceada para la reacción es



Puede obtenerse el número de gramos de hierro, convirtiendo los gramos de Fe_2O_3 al número de moles $[2(55.8 \text{ g/mol}) + 3(16.00 \text{ g/mol}) = 159.6 \text{ g/mol}]$, el cual entonces puede convertirse al número de moles de hierro y, posteriormente, al número de gramos de metal hierro.

La sucesión de conversiones debe ser

$$\text{gramos de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{moles de Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{moles de Fe} \rightarrow \text{gramos de Fe}$$

$$237 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159.6 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right) \left(\frac{55.8 \text{ g}}{\text{mol Fe}} \right) = 165.7 \text{ g}$$

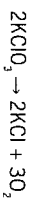
Problema 8-4 El butano, C_4H_{10} reacciona con el gas oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de butano se requieren para reaccionar con 50.2 g de gas oxígeno?

8-4 Estequiometría y las leyes de los gases

Cuando tratamos con reacciones químicas que incluyen uno o más reactivos o productos en la fase gaseosa, se pueden relacionar los volúmenes de los gases con las masas de otras especies a través de la aplicación combinada de las leyes de los gases y las razones molares. Pueden usarse las leyes de los gases para convertir los volúmenes de las sustancias gaseosas, mantenidas a condiciones específicas, al número de moles de las sustancias y, a continuación, puede usarse el número de moles en cálculos estequiométricos. Los volúmenes de los gases mantenidos a PTE, pueden relacionarse con el número de moles de una sustancia usando el volumen molar, $(22.4 \text{ l/mol})_{\text{PTE}}$, mientras que los volúmenes gaseosos a otras condiciones pueden relacionarse con el número de moles mediante la ley de los gases ideales. Es más, pueden deducirse los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción determinando el número de moles de gas y, después, convirtiendo el volumen a las condiciones dadas.

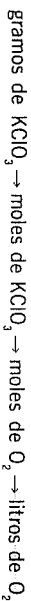
Ejemplo 8-8 ¿Cuántos litros de oxígeno, recogidos a PTE, pueden obtenerse calentando 59,6 g de clorato de potasio de manera que se descomponga para formar cloruro de potasio y gas oxígeno?

La ecuación balanceada para la reacción debe ser



Pueden hallarse los litros de gas oxígeno producidos a PTE, convirtiendo la masa de KClO_3 al número de moles de KClO_3 , el cual puede convertirse al número de moles de oxígeno, aplicando la razón molar apropiada. Finalmente, puede convertirse el número de moles de gas oxígeno al volumen de oxígeno a PTE, usando el volumen molar.

Los pasos de conversión deben ser



Considérense los pasos comprendidos en este problema. Primero, deducimos el número de moles de clorato de potasio que intervienen:

$$59,6 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g}} \right)$$

Segundo, los moles de clorato de potasio pueden convertirse a los moles de oxígeno, usando el factor de la ecuación balanceada:

$$59,6 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g}} \right) \left(\frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles KClO}_3} \right)$$

Por último, pueden convertirse los moles de oxígeno al volumen a PTE:

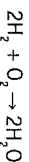
$$59,6 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g}} \right) \left(\frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles KClO}_3} \right) \left(\frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol O}_2 / \text{PTE}} \right) = 16,31 \text{ l de O}_2 \text{ a PTE}$$

La posición del punto decimal en un resultado calculado puede deducirse redondeando cada número a un dígito y aproximando la respuesta como se muestra en seguida:

$$6 \times 10^1 \left(\frac{1}{1 \times 10^2} \right) \left(\frac{3}{2} \right) (2 \times 10^1) \text{ l} = \left(\frac{18 \times 10^1 \times 10^1}{10^2} \right) \text{ l} = 18 \text{ l}$$

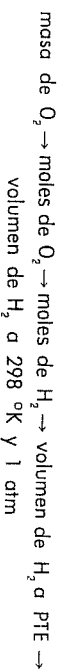
Ejemplo 8-9 ¿Cuántos litros de gas hidrógeno, mantenido a 298 °K y 1.000 atm de presión, se necesitan para reaccionar con una muestra de 128,0 g de gas oxígeno para producir agua?

La ecuación balanceada es



Puede deducirse el número de litros de hidrógeno requeridos, convirtiendo la masa del oxígeno al número de moles de oxígeno y, a continuación, usando

la razón molar para convertir al número de moles de hidrógeno. Entonces, puede convertirse el número de moles de hidrógeno al volumen de hidrógeno a PTE, usando el factor de volumen molar. El volumen de hidrógeno a PTE puede convertirse al volumen de hidrógeno a 298 °K, multiplicando por la razón apropiada de las temperaturas. Esta razón debe ser mayor que uno, ya que el cambio de temperatura sería de 273 °K (temperatura estándar) a 298 °K. No se necesita corrección alguna de presión porque sigue siendo 1 atm. La sucesión de conversiones debe ser



Considérense los pasos que intervienen en este problema. Primero, se encuentra el número de moles de oxígeno:

$$128,0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g}} \right)$$

Segundo, se convierte esto a moles de hidrógeno, usando el factor de la ecuación:

$$128,0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right)$$

Tercero, se convierten los moles de hidrógeno a volumen a PTE:

$$128,0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) \left(\frac{22,4 \text{ l}}{\text{mol H}_2 / \text{PTE}} \right)$$

Por último, se convierte este volumen al volumen a 298 °K:

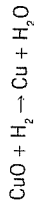
$$128,0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) \left(\frac{22,4 \text{ l}}{\text{mol H}_2 / \text{PTE}} \right) \left(\frac{298 \text{ °K}}{273 \text{ °K}} \right) = 195,5 \text{ l}$$

Problema 8-5 ¿Cuántos litros de gas metano, CH_4 , medidos a 1.200 atm y 273 °K se requieren para reaccionar con una muestra de 64,0 g de oxígeno y dar dióxido de carbono y agua?

Esencialmente, el mismo procedimiento utilizado en los ejemplos anteriores puede usarse para determinar la masa de una especie que está relacionada con un cierto volumen de otra especie en la reacción. Pueden realizarse los cálculos que requiere este tipo de problema, convirtiendo el volumen de un gas al número de moles que, a su vez, puede convertirse al número de moles de las otras especies. Finalmente, el número moles de esta especie puede convertirse al número de gramos. Por supuesto, la primera conversión del volumen al número de moles puede llevarse a cabo mediante las leyes de los gases.

Ejemplo 8-10 ¿Cuántos gramos de metal cobre pueden producirse al hacer reaccionar 250 ml de gas hidrógeno, medido a 15 °C y 1.025 atm de presión, con suficiente óxido de cobre(II), si el óxido de cobre(II) y el hidrógeno reac-

cionan para formar metal cobre y agua?
La ecuación balanceada para la reacción es



Puede hallarse el número de gramos de cobre producidos, convirtiendo el volumen de hidrógeno a las condiciones dadas al volumen a PTE, usando las razones apropiadas de temperatura y presión. Entonces, puede convertirse el volumen de hidrógeno a PTE, al número de moles de hidrógeno, usando el factor de volumen molar; y el número de moles de hidrógeno puede convertirse al número de moles de cobre y, a continuación, a gramos de cobre. La sucesión de conversiones debe ser

$$\begin{aligned} &\text{volumen inicial de H}_2 \rightarrow \text{volumen de H}_2 \text{ a PTE} \rightarrow \\ &\text{moles de H}_2 \rightarrow \text{moles de Cu} \rightarrow \text{masa de Cu} \end{aligned}$$

Para obtener los moles de hidrógeno, primero debemos convertir el volumen de hidrógeno a PTE, usando los factores apropiados de temperatura y presión: $(298 \text{ }^\circ\text{K} \rightarrow 273 \text{ }^\circ\text{K}, 1.025 \text{ atm} \rightarrow 1.000 \text{ atm})$

$$0.250 \text{ l} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1.025 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right)$$

Ahora pueden hallarse los moles de hidrógeno

$$0.250 \text{ l} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1.025 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{22.4 \text{ l}} \right)_{\text{PTE}}$$

En seguida, pueden encortarse los moles de cobre, usando el factor de la ecuación balanceada:

$$0.250 \text{ l} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1.025 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{22.4 \text{ l}} \right)_{\text{PTE}} \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol H}_2} \right)$$

Finalmente, ésto puede convertirse a la masa de cobre

$$0.250 \text{ l} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1.025 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{22.4 \text{ l}} \right)_{\text{PTE}} \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol H}_2} \right) \left(\frac{63.5 \text{ g}}{1 \text{ mol Cu}} \right) = 0.687 \text{ g}$$

Problema 8-6 El gas oxígeno puede reaccionar con el metal aluminio para producir óxido de aluminio. ¿Cuántos gramos de óxido de aluminio se producirían si 500 ml de gas oxígeno, mantenidos a 780 torrs 30 °C, reaccionan con aluminio suficiente?

8-5 Cálculos volumen a volumen

En las reacciones en que intervienen dos o más reactivos o productos gaseosos, a veces es necesario determinar como está relacionado el volumen de una especie con el volumen de otra. A menudo, este tipo de cálculo puede efectuarse con bastante rapidez, si recordamos como los volúmenes de los gases, mantenidos a presión y temperatura constantes, están relacionados con el número de moles. La ley de los gases ideales, $PV = nRT$, indica que el volumen de un gas está directamente relacio-

nado con el número de moles, si la presión y la temperatura son constantes:

$$V = \frac{RT}{P} n \quad \text{o} \quad V = Kn \quad (T \text{ y } P \text{ constantes})$$

Nótese que ésto indica que, si tuviéramos dos gases a la misma presión y temperatura y ambos tuvieran el mismo volumen, entonces el número de moles de cada gas sería el mismo

$$\begin{aligned} V_1 &= K_1 n_1 & V_2 &= K_2 n_2 \\ K_1 &= K_2 & V_1 &= V_2 \end{aligned} \quad \text{y}$$

Por lo tanto

$$\begin{aligned} V_1 &= K_1 n_1 = V_2 = K_2 n_2 \\ n_1 &= n_2 \end{aligned}$$

Esta relación fue observada por primera vez en 1811 por A. Avogadro y frecuentemente se enuncia en una forma llamada **hipótesis de Avogadro**.

Volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moles (moléculas).

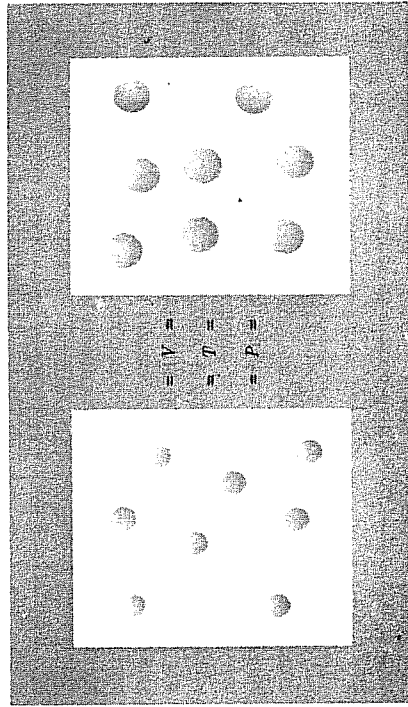
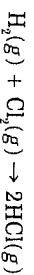


Figura 8-2 Hipótesis de Avogadro—volúmenes iguales de gases a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

La hipótesis de Avogadro se ilustra en la Figura 8-2.

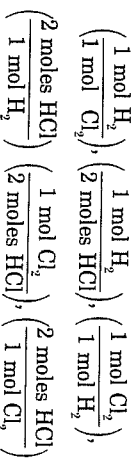
¿Qué tan útil es ésta relación? Bien, debido a que el número de moles de un gas (T y P constantes) está directamente relacionado con el volumen, podemos decir que lo que es válido para el número de moles de un gas en una reacción también lo será para el número de litros del gas. Esto significa que es posible interpretar una reacción en la que inter-

vienen gases a presión y temperatura constantes, sobre una base volumétrica un lugar de una base molar. De donde, los volúmenes de los gases que toman parte en una reacción pueden relacionarse a través de razones volumétricas análogas a las razones molares. Esto se cumplirá mientras los gases se mantengan a la misma temperatura y presión. Por ejemplo, en la reacción representada por la ecuación

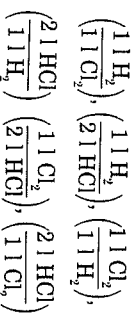


un mol de hidrógeno reacciona con un mol de cloro para dar dos moles de cloruro de hidrógeno. Si la temperatura y presión de los gases son las mismas, los volúmenes relativos de los gases que intervienen serán iguales a las cantidades molares que se tienen.

Podemos expresar las razones volumétricas en la misma forma que las razones molares. Las razones para la reacción anterior son



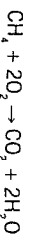
y las razones volumétricas correspondientes serían



Pueden deducirse estas razones volumétricas a partir de la ecuación balanceada que representa una reacción en la que intervienen dos o más especies en la fase gaseosa. Estas razones serán válidas mientras los gases se mantengan a las mismas condiciones de temperatura y presión. Por supuesto, las especies que no estén en la fase gaseosa no pueden relacionarse con las otras especies mediante esas razones volumétricas. Estas razones sólo se aplican a los gases. Pueden usarse las razones volumétricas como factores para convertir el volumen de una especie gaseosa presente en una reacción al volumen de otra especie gaseosa.

Ejemplo 8-11 ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen a PTE cuando reaccionan 30.0 l de gas oxígeno a PTE con suficiente metano para dar dióxido de carbono y agua?

La ecuación balanceada es



Puede hallarse el volumen de CO_2 multiplicando el volumen de O_2 por la razón de volumen apropiada. De la ecuación balanceada puede verse que la razón que debe usarse es



Usando este factor, el problema se resolvería como sigue:

$$30.0 \text{ l O}_2 \left(\frac{11\text{CO}_2}{21\text{O}_2}\right) = 15.00 \text{ l CO}_2$$

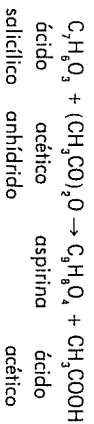
Problema 8-7 El gas hidrógeno reacciona con el gas cloro para producir gas cloruro de hidrógeno. ¿Cuántos litros de gas cloro se necesitan para producir 100.0 l de gas cloruro de hidrógeno a la misma temperatura y presión?

8-6 Porcentaje de rendimiento

En todos los problemas estequiométricos discutidos hasta aquí, se consideró que, cuando ocurre la reacción, las cantidades completas de los reactivos usados terminan como productos. En algunos casos esto no sucede, lo cual se debe a reacciones incompletas, reacciones simultáneas y otros factores. Las cantidades de los productos que se obtienen en las reacciones pueden ser menores que las que se predirían mediante cálculos estequiométricos. La cantidad de un producto que prediríamos se forma a partir de cantidades específicas de reactivos se llama **rendimiento teórico** de la reacción. En el laboratorio se pueden determinar realmente las cantidades de productos obtenidos a partir de cantidades específicas de reactivos. La cantidad de producto que se obtiene en esta forma se denomina **rendimiento real** de la reacción. Algunas veces conviene expresar el rendimiento real como un porcentaje del rendimiento teórico. El **porcentaje de rendimiento** de una reacción se encuentra dividiendo el rendimiento real en gramos entre el rendimiento teórico en gramos y multiplicando el resultado por 100:

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \left(\frac{\text{Rendimiento real en gramos}}{\text{Rendimiento teórico en gramos}}\right) 100$$

Ejemplo 8-12 Se hace reaccionar una muestra de 200 g de ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ (138.1 g/mol), con suficiente anhídrido acético, $(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$, para producir 220 g de ácido acetilsalicílico (aspirina), $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ (180.02 g/mol), de acuerdo con la ecuación



¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de aspirina para la reacción? Puede calcularse el rendimiento teórico, convirtiendo la masa de ácido salicílico al número de moles de ácido salicílico el cual, a su vez, puede convertirse al número de moles de aspirina Y, entonces, al número de gramos de aspirina. La sucesión de conversiones debe ser

$$\begin{array}{l} \text{masa de} \\ \text{ácido salicílico} \end{array} \rightarrow \begin{array}{l} \text{moles de} \\ \text{ácido salicílico} \end{array} \rightarrow \begin{array}{l} \text{moles de} \\ \text{aspirina} \end{array} \rightarrow \begin{array}{l} \text{masa de} \\ \text{aspirina} \end{array}$$

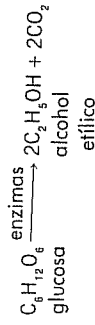
$$200 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138.1 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \right) \left(\frac{180.2 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} \right) = 260 \text{ g}$$

Una vez que se conoce el rendimiento teórico, puede calcularse el porcentaje de rendimiento, dividiendo el rendimiento real entre el rendimiento teórico y multiplicando por 100:

$$\text{Por ciento de rendimiento} = \left(\frac{220 \text{ g aspirina}}{260 \text{ g aspirina}} \right) 100 = 84.6\%$$

El conocimiento del porcentaje de rendimiento esperado para una reacción es muy importante en muchos procesos industriales. El porcentaje de rendimiento esperado permite la determinación de la cantidad esperada de producto que se obtendrá a partir de cantidades específicas de reactivos. Es más, una de las consideraciones principales dadas en un proceso de fabricación industrial es que el proceso debe comprender reacciones en las que el porcentaje de rendimiento sea lo mayor posible.

Problema 8-8 La fermentación de la glucosa produce alcohol etílico y dióxido de carbono, de acuerdo con la ecuación

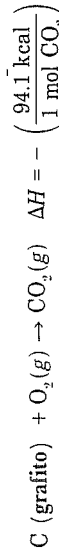


Si una muestra de 500 g de glucosa (180.2 g/mol) produce 200 g de alcohol etílico (46.1 g/mol) por fermentación, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de alcohol para la reacción?

8-7 Estequiometría y cambios de energía

Las reacciones químicas implican el rompimiento y la formación de enlaces químicos. Cuando ocurren estos procesos se tienen cambios de energía. En consecuencia, cuando ocurre una reacción química se tiene un cambio de energía correspondiente. Algunas reacciones químicas liberan energía hacia los alrededores y se les llama reacciones exotérmicas. Otras reacciones toman energía de los alrededores y se les llama reacciones endotérmicas. A menudo los cambios de energía que acompañan a las reacciones toman la forma de energía calorífica. Muchas reacciones químicas se llevan a cabo con el único propósito de liberar energía. Se quema gasolina y petróleo (se les hace reaccionar con el oxígeno del aire) en los automóviles y camiones y se convierte la energía potencial química de estos combustibles en trabajo mecánico útil. Se queman gas natural, carbón de piedra y petróleo con el fin de producir energía para muchos procesos industriales. En la actualidad, nuestra

mayor fuente de energía proviene de la combustión de gasolina, petróleo, carbón y gas natural. A estas sustancias se les llama combustibles fósiles, debido a que se obtienen de depósitos fosilizados en la tierra que datan de millones de años. Las fuentes de los cambios de energía en las reacciones químicas son las especies químicas que intervienen en la reacción. Cada especie tiene una **energía potencial química** y, cuando ocurre una reacción química, hay un cambio total en esa energía potencial química. Si la energía que contienen los productos es mayor que la de los reactivos, se necesita una fuente externa de energía para que se lleve a cabo la reacción. Esa reacción que requiere energía es una reacción endotérmica. Si el contenido de energía de los productos es menor que el contenido de energía de los reactivos, se libera el exceso de energía. Este tipo de reacción es una reacción exotérmica. En una reacción química abierta a la atmósfera, la energía comprendida, la cual toma la forma de energía calorífica, se llama **cambio de entalpía** de la reacción y se le denota por el símbolo ΔH° . En realidad, el cambio de entalpía de una reacción depende de las condiciones en las cuales se efectúe la reacción. Por lo general, el calor relacionado con una reacción química que ocurre a 25 °C y 1.000 atm de presión se llama calor de la reacción o cambio estándar de entalpía de la reacción y se representa por ΔH° . Por ejemplo, se liberan 94.1 kcal de calor cuando reaccionan una mol de carbono en la forma de grafito y una mol de gas oxígeno a 25 °C y 1.000 atm de presión, para producir una mol de dióxido de carbono a las mismas condiciones. De donde, el cambio estándar de entalpía de la reacción es 94.1 kcal. Comúnmente, el cambio estándar de entalpía de una reacción se expresa en términos del número de kilocalorías que intervienen por mol de producto. Además, por convención, el cambio de entalpía de un proceso exotérmico se toma con signo negativo y el cambio de entalpía de un proceso endotérmico con signo positivo. Podemos expresar el cambio estándar de entalpía en la reacción entre el carbono y el oxígeno para producir dióxido de carbono a 25 °C como



ΔH expresa el número de kilocalorías que implica la producción de un mol de dióxido de carbono en la reacción y el signo negativo indica que la reacción es exotérmica. Puede usarse el cambio de entalpía de una reacción como un factor para determinar el calor que interviene en la producción de un cierto número de moles de CO_2 o para determinar el número de moles de CO_2 si se conoce la cantidad de calor emitida.

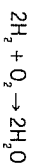
Ejemplo 8-13 ¿Cuántas kilocalorías de calor se emiten cuando se producen 2.56 moles de dióxido de carbono en la reacción del grafito con el oxígeno a 1.000 atm y 25.0 °C?

Puede usarse el cambio de entalpía para la reacción como un factor para convertir el número de moles de CO_2 al número de kilocalorías liberadas:

* Se usa el símbolo Δ (delta) para indicar un cambio. Así, un cambio en la entalpía, H , se representa como ΔH (léase "delta H").

$$2.56 \text{ moles CO}_2 \left(\frac{94.1 \text{ kcal}}{1 \text{ mol CO}_2} \right) = 241 \text{ kcal}$$

Ejemplo 8-14 Cuando 4.79 g de gas hidrógeno reaccionan con gas oxígeno para producir agua a 25 °C y 1.000 atm de presión, se liberan 137.0 kcal de calor. ¿Cuál es el cambio estándar de entalpía para esta reacción? La ecuación balanceada es



Se desea determinar el número de kilocalorías que intervienen por mol de agua producido. Sabemos que se producen 137.0 kcal de calor cuando 4.79 g de hidrógeno reaccionan con oxígeno. Esta información puede expresarse como

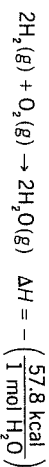
$$\left(\frac{137.0 \text{ kcal}}{4.79 \text{ g}} \right)$$

Los gramos de H₂ pueden convertirse a moles de H₂ los cuales, a su vez, pueden convertirse a moles de H₂O, aplicando el factor molar obtenido de la ecuación. La sucesión de conversiones debe ser

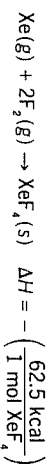
$$\left(\frac{\text{kilocalorías}}{\text{gramos H}_2} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{kilocalorías}}{\text{moles H}_2} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{kilocalorías}}{\text{moles H}_2\text{O}} \right)$$

$$\left(\frac{137.0 \text{ kcal}}{4.79 \text{ g}} \right) \left(\frac{2.02 \text{ g}}{1 \text{ mol H}_2} \right) \left(\frac{2 \text{ moles H}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}} \right) = \left(\frac{57.8 \text{ kcal}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

Dado que el calor se libera durante la reacción, el cambio de entalpía es negativo y la reacción puede representarse como



Ejemplo 8-15 Calcular el calor emitido cuando 200 g de xenón reaccionan con suficiente gas flúor a 25 °C y 1 atm. La reacción que se lleva a cabo es



Puede calcularse el calor emitido, convirtiendo la masa de xenón al número de moles de xenón el cual, después, puede convertirse al número de moles de tetrafluoruro de xenón. Entonces puede usarse el cambio estándar de entalpía para convertir el número de moles de tetrafluoruro de xenón al número de kilocalorías de calor emitido en la reacción.

La sucesión de conversiones debe ser

gramos de Xe → moles de Xe → moles de XeF₄ → kilocalorías

$$200 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Xe}}{131.3 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol XeF}_4}{1 \text{ mol Xe}} \right) \left(\frac{62.5 \text{ kcal}}{1 \text{ mol XeF}_4} \right) = 95.2 \text{ kcal}$$

Problema 8-11 Se encuentra que 46.5 g de gas nitrógeno reaccionando con gas oxígeno para producir gas NO a 25 °C y 1.000 atm de presión, consume 71.7 kcal de calor. Calcular el cambio estándar de entalpía por mol de óxido de nitrógeno. Escribir la ecuación balanceada y dar el cambio de entalpía con el signo apropiado. Si una muestra de 237 g de gas oxígeno reacciona con gas nitrógeno suficiente a 25 °C y 1.000 atm de presión, para formar gas NO, ¿cuántas kilocalorías de calor se requerirían?

Química industrial

La química industrial comprende la producción de sustancias químicas básicas y de artículos básicos tales como plásticos, fertilizantes y drogas, e interviene en la fabricación de alimentos preparados. A continuación se discuten algunos productos y procesos químicos industriales importantes.

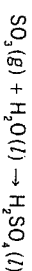
El ácido sulfúrico es una de las sustancias químicas más importantes que se producen en la industria. Anualmente se fabrican millones de toneladas de ácido sulfúrico. Este ácido se usa en la producción de fertilizantes fosforados, roya, papel, detergentes, tintes, plásticos, pinturas, sulfato de amonio y otras sustancias químicas. En los Estados Unidos, la mayor parte del ácido sulfúrico se prepara por el proceso de contacto en el que el azufre se hace reaccionar con el oxígeno para formar gas dióxido de azufre:



El gas dióxido de azufre se hace reaccionar con más oxígeno en presencia de un catalizador para producir gas trióxido de azufre:



A continuación, el gas trióxido de azufre reacciona con el agua para producir ácido sulfúrico concentrado:



En la atmósfera existen grandes cantidades de nitrógeno elemental. Para hacer que este nitrógeno sea biológica y químicamente útil, es necesario combinarlo con otros elementos. Este proceso de combinación se llama fijación del nitrógeno. Algo de nitrógeno se fija mediante procesos naturales pero, con el fin de obtener el nitrógeno suficiente que contienen los fertilizantes, es necesario fijar industrialmente grandes cantidades de nitrógeno. La manera más importante en la que se fija el nitrógeno atmosférico es el proceso de fabricación del amoníaco de Haber. En este proceso, el hidrógeno y nitrógeno elementales se combinan a altas temperaturas y presiones en presencia de un catalizador, para formar amoníaco:

Esta gráfica representa una reacción exotérmica en la que la energía potencial de los productos es menor que la energía potencial de los reactivos. La diferencia en la energía potencial entre los reactivos y los productos representa el cambio de entalpía de la reacción (calor de reacción). Nótese que los reactivos deben ganar una cierta cantidad de energía, antes de que puedan reaccionar para dar los productos. Esta cantidad de energía se llama energía de activación de la reacción. Un catalizador puede disminuir la energía de activación de la reacción y, en esta forma, a una temperatura dada, la reacción catalizada. Cuando la energía potencial de los reactivos es mayor que la de los productos, la gráfica representa una reacción exotérmica. Cuando se cumple lo contrario, la gráfica representa una reacción endotérmica.

Problemas

1. Balancear la ecuación siguiente en la que el gas acetileno reacciona con gas oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.



- Usando la ecuación balanceada anterior, expresar todas las razones molares posibles que relacionen las diversas especies que intervienen en la reacción.
- ¿Cuántos moles de gas oxígeno se requieren para reaccionar con 2.37 moles de acetileno?
- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen cuando 1.678 moles de acetileno reaccionan con suficiente oxígeno?
- ¿Cuántos gramos de acetileno se necesitan para reaccionar con 3.88 moles de oxígeno?
- ¿Cuántos gramos de agua se producen cuando 8.27 g de acetileno reaccionan con oxígeno suficiente?
- ¿Cuántos litros de gas oxígeno medidos a PTE se requieren para reaccionar con 5.32 g de acetileno?
- ¿Cuántos litros de gas oxígeno medidos a 25 °C y 1 atm de presión reaccionarán con 3.00 l de gas acetileno medidos a 25 °C y 1 atm de presión?

2. El metal magnesio reacciona con el gas nitrógeno para producir nitruro de magnesio. Balancear la ecuación siguiente que representa esta reacción.



- ¿Cuántos moles de magnesio se necesitan para producir 10.38 moles de nitruro de magnesio?
- ¿Cuántos gramos de nitrógeno se necesitan para reaccionar con 2.42 moles de magnesio?

- ¿Cuántos gramos de nitruro de magnesio se producen cuando 53.0 g de magnesio reaccionan con nitrógeno suficiente?
- ¿Cuántos gramos de gas nitrógeno se necesitan para reaccionar con 25.6 g de magnesio?
- ¿Cuántos litros de gas nitrógeno medidos a 25 °C y 1.025 atm de presión se necesitan para reaccionar con 5.00 g de magnesio?
- ¿Cuántos gramos de nitruro de magnesio se producen cuando 50.0 l de gas nitrógeno medidos a PTE reaccionan con magnesio suficiente?

3. El sulfuro de plomo(II) reacciona con el gas oxígeno para dar óxido de plomo(II) y dióxido de azufre, de acuerdo con la ecuación no balanceada



Balancear esta ecuación y dar respuesta a las preguntas siguientes.

- ¿Cuántos moles de gas oxígeno se necesitan para reaccionar con 8.27 moles de PbS?
- ¿Cuántos gramos de PbO se producen a partir de 80.0 moles de PbS?
- ¿Cuántos gramos de PbO se producen a partir de 20.0 kg de PbS?
- ¿Cuántos litros de gas oxígeno medidos a 30 °C y 750 torr de presión se requieren para reaccionar con 28.5 g de PbS?
- ¿Cuántos gramos de PbO se producen cuando 30.0 l de gas oxígeno medidos a 200 °C y 760 torr de presión reaccionan con suficiente PbS?
- ¿Cuántos litros de SO₂ medidos a PTE se producen cuando 42.7 l de gas oxígeno medidos a PTE reaccionan con suficiente PbS?

4. El benceno (C₆H₆) reacciona con el gas oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Dar la ecuación balanceada y determinar cuántos litros de gas oxígeno, medidos a PTE, se necesitan para reaccionar con 180.0 g de benceno.

5. El metal magnesio reacciona con el gas oxígeno para dar el óxido esperado. Escribir la ecuación balanceada y determinar cuántos gramos del producto pueden prepararse a partir de 26.7 g de metal magnesio.

6. El gas hidrógeno reacciona con el azufre para dar sulfuro de hidrógeno. Escribir la ecuación balanceada y determinar cuántos moles de producto pueden prepararse a partir de 58.7 g de azufre.

7. El agua puede descomponerse electrólíticamente para formar los gases hidrógeno y oxígeno. Escribir la ecuación balanceada y deducir cuántas moléculas de gas hidrógeno pueden prepararse descomponiendo 24.0 g de agua.

Capítulo 9: Líquidos y sólidos

Al terminar de estudiar el capítulo, el estudiante debe ser capaz de:

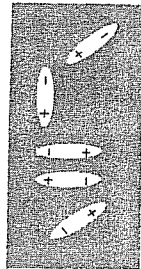
- Describir las fuerzas de interacción (fuerzas de Van der Waals: dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido, dipolo inducido instantáneamente) entre las moléculas en una colección de moléculas.
- Describir el enlace de hidrógeno.
- Describir el estado líquido.
- Definir la temperatura y presión críticas de un gas.
- Describir como pueden evaporarse los líquidos.
- Definir la presión de vapor de un líquido.
- Dar una definición del punto de ebullición de un líquido.
- Describir la solidificación (congelación) de un líquido.
- Dar una descripción de los seis tipos de sólidos (iónicos, moleculares polares, moleculares no polares, atómicos, metálicos y polímeros).
- Predecir el tipo de sólido esperado que forme una sustancia.
- Dar definiciones del calor de fusión, calor de cristalización, calor de vaporización y calor de condensación.
- Calcular el cambio de energía relacionado con el cambio de fase (solidificación, fusión, ebullición o condensación) de una cierta cantidad de una sustancia.

Algunas energías de enlace.

Enlace	Energía del enlace (kilocalorías/mol)	Enlace	Energía del enlace (kilocalorías/mol)
H-H	104.2	O-O	33.2
C-H	98.8	O-H	110.6
C-C	83.1	F-F	36.6
C-N	69.7	Cl-Cl	58.0
C-O	84.0	Br-Br	46.1
C-S	62.0	I-I	36.1
C-F	105.4	H-F	134.6
C-Cl	78.5	H-Cl	103.2
C-Br	65.9	H-Br	87.5
C-I	57.4	H-I	71.4

podemos decir que las moléculas tienden a repelerse cuando se aproximan mucho. Las otras tres fuerzas intermoleculares son más bien de atracción que de naturaleza repulsiva.

Un segundo tipo de interacción se presenta entre las moléculas polares. Debido a que las moléculas polares tienen centros de carga positiva y negativa separados, pueden atraerse entre sí por fuerzas electrostáticas. Es decir, los extremos negativos de las moléculas polares son atraídos hacia los extremos positivos de las otras y viceversa, como se ilustra a continuación.



Esto se conoce como **interacción dipolo-dipolo** y sólo ocurre entre moléculas que tienen momentos dipolares. Un tercer tipo de fuerza intermolecular ocurre en una mezcla de moléculas polares y no polares. Los centros de carga positiva de las moléculas polares pueden atraer los electrones móviles de las moléculas no polares. Esto da como resultado un dipolo inducido en la molécula no polar como se ilustra a continuación.



Esto se llama **interacción dipolo-dipolo inducido**.

La última de estas interacciones es, posiblemente, la más importante pero, desgraciadamente, es muy difícil de representar. Este tipo de interacción se debe a la atracción instantánea de los núcleos de una molécula por los electrones de otra y puede ocurrir con cualquier tipo de molécula. Esta interacción se ilustra a continuación y se conoce como **interacción**

Líquidos y sólidos

9-1 Colecciones de moléculas

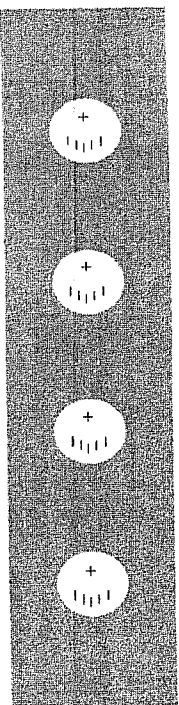
Antes de discutir las propiedades y naturalezas de sólidos y líquidos, es necesario considerar las fuerzas que intervienen en las colecciones de moléculas. En los gases, las moléculas no ejercen gran influencia entre sí. Sin embargo, en los líquidos y sólidos las moléculas interactúan. Como consecuencia, con el fin de explicar el estado sólido y el líquido, es necesario comprender las fuerzas de interacción entre las partículas químicas. Antes de considerar estas fuerzas relativamente débiles, consideremos las intensiones de los enlaces covalentes.

El enlace covalente es un enlace muy común. Como generalmente es bastante fuerte, comúnmente se requiere una gran cantidad de energía para romperlo. La cantidad media de energía requerida para romper un mol de cierto tipo de enlace covalente se llama **energía de disociación del enlace**. Por ejemplo, la energía requerida para romper los enlaces covalentes en un mol de hidrógeno ($H-H \rightarrow 2H$) es 104.2 kcal (kilocalorías). De donde, la energía de disociación del enlace covalente H-H es 104.2 kcal/mol H-H. En la Tabla 9-1 se dan las energías medias de disociación del enlace para algunos enlaces covalentes comunes. Se usa el término medio debido a que existen ligeras diferencias en las energías de disociación del enlace como resultado de diferentes medios moleculares de los átomos enlazados. Sin embargo, las energías de disociación del enlace proporcionan una medida de las intensidades relativas de los diversos enlaces covalentes.

Nosotros nunca tratamos con moléculas aisladas sino con grandes colecciones e incluso mezclas de moléculas. Las fuerzas de interacción entre las moléculas (fuerzas intermoleculares) tienen gran importancia cuando se considera el comportamiento de las colecciones de moléculas. Estas fuerzas de interacción normalmente se conocen como **fuerzas de Van der Waals** y, generalmente, son de cuatro tipos.

Un tipo de fuerza surge cuando las moléculas se aproximan tanto que las nubes electrónicas llenas empiezan a traslaparse. Estos traslapes provocan **fuerzas repulsivas** intensas entre las moléculas. Como consecuencia,

de **dipolo inducido instantáneamente**. Estas interacciones pueden formarse y romperse con mucha rapidez y se presentan repetidamente en una colección de moléculas.



Entonces, una colección de moléculas puede considerarse como si consistiera de agregados de moléculas que se interactúan mediante las fuerzas intermoleculares posibles que se resumen en la Tabla 9-2. Sin embargo, una colección así es bastante dinámica, y la extensión y duración de tal agregación depende de la temperatura y otros factores. Si la temperatura es lo suficientemente alta como para que esté disponible suficiente

Tabla 9-2 Tipos de interacción molecular

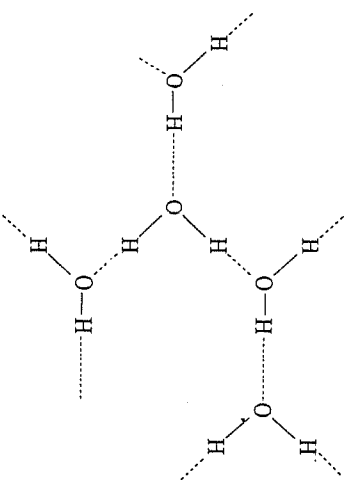
Tipo de fuerza	Naturaleza de la fuerza	
Repulsiva	El contacto de los orbitales de los moléculas don lugar' fuerzas de repulsión intensas.	
Atracción dipolo-dipolo	Centros de moléculas polares con carga opuesta provocan la atracción entre las moléculas.	
Atracción dipolo-dipolo inducido	El centro de carga de un o molécula dipolo atrae los electrones de moléculas no polares.	
Atracción de dipolo inducido instantáneamente	Atracción entre los núcleos de las moléculas hacia los electrones de otros moléculas.	
Enlaces de hidrógeno.	Intensa atracción dipolo-dipolo entre los hidrógenos de una molécula y átomos altamente electronegativos (F, O, N) de otras moléculas.	

energía de movimiento, las fuerzas conducen a agregaciones instantáneas que se rompen constantemente para formar nuevas. Como averiguaremos posteriormente, puede considerarse que estas formas de interacción intervienen en la formación de los estados sólido y líquido de las colecciones moleculares.

9-2 El enlace de hidrógeno

Un caso muy importante de interacción dipolo-dipolo ocurre en colecciones de moléculas polares que contienen hidrógeno enlazado a un átomo altamente electronegativo, como el flúor, el oxígeno o el nitrógeno. Estos enlaces son bastante polares y el hidrógeno, como no tiene electrones de nivel interno, se presenta como un núcleo parcialmente desnudo. Debido a la alta polaridad de tales enlaces y la falta de efecto de cubierta electrónica de nivel de energía interno alguno alrededor del hidrógeno, es posible que surja una intensa fuerza de atracción electrostática intermolecular. Esta fuerza de atracción es más fuerte que las fuerzas normales de Van der Waals y origina agregados bastante estables de moléculas polares que contienen estos tipos de enlaces. De hecho, esta fuerza de atracción entre el hidrógeno de una molécula y el átomo electronegativo de otra molécula es lo suficientemente fuerte como para considerarse como un tipo de enlace químico. Este **enlace de hidrógeno** es importante debido a que interviene en colecciones de muchas moléculas importantes.

Puede considerarse que el agua líquida y sólida consiste de agregados de moléculas de agua que están enlazadas entre sí mediante enlaces de hidrógeno. Podemos representar una porción de esta agregación en el estado líquido como



Esta figura sólo representa una pequeña porción del agregado tridimensional de moléculas de agua y la notación O H representa los enlaces de hidrógeno. Una agregación así puede contener un gran número de moléculas y, si la temperatura es lo suficiente alta, se pueden romper los enlaces de hidrógeno y pueden formarse enlaces nuevos rápidamente.

licuarse a una presión correspondientemente más baja. Un gas que se mantiene a una temperatura por debajo de la temperatura crítica a veces se le da el nombre de **vapor**. Para licuar un gas, debe enfriarse a una temperatura más baja que la crítica.

La sencilla imagen del estado líquido como una colección de moléculas que están moviéndose constantemente en todas direcciones y que se interactúan mutuamente, puede usarse para describir y racionalizar algunas de las propiedades de los líquidos. Como resultado de la libertad de movimiento y las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas, todos los líquidos pueden fluir. Por ejemplo, puede hacerse fluir (verter) una muestra de un líquido de un recipiente a otro. Las fuerzas de atracción

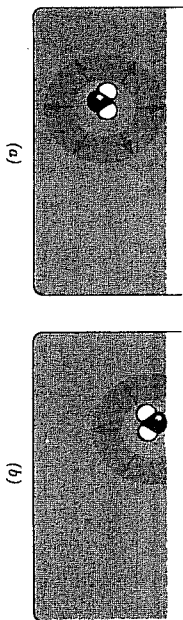


Figura 9-3 Tensión superficial. (a) En el interior del líquido las moléculas son atraídas con igual intensidad en todas direcciones. (b) Las moléculas en la superficie experimentan una atracción neta hacia abajo, ya que no tienen moléculas por encima de ellas.

hacen que la agregación de moléculas se transfiera como un cuerpo. No obstante, estas mismas fuerzas de atracción provocan que un líquido presente una cierta resistencia interna al flujo, la cual se conoce como **viscosidad**. Algunos líquidos, como los aceites, pueden ser bastante viscosos, mientras que otros tienen viscosidades muy bajas y fluyen con facilidad. La viscosidad de un líquido depende de la naturaleza de sus partículas. Comúnmente, a bajas temperaturas la viscosidad de un líquido es mayor, ya que, en lugar de las fuerzas cinéticas, dominan las fuerzas de atracción. Las fuerzas de atracción tienen una gran influencia sobre el comportamiento del estado líquido. La Figura 9-3 ilustra un líquido ideal en el que una molécula dada es atraída con igual intensidad por las moléculas que la rodean. Las moléculas en la superficie frontera del líquido sólo son atraídas por las moléculas que se encuentran por debajo y a los lados de ellas, como se ilustra en la figura. Como resultado de esto, existen fuerzas de atracción no balanceadas. La atracción no balanceada conduce a un tirón neto hacia adentro que tiende a llevar las moléculas superficiales hacia el cuerpo del líquido. Consecuentemente, la superficie del líquido se encuentra bajo una cierta tensión, llamada **tensión superficial** del líquido. Cuando se ejerce una fuerza sobre la superficie de un líquido, ocurre un cambio en volumen muy pequeño. Los líquidos son esencialmente incompresibles porque la cantidad de espacio libre entre moléculas en el estado líquido es bastante pequeña.

En cualquier colección de moléculas en el estado gaseoso, líquido o sólido, todas las moléculas no tienen la misma energía cinética. En efecto, debido al movimiento cinético y las colisiones de las partículas, pueden ocurrir cambios en energía cinética entre las moléculas. La mayoría de las partículas tienen energías cinéticas semejantes, aunque algunas pue-

den ser muy altas o muy bajas. A una temperatura dada, las energías cinéticas de las partículas en una muestra de una sustancia se ajustarán a un cierto patrón de distribución. Este patrón puede predecirse y, a menudo, se representa en la forma de una gráfica de **distribución de Maxwell-Boltzmann**, como se ilustra en la Figura 9-4. Esta distribución es una gráfica de la fracción de moléculas que tienen un valor particular de la energía cinética, contra la energía cinética. La gráfica ilustra la distribución para una colección de moléculas a dos temperaturas diferentes. La mayor fracción de las moléculas tienen energías cinéticas iguales o cercanas a la media. Sin embargo, como se ve en la gráfica, una determinada fracción tiene energías cinéticas altas y algunas tienen energías cinéticas bajas. Nótese también que a una temperatura más alta, la energía cinética media de la colección es mayor. Por supuesto, es de esperarse esto, puesto que la energía cinética media de tal colección es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

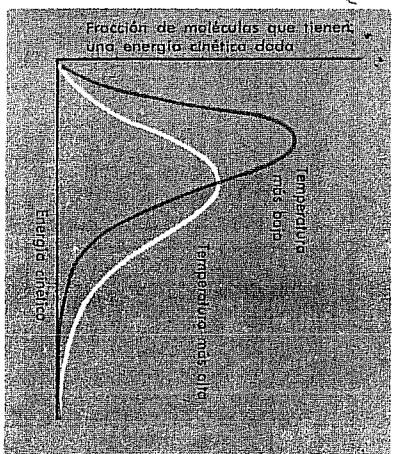


Figura 9-4 Representación de una distribución de Maxwell-Boltzmann.

Las energías cinéticas de las moléculas en un líquido tienden a oponerse a las fuerzas de atracción. Algunas moléculas que poseen suficiente energía cinética y están en o cerca de la superficie del líquido, pueden escapar de las fuerzas atractivas de las otras moléculas e irse hacia el estado de vapor. Esto se llama **evaporación**. Como las moléculas de energía superior son las que pueden evaporarse, la energía cinética media de las moléculas en el líquido decrece y, por tanto, la temperatura de la fase líquida baja por el proceso de **evaporación**. Esta es la razón por la que con frecuencia sentimos frío cuando se evapora el agua sobre nuestra piel. Si se mantiene correctamente el medio ambiente de un líquido, es posible que el líquido se evapore completamente. Ver la Figura 9-5. La rapidez de la evaporación depende de la magnitud del área superficial del líquido y la distribución de las energías cinéticas de las moléculas. Así, si se calienta un líquido o se espere de manera que tenga más área superficial, debe evaporarse con mayor rapidez.

Considérese una muestra de un líquido en un recipiente cerrado, como se muestra en la Figura 9-6. En un recipiente cerrado así, las moléculas que escapan hacia el estado vapor por evaporación, no pueden escapar

del recipiente. Bajo tales condiciones, ocurre una cierta cantidad de evaporación del líquido pero, eventualmente, la cantidad de líquido en el recipiente se vuelve constante. Esto puede explicarse por el hecho de que entre más y más moléculas entran al espacio encima del líquido por evaporación, más a menudo puede ocurrir una colisión de una molécula de

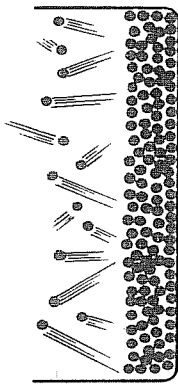


Figura 9-5 Evaporación. Algunos de los moléculas que se encuentran cerca de la superficie de un líquido tienen energía suficiente como para escapar de la colección de moléculas y entrar al estado de vapor. Cuando estas moléculas escapan del estado líquido, el proceso se llama evaporación.

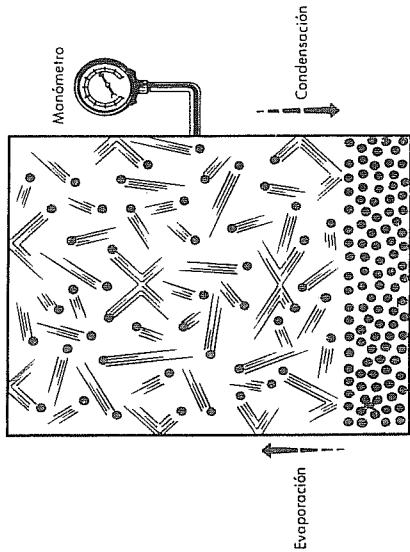


Figura 9-6 Presión de vapor de un líquido. La evaporación de las moléculas del líquido y la condensación de las moléculas del vapor ocurren de manera continua. Cuando las rapidez de la evaporación y la condensación son iguales, el vapor ejerce una presión específica llamada presión de vapor del líquido.

vapor con el líquido. Tales colisiones pueden conducir a que las moléculas de vapor entren nuevamente al estado líquido. Este cambio del estado de vapor al estado líquido se llama **condensación**. Los procesos de evaporación y condensación empiezan a actuar oponiéndose uno al otro y, finalmente, se alcanza un punto en el que la rapidez de condensación es igual a la rapidez de evaporación. En este punto, los dos procesos opuestos no producen un cambio neto en la cantidad de líquido presente, aunque tanto la evaporación como la condensación siguen llevándose a cabo de manera continua. Tal situación, en la que los procesos están actuando de manera igual y opuesta se conoce como estado de **equilibrio dinámico**. El término dinámico se refiere al hecho de que se están llevando a cabo los procesos y el término equilibrio se refiere al hecho

de que las rapidez de los procesos son iguales. El equilibrio dinámico es un concepto muy importante en la química. Téngase presente de que cuando existe ese estado de equilibrio, se están realizando de manera continua ciertos procesos dinámicos pero, como los cambios se oponen entre sí, no ocurre cambio aparente en el sistema relacionado con el equilibrio. (En capítulos posteriores se discutirán otros ejemplos de equilibrio dinámico en la química.) Una vez que se ha alcanzado un estado de equilibrio dinámico, las cantidades relativas del líquido y el vapor permanecen constantes a una temperatura dada. La cantidad del líquido que se evapora depende del tamaño del recipiente y la temperatura. En cualquier caso, el número de moléculas en la fase vapor será tal que el vapor ejercerá una presión constante definida a una temperatura fija. Ver la Figura 9-7. La presión del vapor en equilibrio dinámico con un líquido a una temperatura dada se llama **presión de vapor del líquido** a esa temperatura. Recuérdese la Sección 7-7 en la que se discutió la presión de vapor del agua. Las presiones de vapor dependen de la naturaleza del líquido, comúnmente se expresan en torrs y pueden determinarse experimentalmente. Los líquidos pueden describirse de acuerdo con su volatilidad o facilidad para evaporarse. Un líquido que se dice que es

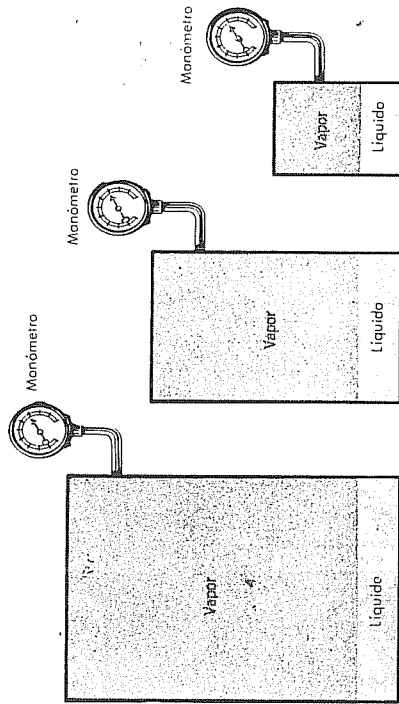


Figura 9-7 La presión de vapor de un líquido dado es constante a una temperatura específica. Dado que la presión es la fuerza por unidad de área, la presión de vapor de un líquido será la misma sin importar cuál sea el tamaño del recipiente en el que está en equilibrio con el vapor.

volátil tendrá una alta presión de vapor. Por ejemplo, el mercurio líquido es no volátil (la presión de vapor a 25 °C es 0.0019 torr), el agua líquida es moderadamente volátil (presión de vapor a 25 °C es 23.7 torrs) y el disulfuro de carbono líquido (CS₂) es altamente volátil (la presión de vapor a 25 °C es 400 torrs).

La presión de vapor de un líquido varía con la temperatura. Esta variación puede representarse trazando la gráfica de la presión de vapor de un líquido contra la temperatura. Una gráfica así se llama curva de la presión de vapor y se ilustra en la Figura 9-8. Nótese que, como era de esperarse, la presión de vapor de un líquido crece conforme aumenta la temperatura del líquido. Consideremos lo que sucede cuando se calienta una muestra de un líquido en un recipiente apropiado que esté abierto

a la atmósfera. Conforme se calienta el líquido, aumentará la temperatura. El aumento en la temperatura corresponde a un incremento en la energía cinética de las partículas en el líquido. Por supuesto, conforme

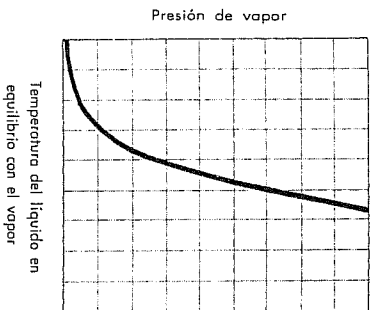


Figura 9-8 Una curva típica de presión de vapor.

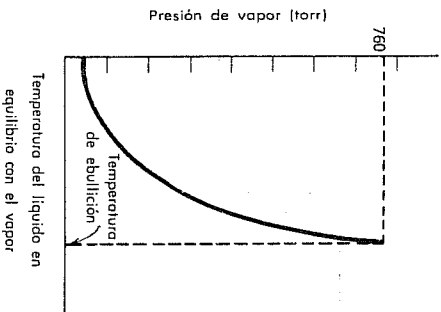


Figura 9-9 El punto de ebullición normal de un líquido es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es de 760 torr.

aumenta la temperatura, aumenta la presión de vapor del líquido. Conforme se continúa el calentamiento, eventualmente se alcanza un punto en que el seguir calentando no se manifiesta en aumento de la temperatura del líquido y rápidamente se forman burbujas de vapor en todo el volumen del líquido. Estas burbujas suben a la superficie y se revientan cuando el vapor escapa. Cuando se llega a este punto se dice que el líquido está hirviendo. La ebullición no se realiza hasta que la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica a la que está expuesto el líquido. Cuando la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica, esencialmente no existe inhibición del proceso de evapora-

ción en todo punto en el interior del líquido y se lleva a cabo una evaporación muy rápida (ebullición). Mientras el líquido está hirviendo, su temperatura permanece constante. Esta temperatura, a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica se llama **punto de ebullición** del líquido. Cada líquido tendrá un punto de ebullición característico, que depende de su volatilidad. Como consecuencia, a menudo se usan los puntos de ebullición en la identificación de los líquidos. En la Figura 9-9 se ilustra la localización del punto de ebullición de una curva de presión de vapor típica. La adición de más calor a un líquido que hierve no incrementará la temperatura del líquido sino sólo incrementará la rapidez de la evaporación o ebullición. Mientras el líquido se calienta constantemente, el proceso de ebullición continuará hasta que todo el líquido se haya consumido. Una vez que el líquido ha pasado al estado de vapor, el vapor puede escapar hacia la atmósfera. Sin embargo, si el vapor se recoge de alguna manera, puede enfriarse y hacer que regrese al estado líquido. Se han diseñado aparatos de laboratorio especiales para, hacer hervir un líquido y la subsecuente condensación de los vapores. El proceso de hervir un líquido y condensar los vapores se llama **destilación**. Este proceso puede usarse para separar líquidos de volatilidades diferentes y para purificar líquidos contaminados con impurezas no volátiles. En la Figura 9-10 se ilustra un aparato típico usado para destilación.

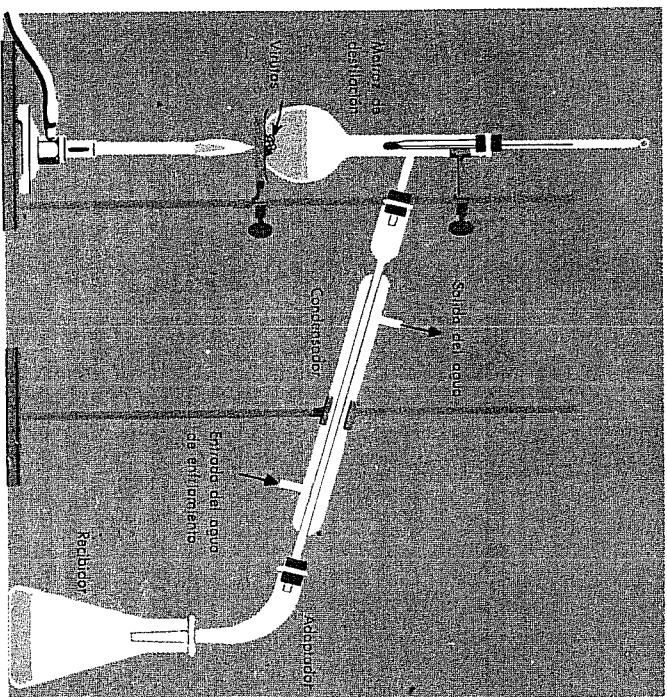


Figura 9-10 Se hierve un líquido en el matraz. Los vapores se pasan hacia el condensador en donde se enfrían y se regresan a la forma líquida. Este líquido fluye hacia el matraz receptor. Se hace pasar de modo continuo agua fría o tibia de la cubierta exterior del condensador. La condensación del vapor ocurre en el tubo interior.

9-4 El estado sólido

Como se ha visto en la sección anterior, puede considerarse que el estado líquido consiste de un agrupamiento definido de partículas en el que éstas tienen una cierta libertad de movimiento dentro del grupo. El estado líquido representa una situación en la que existe un cierto balance entre las fuerzas cinéticas que provienen del movimiento cinético de las partículas y las fuerzas de atracción que existen entre ellas. Cuando la fuerza cinética se vuelve dominante, disminuye la importancia de las fuerzas de atracción y el estado líquido cambia al estado gaseoso. Este cambio de estado puede realizarse por calentamiento. Ahora bien, consideremos lo que sucede cuando, en lugar de calentarlo, se enfría un líquido. Conforme el líquido se enfría, disminuye el movimiento cinético de las partículas y las fuerzas de atracción se hacen más y más dominantes. Conforme se continúa el enfriamiento, las fuerzas de atracción se hacen tan dominantes y el movimiento cinético disminuye en tal forma que las partículas empiezan a ocupar posiciones relativamente fijas en el espacio. De hecho, conforme se enfría el líquido, se alcanza un punto cuando, para que las partículas satisfagan mejor las fuerzas de atracción dominantes, deben quedar arregladas en un patrón tridimensional definido en el que ocupan posiciones espaciales definidas. Cuando esto ocurre, se

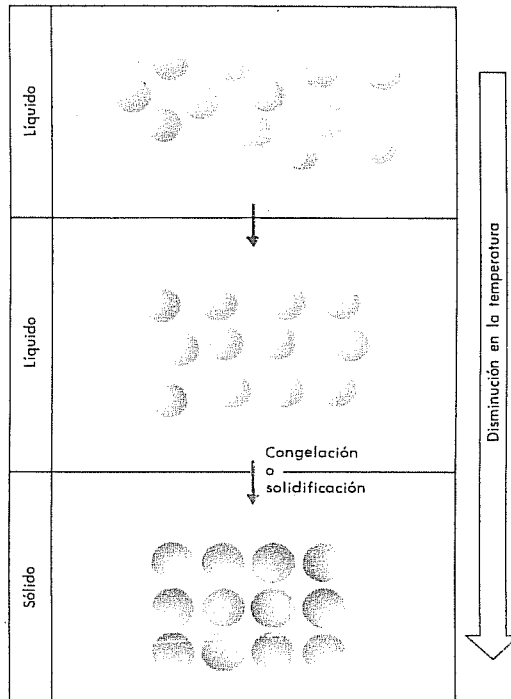


Figura 9-11 Proceso de solidificación. Conforme se enfría un líquido, los partículas se arreglan al final en un patrón definido en el que tienen posiciones fijas en el espacio. Cuando esto ocurre, el líquido se ha solidificado.

dice que el líquido ha cambiado al estado sólido. El cambio de fase del estado líquido al sólido se llama **solidificación, cristalización o congelación**. Ver la Figura 9-11 para una ilustración del proceso de solidificación. El estado sólido cristalino se caracteriza por una distribución tridimensional definida de partículas que ocupan posiciones relativamente

fijas en el espacio. Un arreglo tridimensional así se conoce como **red cristalina** o simplemente **cristal**.

Las posiciones que ocupan las partículas en la red se llaman **posiciones cristalinias**. Las partículas que ocupan las posiciones cristalinias se mantienen en un arreglo definido por las fuerzas de atracción. No obstante, estas partículas todavía poseen energía cinética, ya que puede considerarse que están vibrando alrededor de sus posiciones en la red cristalina. Ver la Figura 9-12. Este movimiento vibratorio permite la transferencia de energía cinética en todo el sólido. Como resultado de esto, existe una cierta distribución de las energías cinéticas de las partículas en el estado sólido, análoga a la distribución de las energías cinéticas características de las partículas en los estados líquido o gaseoso. A una temperatura dada, un cierto número de partículas cercanas a la superficie de un sólido tienen energías cinéticas lo suficientemente altas que pueden escapar del estado sólido y entrar al estado de vapor. Consecuentemente, un sólido tendrá una presión de vapor específica a una temperatura dada. Sin embargo, comúnmente, las presiones de vapor de los sólidos son mucho más bajas que las presiones de vapor de los líquidos.

Como es de esperar, la energía cinética media de las partículas en una muestra de una sustancia sólida es directamente proporcional a la temperatura absoluta. Si se calienta un sólido, es posible agregar la energía

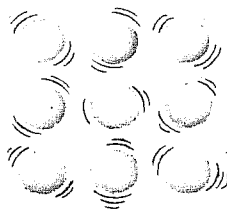


Figura 9-12 Las partículas que ocupan posiciones en la red en un sólido cristalino, pueden vibrar alrededor de esas posiciones, transfiriendo energía cinética hacia todo el cristal.

suficiente como para que las partículas escapen de las posiciones fijas en el espacio y formen el estado líquido. Para una sustancia dada, esta transición del estado sólido al líquido ocurrirá a una temperatura definida. Esta temperatura se llama **punto de fusión** del sólido. Con frecuencia se usa el punto de fusión de un sólido puro para identificar la sustancia.

La naturaleza de las partículas que ocupan las posiciones cristalinias depende de la naturaleza del sólido. Es decir, las partículas pueden ser iones, átomos o moléculas. En cualquier caso, las partículas se arreglarán en una forma dictada por las fuerzas de atracción que existan entre ellas. Estas fuerzas pueden ser muy intensas, como la fuerza electrostática de atracción entre iones de carga opuesta o la fuerza de enlace covalente que comprende el compartimiento mutuo de electrones entre átomos combinados. Por otra parte, estas fuerzas pueden comprender fuerzas intermoleculares, como el enlace de hidrógeno o las fuerzas de Van der Waals. En beneficio de la discusión, podemos clasificar los sólidos de acuerdo con la naturaleza de las partículas que ocupan las posiciones cristalinias. En esta forma se distinguen seis tipos de sólidos, los cuales se describen a continuación.

Sólidos iónicos. Los sólidos iónicos están constituidos por iones positivos (cationes) e iones negativos (aniones) arreglados en un patrón geométrico como se ilustra en la Figura 9-13. Los iones están arreglados en una forma que mejor satisface las fuerzas electrostáticas de atracción entre los iones de carga opuesta. Es más, el arreglo dependerá de las formas y tamaños de los iones. Los compuestos iónicos normalmente comprenden algún catión metálico y algún anión no metal monoatómico o anión poli-atómico. El ion amonio, NH_4^+ , es uno de los cationes no metálicos importantes que puede formar compuestos iónicos con aniones. Como las fuerzas electrostáticas de atracción (enlaces iónicos) son muy intensas,

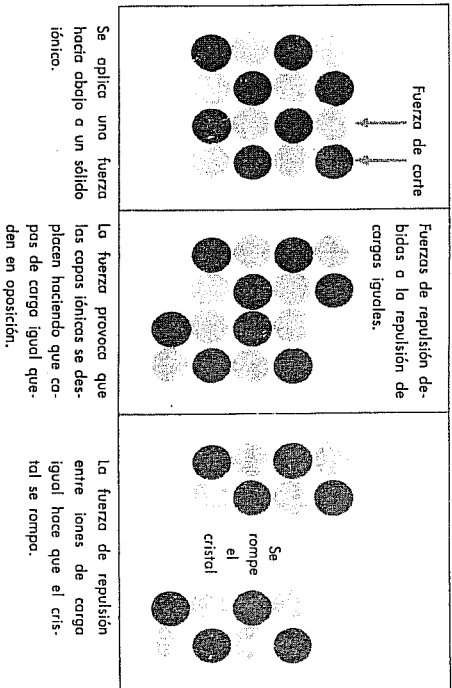
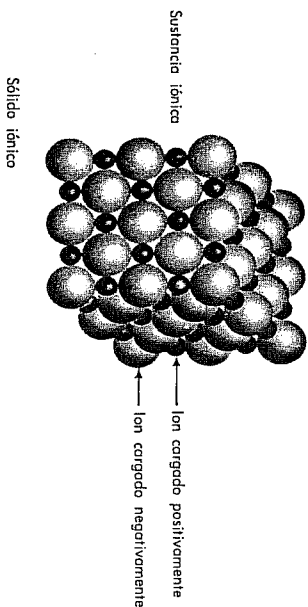


Figura 9-14 Ruptura de un sólido iónico.

normalmente los sólidos iónicos son bastante duros, tienen presiones de vapor muy bajas (no volátiles) y puntos de fusión altos. Una fuerza de corte aplicada a una muestra de un compuesto iónico cristalino puede hacer que planos de iones con carga semejante se muevan a posiciones de repulsión. Así, una fuerza de corte puede hacer que un cristal se quiebre. Generalmente los sólidos iónicos se quiebran con facilidad. Esto se ilustra en la Figura 9-14. Dado que los iones están en posiciones fijas en el estado sólido, los sólidos iónicos no conducen la electricidad; son

aisladores. Un hecho muy interesante, cuando los compuestos iónicos se funden (estado líquido), los iones quedan libres para moverse en cualquier dirección y es posible que los compuestos conduzcan la electricidad. En el Capítulo 10 se discute la conductividad relacionada con los iones en el estado líquido. Es importante observar que la partícula que ocupa una sola posición cristalina en un sólido iónico, no es característica de la composición del sólido. Es decir, como la red cristalina está constituida por una distribución de iones positivos y negativos en el espacio, ninguna partícula sencilla identificable caracteriza el sólido. Como consecuencia, normalmente se representa un compuesto iónico por la fórmula más sencilla que indica las clases y números relativos de los iones en el sólido. Por ejemplo, el cloruro de sodio sólido consiste de iones sodio y iones cloruro, ambos con una sola carga, distribuidos en una red cristalina. Dado que estos iones ocurren en una razón uno a uno, la fórmula más sencilla que representa el compuesto es NaCl . Puede considerarse que el fluoruro de calcio consiste de iones calcio e iones fluoruro distribuidos en una red cristalina, de tal manera que existen dos iones fluoruro por cada ion calcio. Es decir, como el ion calcio tiene una carga más dos y el ion fluoruro tiene una sola carga negativa, la fórmula más sencilla para el compuesto es CaF_2 . Un sólido iónico debe ser eléctricamente neutro, de modo que debe contener el número correcto de iones con carga opuesta.

Sólidos moleculares polares. Las sustancias moleculares que consisten de moléculas polares pueden formar sólidos en los que las moléculas ocupan las posiciones en la red cristalina. Cuando se solidifica una sustancia polar, la atracción mutua de las cargas contrarias conduce a la orien-

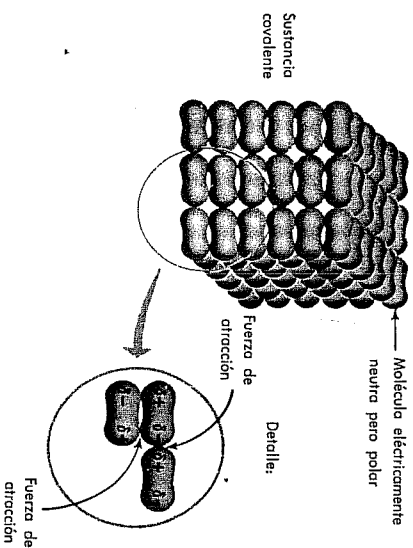


Figura 9-15 Sólido molecular polar.

tación de las moléculas en una forma que satisface mejor estas fuerzas de atracción. Ver la Figura 9-15. La distribución real de las partículas en la red cristalina depende de las formas de las moléculas y la intensidad de las atracciones. Estas fuerzas de atracción son relativamente intensas y, por tanto, es de esperar que los sólidos moleculares polares

tengan volatilidad moderada y puntos de fusión moderados. La partícula que ocupa una posición en la red es una molécula que es característica del compuesto. De donde, el compuesto se representa por la fórmula de la especie molecular. Los sólidos moleculares polares varían desde compuestos con moléculas de polaridad ligera, como el yoduro de hidrógeno, HI, hasta compuestos con moléculas altamente polares, como el agua. Las fuerzas de atracción entre las moléculas de agua en el hielo conducen a numerosos enlaces de hidrógeno como se muestra en la Figura 9-16.

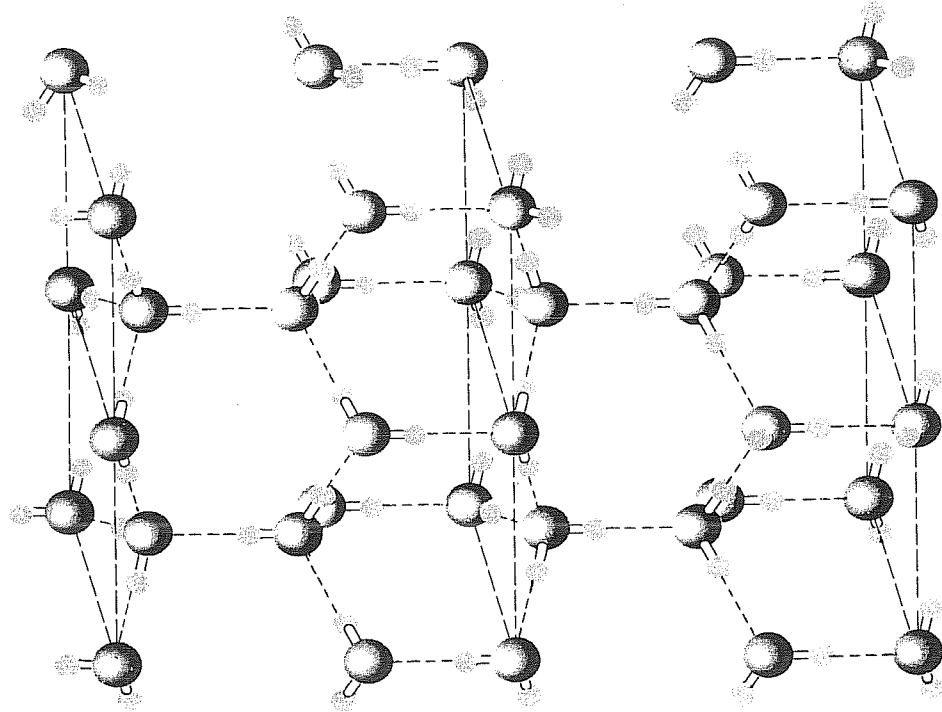


Figura 9-16. Cristal de hielo. Las moléculas de agua se mantienen en un patrón definido por los enlaces de hidrógeno entre ellas (los guiones cortos representan los enlaces de hidrógeno). Adaptado de *The Chemical Bond*, por Linus Pauling. Cornell University Press, 1966.

Sólidos moleculares no polares. Las sustancias que consisten de moléculas no polares forman cristales en los que las moléculas ocupan las posiciones cristalinarias y se mantienen en esas posiciones por las fuerzas de atracción de Van der Waals. (Ver la Figura 9-17.) Estas fuerzas son relativamente débiles. Por tanto, los sólidos no polares tienen puntos de fusión relativamente bajos y son bastante volátiles. Estas débiles fuerzas hacen que los sólidos sean un tanto suaves, de modo que pueden deformarse y quebrarse fácilmente. La distribución de las moléculas no polares en la red cristalina depende de la naturaleza de las moléculas. Como moléculas identificables ocupan cada posición cristalina, estos sólidos se representan por la fórmula de la especie molecular. Cualquier compuesto no polar formará un sólido de este tipo. Ejemplos típicos son el dióxido de carbono sólido, CO_2 (hielo seco), y el yodo sólido, I_2 .

Sólidos atómicos. Los sólidos atómicos tienen redes cristalinarias que consisten de átomos, los cuales están enlazados a sus átomos vecinos más próximos por medio de enlaces covalentes (pares de electrones compartidos). Una red así de enlaces covalentes produce un cristal que puede considerarse como una molécula gigante. Como los átomos están enlazados mediante fuertes enlaces covalentes, los cristales son muy duros, no volátiles y tienen puntos de fusión muy altos. Estos tipos de sólidos no son

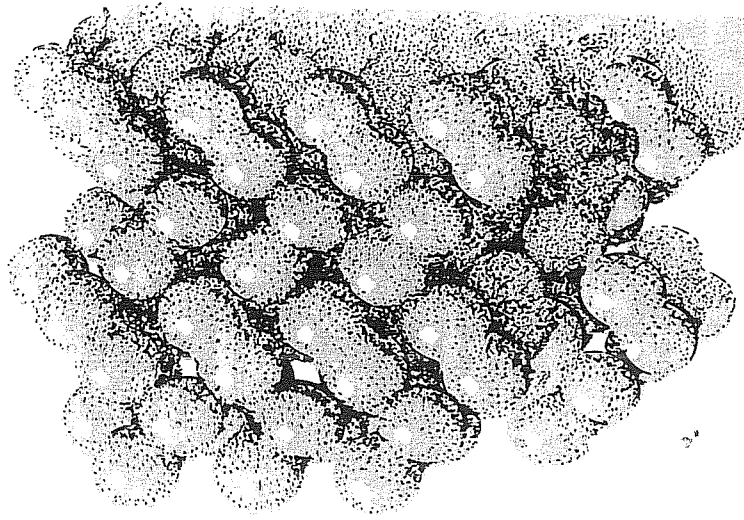


Figura 9-17. Estructura cristalina del yodo sólido no polar típico. Adaptado de *College Chemistry*, Tercera Edición, por Linus Pauling. W. H. Freeman and Company. Copyright © 1964.

muy comunes pero algunos de ellos son muy importantes. Un ejemplo importante es el diamante, C, el cual consiste de átomos de carbono enlazados entre sí en un patrón tridimensional para formar un cristal de carbono puro. En el cristal, un átomo de carbono dado está enlazado a otros cuatro átomos de carbono distribuidos en una forma tetraédrica, como se muestra en la Figura 9-18. (Ver la página 269.) El diamante es el sólido más duro conocido y tiene un punto de fusión extremadamente alto. Otros ejemplos de sólidos atómicos son el germanio, Ge, y el carburo de silicio, SiC (carborundo). Aunque el cristal completo de un sólido atómico puede considerarse como una molécula, estos sólidos se representan mediante fórmulas de los átomos combinados que ocupan las posiciones cristallinas.

Sólidos metálicos. Los elementos metálicos forman sólidos cristallinos en los que los átomos del metal se distribuyen en un patrón definido. El patrón depende del tamaño y la configuración electrónica de los átomos contenidos en el sólido. Las fuerzas de enlace que mantienen a los átomos en las posiciones cristallinas no se han comprendido por completo, pero indudablemente estas fuerzas están relacionadas con los electrones del nivel de energía externo de los átomos. Es decir, aparentemente algún tipo de fuerza de enlace relacionada con los electrones de valencia hace que los átomos se arreglen en un patrón geométrico regular aunque los átomos que intervienen son todos metálicos. (Ver la Figura 9-19.) Los sólidos metálicos tienen características importantes que los hacen bastante distinguibles respecto a los otros sólidos. Estas características incluyen propiedades como el lustre (brillantez), flexibilidad (ductilidad y maleabilidad), resistencia, conductividad térmica y conductividad eléctrica. La naturaleza del enlace en los metales permite el movimiento de los electrones, lo cual es característica de la conductividad eléctrica. Algunos metales, como el cobre, Cu, se usan ampliamente en el alambrado eléctrico. Otros tipos de sólidos no conducen fácilmente la electricidad. Dado que átomos individuales enlazados ocupan las posiciones en la red, los sólidos metálicos se representan por el símbolo del metal que comprenden el sólido. Los metales varían desde sólidos un tanto suaves, de baja densidad y bajo punto de fusión, como el litio, Li, hasta sólidos duros, densos y con punto de fusión alto, como el tungsteno, W. Las aleaciones son mezclas de metales con mucha importancia en aplicaciones industriales. Las aleaciones pueden tener propiedades que son diferentes a las de los metales individuales que forman la aleación. Aleaciones típicas son el latón, que es una aleación a base de cobre y que contiene otros metales, y el acero inoxidable, que es una aleación a base de hierro y que contiene otros metales.

Sólidos polímeros. Algunas sustancias existen en la forma de cadenas muy largas de átomos enlazados. A veces se da el nombre de macromoléculas a las moléculas grandes, como éstas. Una especie así puede contener cientos o miles de átomos. Ver la Figura 9-20 respecto a una representación ideal de una especie así. Los arreglos espaciales de estas moléculas pueden ser bastante geométricos o un tanto complicados, dependiendo de la naturaleza de las macromoléculas. Los sólidos polímeros

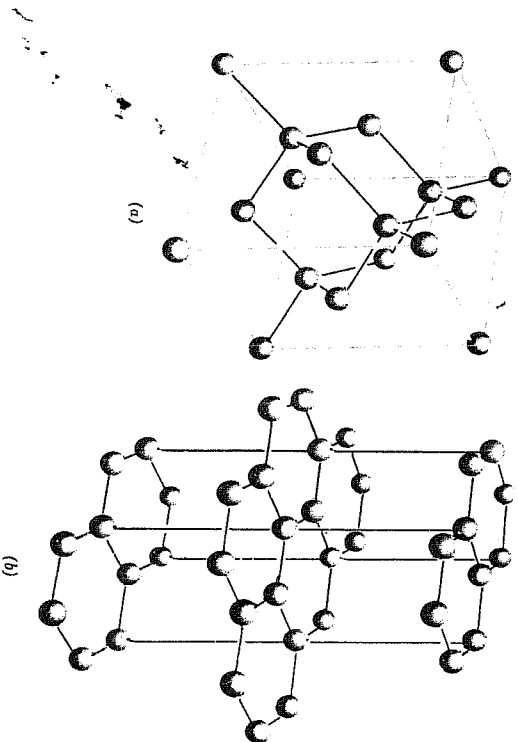


Figura 9-18 Dos formas cristallinas del carbono. (a) Arreglo de los átomos de carbono en el cristal de diamante. Cada átomo tiene cuatro vecinos cercanos, los cuales se arreglan alrededor de él en los esquinos de un tetraedro regular. (b) Arreglo de los átomos de carbono en el cristal de grafito. El cristal consiste de copos de átomos de carbono enlazados en una red hexagonal. Adaptado de *The Chemical Bond*, por Linus Pauling, Cornell University Press, 1964.

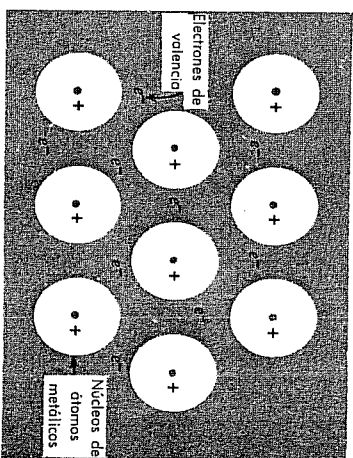


Figura 9-19 Representación de un sólido metálico.

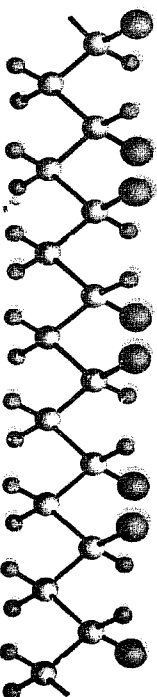


Figura 9-20 Porción de una molécula de un polímero.

son muy importantes en la química. Los plásticos son sólidos polímeros y muchos sólidos biológicos importantes son polímeros en naturaleza. Por ejemplo, la celulosa y las proteínas pueden considerarse como sólidos polímeros. Las fuerzas que mantienen las macromoléculas en posición en el sólido dependen de la naturaleza estructural de las moléculas. Estas fuerzas pueden ser resultado de atracciones de Van der Waals o de enlaces de hidrógeno. A menudo existe más de una fuerza de atracción entre estas grandes moléculas. El enlace de hidrógeno parece ser un factor muy importante en la estructura de los materiales polímeros biológicos importantes. Ver la Figura 9-21. Con frecuencia surge un problema cuando se desea usar una fórmula que represente los sólidos polímeros. En algunos casos, como el selenio sólido que consiste de largas cadenas de átomos de selenio enlazados en forma covalente, el sólido puede representarse simplemente por el símbolo del elemento. En el caso del selenio polímero, se usa el símbolo Se para representar el sólido. En otros casos, puede usarse la fórmula de la unidad representativa del sólido. Por ejemplo, el Teflón plástico sólido consiste de largas cadenas de átomos de

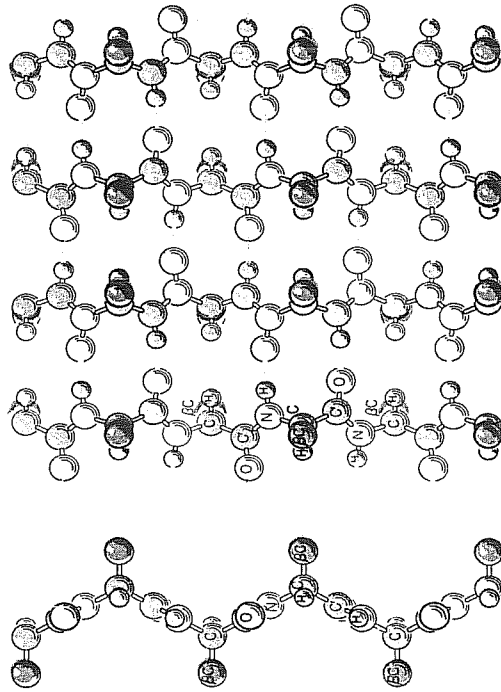


Figura 9-21 Porción del sólido polímero biológico seda, mostrando los enlaces de hidrógeno entre las cadenas poliméricas (los guiones representan los enlaces de hidrógeno). Tomado de College Chemistry, Tercera Edición, por Linus Pauling, W. H. Freeman and Company. Copyright © 1964.

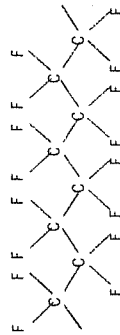
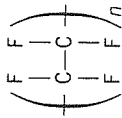


Figura 9-22 Porción de una molécula de Teflón.

carbono enlazados en forma covalente y, cada carbono, enlazado en forma covalente con dos átomos de flúor. Ver la Figura 9-22. De donde, el Teflón sólido puede representarse como



Esta fórmula proporciona una unidad representativa del sólido, mostrando que cada carbono está enlazado a dos átomos de flúor. El paréntesis y el subíndice n indican que el sólido consiste de un gran número de estas unidades enlazadas en sucesión. Muchos otros plásticos y sólidos polímeros biológicos pueden representarse de manera análoga. Sin embargo, muchos sólidos polímeros no pueden representarse mediante una fórmula sencilla. En tales casos, los sólidos pueden describirse por medio de una explicación más detallada de los elementos y las sucesiones de enlaces que comprenden las macromoléculas.

Los seis tipos de sólidos discutidos en los párrafos anteriores son generalizaciones convenientes de la naturaleza del estado sólido. En la Tabla 9-4 está contenido un resumen de estos tipos sólidos. Algunas sustancias forman sólidos que toman formas que no se ajustan a una de estas seis clasificaciones sino que más bien son intermedias entre dos o más formas.

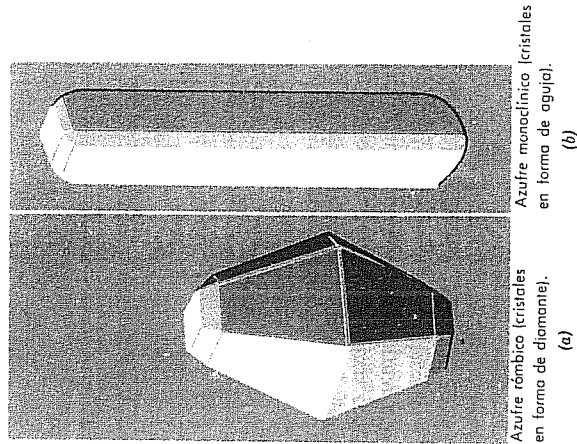


Figura 9-23 Dos formas cristalinas del azufre.

Empero, muchas sustancias en el estado sólido son bastante semejantes a uno de estos seis tipos sólidos. Algunas sustancias pueden cristalizar en dos o más formas, dependiendo de las condiciones del medio ambiente.

Tabla 9-4 Tipos de sólidos

Partículas que ocupan las posiciones cristalinias	Fuerzas entre las partículas	Propiedades de los sólidos	Ejemplos
Tipo			
Sólidos iónicos	Iones positivos y negativos	Attracción entre iones de carga opuesta (enlaces iónicos)	Puntos de fusión altos No volátiles Duros pero se hacen pedacitos con facilidad (NH ₄) ₂ SO ₄ (s)
Sólidos moleculares polares	Moléculas polares	Attracción dipolo-dipolo entre las moléculas	Puntos de fusión moderados Volatilidad y dureza moderadas HCl(s) H ₂ S(s) SO ₂ (s)
Sólidos moleculares no polares	Moléculas no polares	Attracción de Van der Waals entre las moléculas	Bajos puntos de fusión Baja volatilidad Suaves I ₂ (s) CH ₄ (s) O ₂ (s)
Sólidos atómicos	Átomos	Enlaces covalentes entre los átomos	Puntos de fusión muy altos Muy duros y no volátiles C(s) Diamante Ge(s) SiC(s)
Sólidos metálicos	Átomos de metales	Attracción entre los electrones del nivel externo de energía y los centros atómicos positivos	Fusión variable Baja volatilidad Dureza variable Na(s) Mg(s) Al(s)
Sólidos poliméricos	Macromoléculas (moléculas de muchos átomos llamados polímeros)	Attracción de Van der Waals y enlaces de hidrógeno	Fusión variable Baja volatilidad Dureza variable poliestireno polietileno almidón proteína

Estas formas pueden estar relacionadas simplemente con configuraciones geométricas diferentes de las partículas, o bien, formas cristalinas completamente diferentes. La capacidad de una sustancia para formar más de una forma cristalina se llama **polimorfismo** y las formas diferentes se conocen como formas **polimorfas** de la sustancia. La capacidad de un elemento dado para existir en más de una forma en un estado físico dado se llama **alotropía**. Las formas que adquiere el elemento se llaman formas **alotrópicas** del elemento. Un buen ejemplo de alotropía es la exhibida por el carbono, el cual puede existir en dos formas alotrópicas en el estado sólido. Estas formas son el diamante y el grafito. Ver la Figura 9-18. El azufre, S₈, comúnmente existe en una de dos formas cristalinas alotrópicas. La diferencia entre las dos formas es que las moléculas de S₈ tienen arreglos espaciales diferentes en la red cristalina. Ver la Figura 9-23. La alotropía puede comprender cualquier estado físico. Por ejemplo, el oxígeno puede existir en el estado gaseoso en la

forma de moléculas diatómicas, O₂, o en la forma de moléculas de ozono O₃. Se requieren condiciones especiales para cambiar una sustancia de la forma alotrópica estable a alguna otra forma alotrópica.

Problema 9-1 ¿Cuál de los seis tipos de sólidos es de esperar para cada uno de los sólidos siguientes?

- cloruro de potasio sólido
- kriptón sólido
- amoníaco sólido
- bromo sólido
- polietileno sólido
- magnesio sólido
- oro sólido
- sulfuro de hidrógeno sólido
- fluoruro de amonio sólido

9-5 Cambios de estado

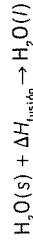
Quando se calienta un sólido, las partículas constituyentes del sólido ganan energía cinética. Quando la energía cinética de las partículas es lo suficientemente grande, el sólido puede fundirse y pasar a líquido. Por supuesto, este cambio del estado sólido al estado líquido ocurre en el punto de fusión del sólido. No todo el sólido se funde inmediatamente cuando se calienta hasta el punto de fusión. En realidad, cuando el sólido se calienta hasta el punto de fusión, se requiere cierta cantidad de calor para hacer pasar todo el sólido al estado líquido. Es decir, cuando se alcanza el punto de fusión, todo calentamiento posterior no cambia la temperatura sino que se usa en el proceso de fusión. Tal cambio de fase requiere una cierta cantidad de energía para hacer que las partículas se escapen de las posiciones cristalinas y entren al estado líquido en el que las posiciones de las partículas son menos definidas. Cuando ocurre un cambio en el que las posiciones de las partículas se hacen menos definidas, se dice que el cambio comprende la transferencia de un estado ordenado a un estado más aleatorio. La cantidad de energía requerida para convertir una cantidad específica de un sólido al estado líquido a una temperatura dada se llama **calor de fusión del sólido**. La mayoría de los sólidos tienen calores de fusión únicos que dependen de la naturaleza del estado cristalino y las fuerzas de atracción que existen entre las partículas. Con frecuencia, los calores de fusión se expresan en calorías por gramo de la sustancia o en kilocalorías por mol y se representan por el símbolo $\Delta H_{\text{fusión}}$ (léase "delta H de fusión"). Estamos familiarizados con la fusión del hielo, de modo que consideremos el agua como un ejemplo ilustrativo del cambio de fase de sólido a líquido. Cuando se calienta el hielo a 0 °C y empieza a fundirse, se requieren 79.7 cal de calor para fundir cada gramo de agua. Esto puede expresarse como

$$\left(\frac{79.7 \text{ cal}}{1 \text{ g}} \right)$$

Ejemplo 9-1 Si el calor de fusión del hielo a 0 °C es de 79.7 cal/g, ¿cuál es el calor de fusión del hielo en kilocalorías por mol de agua? (El calor de fusión expresado en kilocalorías por mol se llama calor molar de fusión.) Como conocemos el número de calorías requeridas para fundir un gramo de hielo a 0 °C y conocemos el número de gramos por mol de agua, puede hallarse fácilmente el calor molar de fusión, multiplicando el número de calorías por gramo por el número de gramos por mol. Por supuesto, como paso final, tiene que convertirse el número de calorías a kilocalorías.

$$\left(\frac{79.7 \text{ cal}}{1 \text{ g}}\right) \left(\frac{18.02 \text{ g}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}}\right) = \left(\frac{1.441 \text{ kcal}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}\right)$$

El cambio de fase y el cambio de energía relacionados con la fusión del hielo pueden representarse como



Usando la misma convención respecto al signo establecida para las entalpías de las reacciones (ver la Sección 8-8), este cambio de fase puede representarse como



El signo positivo del calor de fusión indica que se requiere energía para el cambio de fase del estado sólido al estado líquido.

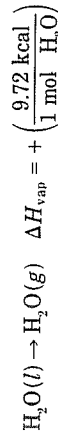
Problema 9-2 El calor de fusión del tetracloruro de carbono a -23.0 °C (punto de fusión normal) es 3.90 cal/g. Calcular el calor de fusión del tetracloruro de carbono en calorías por mol y dar una ecuación que represente los cambios de fase y energía.

Cuando se enfría un líquido licuado, comúnmente se solidificará a la misma temperatura a la cual el sólido se fundió. Esta temperatura se llama punto de solidificación de la sustancia. Esencialmente, el proceso de solidificación es el inverso al proceso de fusión. Conforme las partículas quedan arregladas en la red cristalina del sólido, se libera el exceso de energía cinética que poseen. La cantidad de calor que se emite cuando se solidifica una cierta cantidad de un líquido a una temperatura específica se llama calor de cristalización de la sustancia, ΔH_{crist} . Como el proceso de cristalización o solidificación es el inverso del proceso de fusión, el calor de fusión y el calor de cristalización tienen el mismo valor. La diferencia es que la fusión requiere energía ($\Delta H_{\text{fusión}}$ es positivo) y la cristalización libera energía (ΔH_{crist} es negativo). Si se conoce el valor del calor de fusión de un sólido a una temperatura dada, se conocerá el valor del calor de cristalización a esa temperatura. Por ejemplo, la solidificación del agua líquida a 0 °C puede representarse como



Nótese que el signo del calor de cristalización indica que se emiten 1.441 kcal de calor por cada mol de agua que se congela a 0 °C.

Siempre que ocurre un cambio de fase en el que las partículas están distribuidas de manera más desordenada, se requiere energía. Por otra parte, cuando el cambio de fase comprende un cambio hacia un arreglo más ordenado a partir de una distribución más aleatoria, se libera energía. Cuando un líquido se evapora o hierve, las partículas cambian del estado líquido más ordenado al estado más aleatorio de vapor. Como se requiere energía para este proceso de vaporización, se requiere una cierta cantidad de calor con el fin de cambiar una cantidad específica de líquido al estado de vapor a una temperatura dada. Esta cantidad de calor se llama calor de vaporización del líquido, ΔH_{vap} . Cada líquido tiene un calor de vaporización único. Por ejemplo, el calor de vaporización del agua líquida a 100 °C es 540 cal/g, o bien, 9.72 kcal/mol H_2O . La vaporización del agua a 100 °C puede representarse como



Cuando un vapor se condensa a líquido, las partículas cambian de un estado más aleatorio hacia uno más ordenado. De donde, es de esperar que el proceso de condensación libere energía. En efecto, el proceso de condensación libera energía. En efecto, el proceso de condensación puede considerarse como el inverso del proceso de vaporización. La cantidad de energía que se emita cuando se condensa una cierta cantidad de vapor a una temperatura dada se llama calor de condensación del vapor, ΔH_{cond} . Cada líquido tendrá un calor de condensación único. Por supuesto, como la condensación es inversa a la vaporización, el calor de condensación de un líquido tendrá el mismo valor que el calor de vaporización del líquido a una temperatura específica. La diferencia sería que la vaporización requiere energía y la condensación la libera. El hecho de que la condensación libera energía es obvio si sostenemos una mano encima de agua hirviendo y dejamos que el vapor se condense sobre de ella. La condensación del vapor a 100 °C puede representarse como



El signo negativo en el calor de condensación indica que se liberan 9.72 kcal de calor cuando se condensa un mol de vapor de agua a 100 °C.

Pueden usarse los valores de ΔH asociados con un cambio de fase dado para determinar el cambio total de energía que ocurre cuando una cierta cantidad de sustancia sufre un cambio de fase.

Ejemplo 9-2 ¿Cuántas calorías de calor se necesitan para vaporizar 273 g de agua a 100 °C?

Dado que sabemos cuántas calorías se necesitan para vaporizar un gramo de

agua a 100 °C, podemos multiplicar la masa del agua por este factor para encontrar el número total de calorías que se necesitan.

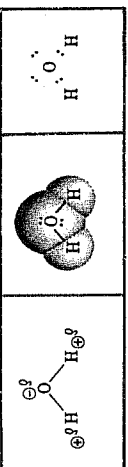
$$273 \text{ g} \left(\frac{540 \text{ cal}}{1 \text{ g}} \right) = 1.472 \times 10^5 \text{ cal}$$

Problema 9-3 ¿Cuántas calorías de calor se liberan cuando se congelan 500 g de agua a 0 °C?

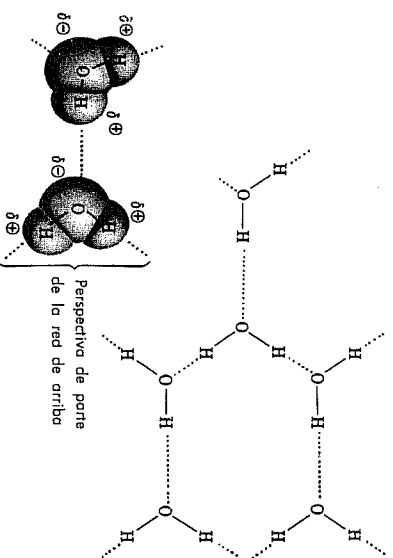
Agua

El agua es uno de los compuestos más abundantes y útiles que se encuentran en la Tierra. Se encuentra en los lagos, ríos, océanos, en depósitos subterráneos, en la atmósfera y es un componente esencial de los organismos vivos. Usamos agua para propósitos domésticos e industriales. En la química, el agua se usa ampliamente como solvente, medio para las reacciones químicas y como reactivo en algunas reacciones químicas.

El agua pura es un líquido incoloro que hierve a 100 °C y se transforma en el hielo a 0 °C. El agua existe como moléculas que consisten de dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno por medio de enlaces covalentes. Estas moléculas pueden representarse como



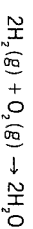
Las moléculas de agua son bastante polares, lo cual explica algunas de sus interesantes propiedades. En el estado líquido, las moléculas de agua están enlazadas extensamente mediante enlaces de hidrógeno, produciendo una red de moléculas unidas holgadamente.



Estos enlaces de hidrógeno provocan que el punto de ebullición del agua sea mucho más alto de lo que era de esperar. Cuando el agua se congela, los enlaces de hidrógeno hacen que las moléculas de agua se arreglen en una estructura abierta semejante a una jaula, en la cual las moléculas de agua están más separadas que en el agua líquida. Ver la Figura 9-6. Esto hace que el hielo común sea menos denso que el agua. Por supuesto, esto explica el hecho de que el hielo flote en el agua.

La naturaleza polar de las moléculas de agua hacen del agua uno de los mejores solventes para muchas sustancias. El agua disuelve fácilmente muchos compuestos iónicos y moleculares polares. Los extremos polares de las moléculas de agua interactúan con los iones o las moléculas polares, lo que permite que estas sustancias se disuelvan en el agua.

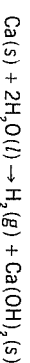
El agua se encuentra extensamente en la naturaleza, pero puede producirse haciendo que los gases hidrógeno y oxígeno reaccionen:



o por la combustión u oxidación de los compuestos orgánicos:



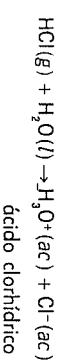
El agua reacciona con algunos metales para formar hidróxidos:



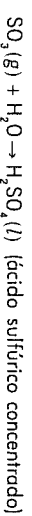
y con algunos metales, a altas temperaturas, para formar óxidos:



El agua reacciona con algunos hidruros de no metales para formar soluciones ácidas:



El agua se usa en muchos procesos de fabricación industrial como la fabricación del ácido sulfúrico,



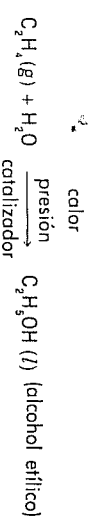
el ácido nítrico,



el acetileno,



y el alcohol etílico,



Problemas

1. Describir la interacción que puede tener lugar entre moléculas polares.
2. Describir la interacción que puede tener lugar entre moléculas polares y no polares.
3. Describir la interacción de dipolo inducido instantáneamente que puede ocurrir entre las moléculas.
4. ¿Qué es un enlace de hidrógeno? Dar un ejemplo.
5. Describir el estado líquido en términos de una colección de moléculas.
6. Dar definiciones de la temperatura y presión críticas de un gas.
7. Describir cómo es posible que un líquido se evapore.
8. Dar una definición para la presión de vapor de un líquido.
9. ¿Cómo cambia la presión de vapor de un líquido con la temperatura?
10. Dar una definición para el punto de ebullición de un líquido.
11. Describir qué sucede cuando un líquido se solidifica (congela) en términos del movimiento molecular.
12. Dar una breve descripción de cada uno de los tipos siguientes de sólidos, indicando las partículas que ocupan las posiciones en la red y las fuerzas que las mantienen en posición. Dar también un ejemplo de cada tipo.

(a) sólido iónico

(b) sólido molecular polar

(c) sólido molecular no polar

(d) sólido atómico

(e) sólido metálico

(f) sólido polímero

13. Indicar el tipo de sólido que es de esperar que se forme por cada una de las sustancias siguientes.

(a) nitrato de sodio, NaNO_3

(b) argón, Ar

(c) cloro, Cl_2 (d) poliestireno, $\left(\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{---} \text{C} \text{---} \\ | \\ \text{H} \end{array} \right)_n$

(e) plata, Ag

(f) sulfuro de hidrógeno, H_2S (g) metano, CH_4 (h) cloruro de amonio, NH_4Cl

(i) calcio, Ca

(j) cloruro de hidrógeno, HCl

14. Dar definiciones de los conceptos siguientes.

(a) calor de fusión

(b) calor de cristalización

(c) calor de vaporización

(d) calor de condensación

15. ¿Cuántas calorías de calor se liberan cuando se condensan 8.36 g de agua a 100°C ?
16. ¿Cuántas calorías de calor se necesitan para fundir 5.27 moles de hielo a 0°C ?
17. La cantidad de calor que se libera cuando se congela el benceno a 5.5°C (punto de congelación normal) es de 30.1 cal/g de benceno.

Calcular el valor de cristalización del benceno, C_6H_6 , en calorías por mol y dar una ecuación que represente los cambios de fase y energía.

18. ¿Cuál es el calor de fusión del benceno a 5.5°C ? (Ver el Problema 17.)

19. ¿Por qué flota el hielo en el agua?

Capítulo 10: Soluciones

OBJETIVOS

- Al terminar de estudiar el capítulo, el estudiante debe ser capaz de:
1. Dar definiciones para los términos solvente y soluto.
 2. Definir molaridad y calcular la molaridad de un soluto usando datos especificados.
 3. Calcular el número de moles de un soluto en un volumen específico de una solución de molaridad conocida.
 4. Calcular el volumen de una solución de molaridad conocida, la cual contiene un número especificado de moles de soluto.
 5. Calcular el número de gramos de soluto necesarios para preparar un volumen específico de una solución de molaridad especificada.
 6. Definir la composición en porcentaje en masa de una solución y calcular el porcentaje en masa de un componente de una solución, usando datos especificados.
 7. Definir fracción molar y calcular la fracción molar de un componente de una solución, usando datos especificados.
 8. Definir molaridad y calcular la molaridad de un soluto, usando datos especificados.
 9. Calcular el volumen de una solución de molaridad alta, necesario para preparar, por dilución, un volumen específico de una solución de molaridad más baja.
 10. Calcular el volumen al que debe diluirse un volumen específico de una solución de molaridad alta para dar una solución de molaridad más baja.
 11. Describir las fuerzas de interacción entre las moléculas de agua y los iones disueltos en ella.
 12. Describir el proceso de disolución.
 13. Describir un estado de equilibrio dinámico.
 14. Dar definiciones de solubilidad, solución saturada, solución no saturada y solución supersaturada.
 15. Dar definiciones de electrolito fuerte, electrolito débil y no electrolito.
 16. Predecir como debe representarse un soluto en la fase de solución acuosa, basándose en qué tanto la solución conduce la corriente eléctrica.
 17. Indicar en que forma un soluto afecta los puntos de congelación y ebullición de un solvente.
 18. Describir el proceso de ósmosis.
 19. Describir una partícula coloidal y una dispersión coloidal.
 20. Describir la diálisis.

Soluciones

10-1 Tipos de soluciones

Como se mencionó con anterioridad, las mezclas en las que las partículas (átomos, moléculas o iones) de los componentes se mezclan íntimamente se llaman **soluciones**. Las soluciones son muy importantes en la química y la industria y se usan en la vida cotidiana. Muchos productos alimenticios y medicinas son soluciones, así como muchas sustancias químicas domésticas tales como los líquidos limpiadores y alcohol para desmanchar. La gasolina que se usa en los automóviles es una solución y el agua que tomamos de la llave es una solución. A menudo se preparan soluciones especiales para usos específicos y muchas se encuentran naturalmente. Una solución puede contener dos o más componentes, los cuales están tan íntimamente mezclados que las partículas que constituyen los componentes están entremezclados esencialmente en una base atómica, molecular o iónica. Los tipos de partículas que se tengan dependen de las naturalezas de los componentes. Como resultado del alto grado de entremezclado de las partículas de los componentes de una solución y las fuerzas de interacción que existen entre ellas, los componentes de una solución no pueden separarse por filtración. De hecho, los componentes de una solución sólo pueden separarse mediante métodos de separación más complicados. (Ver el Capítulo 2.)

Una solución compuesta de dos sustancias se llama **solución binaria**. Una solución ternaria tiene tres componentes y es posible tener una solución que consista de cuatro o más sustancias. Sin embargo, no todas las sustancias se mezclan con otras para formar soluciones. Normalmente, las soluciones se preparan disolviendo una sustancia en otra. Cuando se prepara una solución usando dos sustancias de fases diferentes, la sustancia que es de la misma fase que la solución resultante recibe el nombre de **solvente** y la sustancia que se ha disuelto en el solvente se llama **soluta**. Por ejemplo, si se prepara una solución líquida disolviendo azúcar en agua, el agua es el solvente y el azúcar es el soluto. Si las dos sustancias son de la misma fase, comúnmente se consi-

dera el solvente, el componente que se tiene en mayor cantidad. En una solución formada por agua y alcohol, el agua se considera como solvente si se encuentra en mayor cantidad. Es difícil predecir específicamente cuáles sustancias se disuelven en otra. Sin embargo, debido a las fuerzas de interacción entre las partículas, un solvente polar normalmente disolverá con facilidad un soluto polar y un solvente no polar comúnmente disolverá con facilidad un soluto no polar. Ver la Figura 10-1. Es posible tener soluciones de fase líquida, soluciones de fase sólida y soluciones de fase gaseosa. La Tabla 10-1 enumera algunas soluciones típicas, comprendiendo las diversas fases. El tipo que se encuentra con más facilidad es la solución de fase líquida. Como el agua es uno de los solventes más útiles, las soluciones más comunes son las **soluciones acuosas**. Todas las soluciones que contienen al agua como solvente se llaman **soluciones acuosas**, mientras que las soluciones líquidas que no contienen agua reciben el nombre de **soluciones no acuosas**.

10-2 Molaridad

Como las soluciones son mezclas, los componentes que comprenden una solución pueden estar presentes en cantidades variables. Por ejemplo, dos soluciones del mismo volumen pueden contener el mismo soluto disuelto en el mismo solvente pero pueden diferir en la cantidad de soluto que está presente. Una solución puede describirse cualitativamente, indicando simplemente qué componentes están presentes. Sin embargo, con frecuencia puede desearse expresar la composición cuantitativa de una solución en términos de la cantidad de cada componente presente en una cantidad específica de solución. La expresión de la cantidad de soluto presente en una cantidad específica de solución se llama **concentración del soluto**. La concentración de un soluto en una solución puede expresarse en varias maneras diferentes.

Una de las expresiones más común y útil de la concentración de un soluto se conoce como **molaridad**. La **molaridad** expresa el número

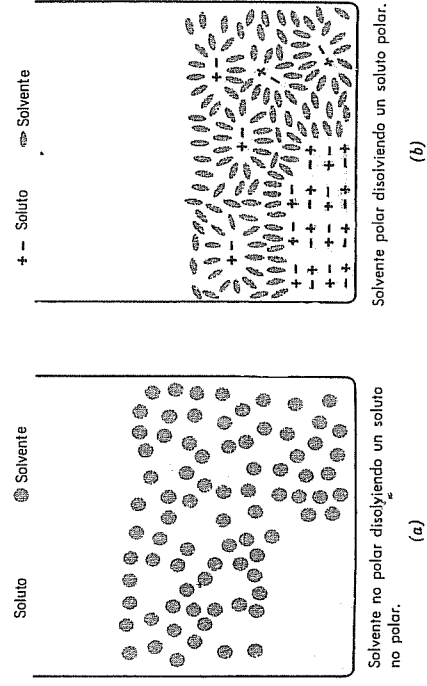


Figure 10-1

Tabla 10-1 Algunos soluciones típicas

Estado físico de la solución	Solvente	Soluto	Ejemplo	Naturaleza del soluto en la solución
Sólido	Sólido	Gas	Gas hidrógeno disuelto en metal poladio	Moléculas de H ₂ distribuidas en la red cristalina del metal. Átomos de cobre ocupando posiciones cristalinas en el metal.
Sólido	Sólido	Sólido	Metal cobre disuelto en metal plata	posiciones cristalinas en el cristal de plata.
Gas	Gas	Gas	Mezcla de gas oxígeno y gas nitrógeno.	Mezcla completa de las moléculas de los dos gases.
Líquido	Líquido	Sólido	Sacaroso disuelto en agua	Moléculas de C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ distribuidas en la fase acuosa.
Líquido	Líquido	Sólido	Cloruro de sodio disuelto en agua	Los iones constituyentes de esta sustancia iónica existen independientemente en la fase acuosa como Na ⁺ (aq) y Cl ⁻ (aq).
Líquido	Líquido	Líquido	Alcohol etílico disuelto en agua	Las moléculas de C ₂ H ₅ OH se distribuyen en la base acuosa.
Líquido	Gas	Gas	Cloruro de hidrógeno disuelto en agua	El gas HCl reacciona con el agua cuando se disuelve, lo cual conduce a que la solución sólo contenga H ₃ O ⁺ (aq) y Cl ⁻ (aq). No existe HCl molecular en la solución.

de moles de un soluto por litro de solución. La molaridad, la cual se representa por el símbolo M , puede definirse como

$$\text{molaridad } (M) = \left(\frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} \right)$$

Puede determinarse la molaridad de un soluto si se conoce la cantidad de soluto disuelta en solvente suficiente para producir un volumen específico de solución. Puede convertirse la masa de soluto al número de moles de soluto y, a continuación, puede dividirse el número de moles de soluto entre el volumen de solución en litros para expresar la molaridad. Téngase presente que la molaridad es independiente de la cantidad de solución y simplemente sirve como una expresión conveniente de la cantidad de soluto por unidad de volumen de solución. Por ejemplo, puede tenerse una muestra de 10 mililitros de una solución y una muestra de 5 litros de otra, pero ambas soluciones podrían tener la misma concentración de número de moles por litro.

Ejemplo 10-1 Se prepara una solución disolviendo 128.2 g de cloruro de sodio en agua suficiente para producir 500 ml de solución. ¿Cuál es la molaridad del cloruro de sodio en la solución?

Puede determinarse la molaridad del NaCl, convirtiendo el número de gramos de NaCl al número de moles y, a continuación, dividiendo entre el volumen de la solución en litros. La sucesión de conversiones debe ser

$$\left(\frac{\text{gramos NaCl}}{\text{volumen de la solución}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{moles NaCl}}{\text{volumen de la solución}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{moles NaCl}}{\text{litro de solución}} \right)$$

$$\left(\frac{128.2 \text{ g}}{500 \text{ ml}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ ml}}{1 \text{ l}} \right) = \left(\frac{4.39 \text{ moles NaCl}}{1 \text{ l}} \right)$$

Se dice que tal solución es una solución de NaCl 4.39 molar, o bien, una solución de NaCl 4.39 M . El símbolo M indica molar, molaridad o un número de moles por litro.

Problema 10-1 Calcular la molaridad del permanganato de potasio, KMnO_4 , en una solución que se prepara disolviendo 25.0 g de KMnO_4 en agua suficiente para producir 250 ml de solución.

Comúnmente, las concentraciones de las soluciones usadas en el laboratorio se expresan en términos de molaridad. Muchas sustancias se almacenan convenientemente en la fase solución y, cuando se necesita una muestra, puede medirse una porción de la solución. De hecho, tan pronto como se conoce la molaridad de una solución, es posible obtener un número específico de moles de una sustancia en la fase solución, midiendo simplemente un volumen específico de ésta. Puede usarse la molaridad del soluto en la solución como un factor para interconvertir el número de moles de soluto y el volumen de solución.

Ejemplo 10-2 ¿Cuántos moles de NaOH disuelto estarían contenidos en 25.0 ml de una solución de NaOH 5.00 M ?

Puede usarse la molaridad para convertir el volumen de la solución en litros al número de moles de NaOH disuelto, contenidos en ese volumen. La sucesión de conversiones debe ser

$$\text{volumen de la solución} \rightarrow \text{litros de solución} \rightarrow \text{moles de NaOH}$$

$$25.0 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ ml}} \right) \left(\frac{5.00 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ l}} \right) = 0.1250 \text{ moles NaOH}$$

Ejemplo 10-3 ¿Cuántos mililitros de una solución acuosa de alcohol metílico, CH_3OH , 3.00 M deben medirse, de modo que el volumen resultante tenga 2.00×10^{-2} moles CH_3OH disuelto?

Puede usarse el inverso de la molaridad para convertir el número de moles de CH_3OH al número de litros de solución que contenga este número de moles. Entonces, el número de litros de solución puede convertirse a mililitros de solución. La sucesión de conversiones debe ser

$$\text{moles } \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{litros de solución} \rightarrow \text{mililitros de solución}$$

$$2.00 \times 10^{-2} \text{ moles } \text{CH}_3\text{OH} \left(\frac{1 \text{ l}}{3.00 \text{ moles } \text{CH}_3\text{OH}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ ml}}{1 \text{ l}} \right) = 6.67 \text{ ml}$$

Problema 10-2 ¿Cuántos moles de NH_3 disueltos están contenidos en 10.00 ml de una solución de NH_3 15.00 M?

Problema 10-3 ¿Cuántos mililitros de una solución acuosa de H_2S 0.1000 M se necesitan de modo que el volumen contenga 5.00×10^{-3} moles de H_2S disueltos?

Almacenar sustancias en la fase solución de modo que puedan medirse fácilmente cantidades deseadas, midiendo volúmenes de solución es una técnica útil. Las soluciones de molaridad conocida se conocen como **soluciones estándar**. Con frecuencia se preparan pesando una cantidad específica de soluto y disolviendo la muestra en solvente suficiente para producir un volumen específico de solución. A menudo se usa para preparar las soluciones estándar un recipiente especial, llamado **matraz aforado**, el cual está calibrado para contener un volumen específico de líquido. En la Figura 10-2 se ilustra el uso del matraz aforado. Con el fin de preparar una solución estándar, es necesario calcular la masa de soluto necesaria para preparar un cierto volumen de solución de una molaridad específica. La cantidad de soluto necesaria puede deducirse determinando el número de moles de soluto que se necesitan. Esto se hace convirtiendo el volumen de solución al número de moles de soluto, usando la molaridad. A continuación, puede convertirse el número de moles de soluto al número de gramos de soluto.

Ejemplo 10-4 ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se necesitan para preparar 250 ml de una solución de NaCl 0.500 M?

Puede hallarse el número de moles de NaCl necesarios, convirtiendo el volumen de la solución a los moles de NaCl , usando la molaridad como factor. Entonces, puede convertirse el número de moles de NaCl al número de gramos de NaCl , usando el número de gramos por mol como factor. La sucesión de conversiones debe ser

$$\text{solución volumen} \rightarrow \text{moles NaCl} \rightarrow \text{gramos de NaCl}$$

$$250 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ ml}} \right) \left(\frac{0.500 \text{ moles NaCl}}{1 \text{ l}} \right) \left(\frac{58.5 \text{ g}}{1 \text{ mol NaCl}} \right) = 7.31 \text{ g}$$

Ejemplo 10-5 ¿Cuántos gramos de yoduro de sodio 2-hidrato, $\text{NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, se necesitan para preparar 2.00 l de una solución de NaI 0.250 M?

Puede hallarse el número de gramos de hidrato necesarios, determinando primero el número de moles de NaI que intervienen y, a continuación, convirtiendo al número de moles de hidrato, al cual puede convertirse a gramos de hidrato. Como puede verse en la fórmula del hidrato, un mol de hidrato contiene un mol de NaI combinado. Puede deducirse el número de moles de NaI que intervienen a partir del volumen y la molaridad de la solución. La sucesión de conversiones debe ser

$$\text{solución de volumen} \rightarrow \text{moles NaI} \rightarrow \text{moles NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{gramos de NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

$$2.00 \text{ l} \left(\frac{0.250 \text{ moles NaI}}{1 \text{ l}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NaI}} \right) \left(\frac{185.9 \text{ g}}{1 \text{ mol NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O}} \right) = 92.9 \text{ g}$$

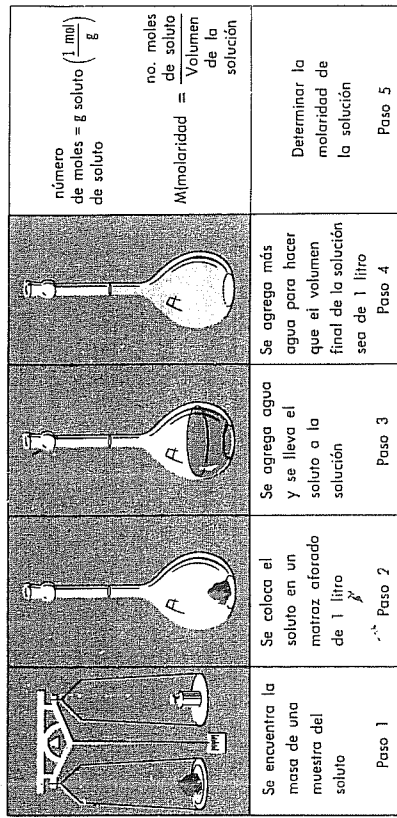


Figura 10-2 Preparación de un litro de una solución estándar.

Problema 10-4 ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio, KMnO_4 , se necesitan para preparar 500 ml de una solución de KMnO_4 0.1000 M?

Problema 10-5 ¿Cuántos gramos de 3-sulfato de cadmio 8-agua, $3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, se necesitan para preparar 1.000 l de una solución que sea 2.00×10^{-3} molar en términos del CdSO_4 . Nótese que existen tres moles de CdSO_4 por cada mol de hidrato.

10-3 Otros términos de concentración de soluciones

En seguida se describen algunos otros métodos de expresar concentraciones de soluciones.

Partes por millón (ppm). En ocasiones, las concentraciones de solutos que se encuentran en pequeñas cantidades en las soluciones se expresan en términos del número de miligramos del soluto por kilogramo de solución o el número de miligramos del soluto por litro de solución. Las densidades de las soluciones acuosas diluidas son aproximadamente de 1 gramo por mililitro, de modo que un kilogramo de solución y un litro son aproximadamente lo mismo. Esta expresión de la concentración se conoce como concentración en partes por millón, dado que un miligramo es la millonésima parte de un kilogramo. La concentración en partes por millón (ppm) de una especie se encuentra determinando el número de miligramos de la especie en un litro o kilogramo de la solución. Por ejemplo, si se encuentra que una muestra de 500 ml de una solución acuosa contiene 2.20 mg de ion fluoruro, las partes por millón del ion fluoruro son

$$\text{ppm F} = \left(\frac{2.20 \text{ mg F}^-}{500 \text{ ml}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ ml}}{\text{litro}} \right) = \left(\frac{4.40 \text{ mg F}^-}{\text{litro}} \right) = 4.40 \text{ ppm F}^-$$

Composición de porcentaje en masa (o peso). La cantidad de cada componente en una solución puede expresarse en términos de un porcentaje de una masa dada de la solución. Este porcentaje puede obtenerse dividiendo la masa de un componente dado presente en una cantidad dada de la solución entre la masa de esta cantidad de solución y, después, multiplicando por 100. Un porcentaje así puede representarse como

$$\text{por ciento del componente} = \left(\frac{\text{masa del componente}}{\text{masa de la solución}} \right) 100$$

A veces se usan las composiciones en porcentaje en la industria y para expresar la concentración de soluciones comerciales.

Ejemplo 10-6 Una solución consiste de 20.0 g de azúcar disueltos en 53.5 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de soluto en la solución?

La masa del azúcar es de 20.0 g y la masa de la solución que contiene esta cantidad de soluto se encuentra sumando la masa del soluto a la masa del solvente:

$$\text{masa de la solución} = 53.5 \text{ g} + 20.0 \text{ g} = 73.5 \text{ g}$$

Se hace ésto porque la masa total de la solución será la suma de la masa del soluto y la masa del solvente usados. De modo que el porcentaje en masa de soluto se encuentra dividiendo la masa del soluto entre la masa de la solución y multiplicando después por 100:

$$\text{por ciento de soluto} = \left(\frac{20.0 \text{ g}}{73.5 \text{ g}} \right) 100 = 27.2\%$$

- Problema 10-6** Se prepara una solución disolviendo suficiente soluto en 76.3 g de solvente para producir 100.0 g de solución. ¿Cuál es el porcentaje en masa del soluto en la solución? (¿Cómo puede hallarse la masa del soluto?)

Fración molar. Si se conoce la identidad de cada componente de una solución, puede expresarse la concentración de cada componente en términos de una fracción que se encuentra dividiendo el número de moles de un componente dado entre el número total de moles de todos los componentes presentes. Esta fracción, la cual expresa la cantidad de un componente como una porción del número total de moles presentes en la solución, se llama **fracción molar** de ese componente. Por supuesto, si se calcula la fracción molar de cada componente en una solución, la suma de estas fracciones molares debe ser uno. La fracción molar de un componente se representa por el símbolo X_i , donde c denota el componente. La fracción molar puede expresarse como

$$X_i = \left(\frac{\text{número de moles del componente}}{\text{número total de moles de todas las especies presentes en la solución}} \right)$$

A menudo se usan las fracciones molares para expresar la composición de las mezclas gaseosas.

Ejemplo 10-7 Una mezcla de gas metano, CH_4 , y gas etano, C_2H_6 , consiste de 128.3 g de metano y 60.2 g de etano. Calcular la fracción molar de cada gas.

Puede hallarse la fracción molar del metano, calculando primero el número de moles de cada gas presente y dividiendo después el número de moles de metano entre la suma del número de moles de etano y metano.

$$X_{\text{CH}_4} = \left(\frac{\text{moles } \text{CH}_4}{\text{moles } \text{CH}_4 + \text{moles } \text{C}_2\text{H}_6} \right)$$

Puede convertirse la masa de cada gas al número de moles, usando los factores del número de gramos por mol.

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{128.3 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16.04 \text{ g}} \right)}{128.3 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16.04 \text{ g}} \right) + 60.2 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6}{30.1 \text{ g}} \right)}$$

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{8.00 \text{ moles } \text{CH}_4}{8.00 \text{ moles } \text{CH}_4 + 2.00 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_6}$$

$$X_{\text{CH}_4} = \left(\frac{8.00}{10.00} \right) = 0.800$$

Ya que únicamente es el etano el otro componente, su fracción molar se encuentra, restando la fracción molar del metano de uno.

$$X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 1 - 0.800 = 0.200$$

- Problema 10-7** Una solución gaseosa consiste de 42.3 g de gas oxígeno y 158.0 g de gas nitrógeno. ¿Cuál es la fracción molar de cada uno de los componentes de esta solución gaseosa?

Molalidad. Otra manera en la que puede expresarse la concentración de un soluto es en términos del número de moles de soluto por kilogramo de solvente. Este término de concentración indica el número de moles de soluto por unidad de masa de solvente. La unidad de masa que se usa es el kilogramo. Esta expresión de la concentración se llama **molalidad** y se representa por el símbolo m . La molalidad se define como

$$\text{molalidad } (m) = \left(\frac{\text{número de moles del soluto}}{\text{kilogramo de solvente}} \right)$$

Puede deducirse la molalidad de un soluto si se conoce la masa del soluto disuelto en una masa dada de solvente. Puede calcularse el número de moles del soluto a partir de la masa, usando el factor del número de gramos por mol y, después, puede calcularse el número de moles de soluto

por kilogramo de solvente, dividiendo el número de moles de soluto entre la masa del solvente. Téngase presente que la molaridad expresa la cantidad de soluto por cantidad unitaria de solvente y es independiente de la cantidad real de solución con la que se trate. Es decir, dos soluciones pueden tener la misma molaridad con respecto a un soluto dado, mientras que sólo puede tenerse una pequesísima cantidad de una de las soluciones y una cantidad muy grande de la otra.

Ejemplo 10-8 Una solución, contiene 0.873 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (342 g/mol), disueltos en 150.0 g de agua. ¿Cuál es la molaridad de la sacarosa?

Pueden convertirse los gramos de sacarosa al número de moles de sacarosa y los gramos de agua a kilogramos de agua. Entonces puede hallarse el número de moles de sacarosa por 1 kg de agua, dividiendo el número de moles de sacarosa entre el número de kilogramos de agua. La sucesión de conversiones debe ser

$$\left(\frac{\text{gramos de sacarosa}}{\text{gramos de agua}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{moles de sacarosa}}{\text{gramos de agua}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{moles de sacarosa}}{\text{kilogramos de agua}} \right)$$

$$\left(\frac{0.873 \text{ g}}{150.0 \text{ g H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \right) = \left(\frac{1.700 \times 10^{-2} \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \right)$$

Problema 10-8 Se prepara una solución disolviendo 120.0 g de alcohol etílico, C_2H_5OH , en 2.37×10^3 g de agua. ¿Cuál es la molaridad del alcohol etílico en esta solución?

Las concentraciones en términos de por ciento en masa o molaridad expresan la cantidad de soluto por masa de solución o solvente, mientras que la molaridad expresa la cantidad de soluto por volumen de solución. Puede convertirse la concentración de un soluto en términos de por ciento en masa o molaridad a molaridad, si se conoce la densidad de la solución. Se necesita la densidad, dado que relaciona la masa de la solución con el volumen de la misma. De donde, si se conoce la cantidad de soluto en una masa específica de solución, puede usarse la densidad para convertir ésta a la cantidad de soluto por litro de solución.

Ejemplo 10-9 La solución concentrada de amoníaco contiene 29.2% en masa de NH_3 en agua y tiene una densidad de 0.896 g/ml a 20 °C. ¿Cuál es la molaridad del NH_3 en el amoníaco concentrado?

Del por ciento en masa se deduce que existen 29.2 g de NH_3 por 100 gramos de solución. Ahora bien, usando la densidad, puede convertirse el número de gramos de amoníaco por 100 gramos de solución al número de gramos de amoníaco por mililitro de solución y, después, puede convertirse al número de gramos de amoníaco por litro de solución. Finalmente, puede convertirse el número de gramos de amoníaco al número de moles de amoníaco, usando como factor el inverso del número de gramos por mol. La sucesión de conversiones debe ser

$$\left(\frac{\text{g } NH_3}{\text{g sol}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{g } NH_3}{\text{ml sol}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{g } NH_3}{\text{litro sol}} \right) \rightarrow \left(\frac{\text{moles } NH_3}{\text{litro sol}} \right)$$

De donde, la solución al problema es

$$\left(\frac{29.2 \text{ g } NH_3}{100.0 \text{ g sol}} \right) \left(\frac{0.896 \text{ g sol}}{1 \text{ ml}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ ml}}{\text{litro}} \right) \left(\frac{\text{mol } NH_3}{17.03 \text{ g } NH_3} \right) = \left(\frac{15.35 \text{ moles } NH_3}{\text{litro}} \right)$$

Problema 10-9 El ácido clorhídrico concentrado contiene el 36.0% en masa de HCl disuelto y tiene una densidad de 1.180 g/ml a 20 °C. Calcular la molaridad del ácido clorhídrico concentrado.

Problema 10-10 El ácido nítrico concentrado tiene el 71.0% en masa de HNO_3 y una densidad de 1.420 g/ml a 20 °C. Calcular la molaridad del ácido nítrico concentrado.

10-4 Dilución

Á veces es necesario preparar una solución de una cierta molaridad, mediante la dilución de una cantidad específica de una solución más concentrada. Cuando se preparan soluciones por este proceso, las preguntas, que surgen son qué volumen de la solución más concentrada debe usarse para preparar un volumen específico de la solución diluida, o bien, hasta qué volumen debe diluirse un volumen específico de la solución más concentrada para producir la solución más débil. Puede darse respuesta a estas preguntas, considerando la relación entre molaridad y volumen. De la definición de molaridad como el número de moles de soluto por litro de solución,

$$M = \left(\frac{\text{moles}}{\text{volumen}} \right)$$

puede verse que la molaridad de una solución y el volumen están relacionados de manera inversa. Esto se ilustra en la Figura 10-3. Es decir, para disminuir la molaridad de una solución puede incrementarse el volumen (ésto es, puede diluirse la solución para disminuir la molaridad). De donde puede deducirse el volumen al cual debe diluirse un volumen específico de una solución más concentrada con el fin de dar una solución de molaridad menor, multiplicando el volumen original por un factor, que contenga las molaridades, mayor que uno. Los problemas de dilución pueden resolverse de manera análoga a los problemas de la ley de los gases, relacionados con presión y volumen.

Ejemplo 10-10 ¿A qué volumen deben diluirse 10.00 ml de amoníaco concentrado 15.00 M para producir una solución 2.00 M? El volumen hasta el cual debe diluirse la muestra de 10.00 ml se encuentra multiplicando los 10.00 ml por una razón de las molaridades que sea mayor que uno:

$$10.00 \text{ ml} \left(\frac{15.00 M}{2.00 M} \right) = 75.0 \text{ ml}$$

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Volumen}} \quad \leftarrow \begin{array}{l} \text{volumen} \\ \text{aumenta} \end{array}$$

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Volumen}} \quad \leftarrow \begin{array}{l} \text{volumen} \\ \text{disminuye} \end{array}$$

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Volumen}}$$

(a)

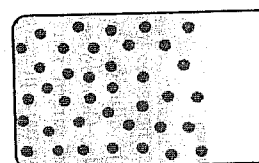
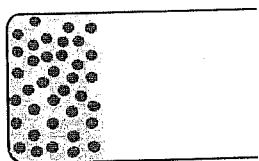
Cuando se incrementa el volumen de una solución (la solución se diluye), la molaridad disminuye. Dado que el número de moles es constante, dividiendo entre un volumen mayor da una molaridad menor.

Cuando se disminuye el volumen de una solución (el solvente se evapora), la molaridad aumenta. Dado que el número de moles es constante, dividiendo entre un volumen menor da una molaridad mayor.

Volumen

Volumen

(b)



(c)

Cuando se incrementa el volumen de una solución por dilución, no se cambia el número (moles) de partículas de soluto y el volumen de la solución se hace mayor. Dado que la molaridad se calcula dividiendo el número de moles entre el volumen, la molaridad de la solución disminuye con la dilución.

Figura 10-3 La molaridad de una solución es inversamente proporcional al volumen.

De donde, para preparar la solución 2.00 M a partir de la solución 15.00 M es necesario agregar suficiente agua a la muestra de 100.0 ml de la solución 15.00 M de manera que se obtenga un volumen total de 75.0 ml. A veces se desea preparar una cantidad específica de la solución más diluida. En este caso, puede determinarse el volumen deseado de la solución más concentrada, multiplicando el volumen deseado de la solución diluida por una razón de las molaridades que sea menor que uno.

Ejemplo 10-11 ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 6.00 M deben usarse para preparar por dilución 100.0 ml de una solución de ácido clorhídrico 0.500 M?

La cantidad requerida de la solución 6.00 M se encuentra multiplicando los 100.0 ml por una razón de las molaridades que sea menor que uno:

$$100.0 \text{ ml} \left(\frac{0.500 M}{6.00 M} \right) = 8.34 \text{ ml}$$

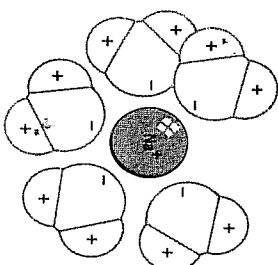
Problema 10-11 ¿A qué volumen deben diluirse 50.0 ml de una solución 4.27 M de cloruro de sodio para producir una solución 3.00 M?

Problema 10-12 ¿Cuántos mililitros de una solución de ácido sulfúrico 3.00 M se necesitan para preparar por dilución 1 l de una solución de ácido sulfúrico 0.1000 M?

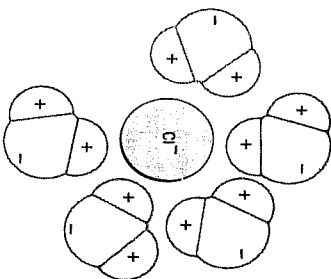
10-5 Fuerzas intermoleculares en las soluciones

Como podría esperarse, las fuerzas de Van der Waals también tienen importancia en las soluciones. (Ver Sección 9-1.) De hecho, puede considerarse que la solubilidad de muchas sustancias está directamente relacionada con estas fuerzas. Las sustancias polares tienden a disolverse en solventes polares, mientras que las sustancias no polares no tienen esta tendencia. Por ejemplo, el amoníaco, NH_3 , es bastante soluble en el solvente polar agua, mientras que el tetracloruro de carbono no lo es. El proceso de disolución normalmente comprende más que la simple mezcla física del soluto y el solvente. Está relacionado con la interacción de Van der Waals entre las partículas del soluto y el solvente. Es más, a veces, el proceso de disolución comprende una reacción química entre el solvente y el soluto.

El agua es un solvente intensamente polar y es uno de los mejores solventes para las sustancias polares. Las sustancias iónicas, que consisten de iones positivos y negativos, se disolverán con más facilidad en solventes polares tales como el agua, que en solventes no polares como el tetracloruro de carbono. De hecho, puede considerarse que este proceso de disolución generalmente es un resultado de las fuerzas de atracción dipolo-ion y puede considerarse que los iones disueltos interactúan intensamente con las moléculas de agua. Tales interacciones producen agregados poco apretados en la solución que consisten de un ion rodeado por una capa de moléculas de agua. Un ion así recibe el nombre de ion hidratado (o ion solvatado). Por ejemplo, cuando se disuelve cloruro de sodio en agua, los iones hidratados resultantes pueden representarse como:



(a) Ion sodio hidratado



(b) Ion cloruro hidratado

El catión hidratado comprende una interacción entre los extremos negativos de las moléculas de agua y el ion. El anión hidratado comprende una interacción entre los extremos positivos de las moléculas de agua y el ion. Aunque estos agregados de iones hidratados a veces son bastante estables en solución, normalmente representaremos esos iones en la fase acuosa por el símbolo iónico usual. Por lo tanto, el cloruro de sodio disuelto se representa como Na^+ y Cl^- , o bien, como $\text{Na}^+(\text{ac})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$. Probablemente, la última representación es superior, dado que indica que los iones están en la fase acuosa:

10-6 El proceso de disolución y la solubilidad

Cuando se disuelve un soluto en un solvente, las partículas de soluto y solvente se interactúan en una forma que depende de la naturaleza estructural de las partículas. Por ejemplo, el agua puede disolver fácilmente muchas sustancias iónicas, ya que pueden ocurrir intensas interacciones entre los iones y las moléculas polares de agua. Estas interacciones lo suficientemente intensas como para separar los iones de las posiciones cristalinicas de la fase sólida y permitirles entrar a la fase solución. En la Figura 10-4 se ilustra el proceso de disolución. Muchas sustancias formadas de moléculas polares también se disolverán fácilmente en el agua debido a la intensa interacción dipolo-dipolo entre las moléculas del soluto y el solvente. En algunos casos, como se verá, esta interacción es lo suficientemente intensa como para conducir a una reacción química con el agua. El proceso de disolución con el agua como solvente puede comprender la separación de los cationes y los aniones en la red cristalina de una sustancia iónica, o bien, simplemente puede comprender el mezclado de las moléculas del solvente y el soluto. Por otra parte, algunas sustancias en realidad reaccionan químicamente con el agua cuando se disuelven en ella. Tales reacciones pueden ser bastante extensas o es posible que sólo se formen pequeñas cantidades de productos. En la sección siguiente se discuten ejemplos específicos de estos procesos de disolución.

Cuando un sólido se disuelve en un líquido, el proceso de disolución comprende interacciones entre las partículas en las fases sólida y líquida. Por tanto, como es de esperar, entre mayor sea el contacto entre las dos fases, más rápidamente ocurrirá el proceso de disolución. En otras palabras, puede incrementarse la rapidez de la disolución, incrementando el estado de subdivisión de la fase sólida y mezclando perfectamente las fases sólida y líquida. Por ejemplo, los cristales de azúcar finamente divididos se disolverán más rápidamente que los cristales grandes. Ya que otro factor importante que influye el proceso de disolución es el movimiento cinético de las partículas entremezcladas, también es de esperar que, en algunos casos, la rapidez de disolución se incremente a altas temperaturas. El hecho de que esto no se cumpla en ciertos casos indica que intervienen otros factores en el proceso de disolución. Ocurren ciertos cambios de energía cuando se lleva a cabo la disolución. Estos cambios conducen a que se emita o se absorba calor. El cambio de calor asociado con el proceso de disolución se llama calor de solución o entalpía de

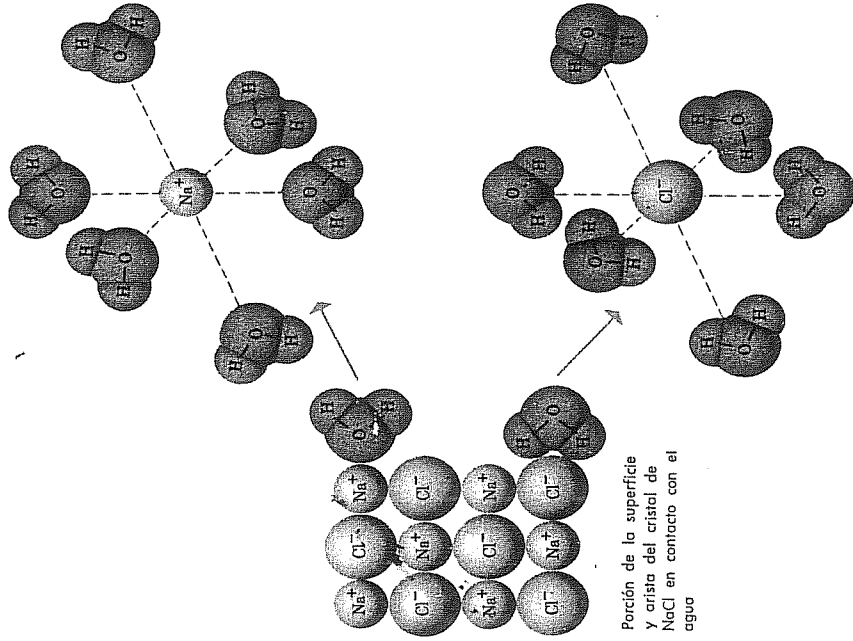


Figura 10-4 Las moléculas polares del agua hidratando los iones del soluto. Esto evita efectivamente el contacto de los iones entre sí, haciendo difícil para ellos el poder agregarse para formar un cristal. Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Inc., 1968.

solución. El proceso de disolución puede ser exotérmico o endotérmico. Por supuesto, la naturaleza del cambio de calor que acompaña al proceso de disolución depende de la naturaleza del solvente y el soluto que intervienen.

Idealmente, podemos imaginar la disolución de un sólido en un solvente líquido como comprendiendo una interacción entre las moléculas del solvente y el soluto, lo cual conduce a que las partículas del soluto entren a la fase solución. Cuando se coloca primero un soluto en contacto con el solvente, las partículas constituyentes entran fácilmente a la fase solución. Como resultado del movimiento cinético, las partículas del soluto disuelto y el solvente se están moviendo constantemente en todas direcciones en la fase solución. Como resultado de este movimiento, algunas de las partículas del soluto emigran a una posición entre la solución y el soluto no disuelto y reentran a la fase de soluto no disuelto. Esta

reformación de la fase soluto se llama **recristalización**. La disolución y la recristalización son procesos opuestos y, tan pronto como está presente suficiente soluto, se alcanza un punto en el proceso de disolución en el que la rapidez de disolución es igual a la rapidez de cristalización. Esta situación se ilustra en la Figura 10-5. La competencia entre los dos procesos y la eventual igualdad de sus rapidezces ilustra un proceso muy importante en la química llamado **equilibrio dinámico**. El término equilibrio se refiere a la igualdad de las rapidezces de los dos procesos opuestos y el término dinámico se refiere al hecho de que ambos procesos están ocurriendo de manera continua. Un equilibrio así no es estático (se están llevando a cabo los dos procesos) pero, debido a la igualdad de las rapidezces, no ocurre cambio neto en la cantidad de soluto en la fase solución, una vez que se ha alcanzado el equilibrio. El equilibrio sólo puede alcanzarse si la temperatura es constante, ya que un cambio en la temperatura puede cambiar la rapidez de disolución y, antes de que se establezca un nuevo estado de equilibrio a la nueva temperatura, se habrá cambiado la cantidad de soluto disuelto.

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente antes de que se alcance el estado de equilibrio dinámico depende de las naturalezas del solvente y el soluto y la temperatura. La cantidad de una sustancia que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una temperatura específica se llama **solubilidad** del soluto a esa temperatura. Cada sustancia tendrá una solubilidad característica en un solvente dado. A veces, las solubilidades se expresan en términos del número de gramos de soluto que pueden disolverse en 100 g de solvente a una temperatura específica. Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 0 °C es 35.7 g por 100.0 g de agua. Se usa una expresión así de la solubilidad porque, en estos términos, las solubilidades pueden medirse fácilmente. Una solución a una temperatura específica que comprende un soluto en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto se llama **solución saturada**. Una solución así contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en la cantidad dada de solvente a esa temperatura. Cuando se desea medir la solubilidad de un soluto en un solvente, es necesario preparar una solución saturada del soluto y, a continuación, puede determinarse experimentalmente la cantidad de soluto en una cantidad específica de solvente.

Cuando una solución contiene menos soluto que el que podría ser contenido en ella a condiciones saturadas, se dice que se trata de una **solución no saturada**. Las solubilidades de muchas sustancias sólidas aumentan con un incremento en la temperatura. Incidentalmente, es interesante hacer notar que los gases se comportan de manera opuesta; es decir, las solubilidades de los gases disminuyen con un incremento en la temperatura. Es posible preparar soluciones de sustancias sólidas que contienen cantidades bastante grandes de soluto, elevando la temperatura de la solución de manera que se disuelva más soluto. Normalmente, cuando se enfrían esas soluciones, el exceso de soluto se recristalizará. Sin embargo, a veces, cuando se enfría una solución así se forma una solución que contiene más soluto que el que contendría una solución saturada a la misma temperatura. Estas soluciones, que contienen más soluto que el que es de esperar se llaman **soluciones supersaturadas**. Las solu-

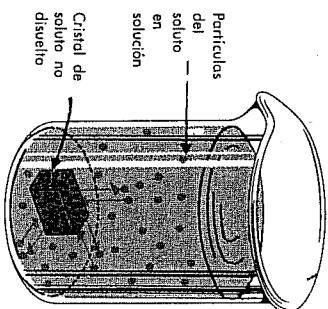


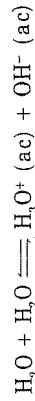
Figure 10-5. En una solución saturada que se encuentra en contacto con soluto no disuelto, las partículas de soluto (moléculas o iones de carga opuesta) regresan al cristal tan rápidamente como dejan la superficie de éste en todos sus puntos. Independientemente de lo mucho que "entre y salga", no ocurre cambio neto ya sea en la concentración de la solución o en la cantidad de soluto no disuelto que está presente. Existe una condición de equilibrio dinámico. Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Inc., 1968.

ciones supersaturadas son bastante inestables y pueden convertirse fácilmente a soluciones saturadas. Una solución supersaturada se encuentra en lo que se llama estado metaestable y puede cambiarse a una solución saturada estable cuando se recristaliza el exceso de soluto. El proceso de cristalización que comprende la formación del soluto sólido a partir de la fase solución requiere el arreglo apropiado de las partículas de soluto en una forma que produzca la red cristalina de la fase sólida. Si la fase solución no contiene pequeñas partículas sólidas y el recipiente en el que se encuentra la solución tiene una superficie lisa, tal como la superficie de un metal o vidrio, no puede iniciarse el crecimiento de cristales. Por tanto, después del enfriamiento, la solución contendrá más soluto que el que contendría bajo condiciones normales de solución saturada. Una solución supersaturada así puede convertirse a solución saturada, iniciando el proceso de cristalización. Este inicio se realiza agregando un pequeño cristal a la solución, o bien, agitándola.

10-7 La naturaleza de una solución y el equilibrio químico

La naturaleza de las partículas que se encuentran en la fase solución depende de las naturalezas del soluto y el solvente. La polaridad de las moléculas del solvente puede influir en la forma que toma el soluto en la solución y puede influir en cuáles sustancias disolverá. Dado que el agua es un solvente muy común encontrado en la química, debemos considerar la naturaleza del agua en el estado líquido. El agua en el estado líquido consiste de moléculas H_2O bastante polares, las cuales se encuentran en movimiento dinámico continuo. Como se vio en el Capítulo 9, la naturaleza de las moléculas de agua conduce a que el agua líquida

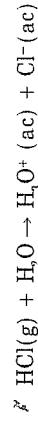
consista de agregados de moléculas con enlaces de hidrógeno entre sí. Estos agregados se forman, se rompen y reforman constantemente. La interacción dipolo-dipolo entre las moléculas de agua es suficiente en algunos casos para producir la transferencia completa de un protón (H^+) de una molécula de agua a otra. Estas transferencias no ocurren con amplitud en el agua líquida y comprenden pocas moléculas relativamente. Como consecuencia, es mejor representar el agua por la fórmula, H_2O , aunque existan algunos iones en el agua pura. Definitivamente, agua molecular es la especie presente en mayor concentración en el agua líquida. Sin embargo, puede representarse la transferencia real del protón que ocurre, mediante la ecuación



Esta ecuación representa la transferencia de un protón de una molécula de agua a otra para producir ion hidronio e ion hidróxido. El uso de flechas dobles en esta ecuación es muy importante. Una flecha doble indica que existe un estado de **equilibrio** entre las especies de la izquierda y las especies de la derecha. Es decir, las especies de la izquierda reaccionan para producir las de la derecha, y estas especies pueden reaccionar para formar las de la izquierda. Cuando las rapidezces de las dos reacciones opuestas alcanzan un punto en el que no ocurre cambio neto en las concentraciones de los reactivos y los productos, existe un estado de equilibrio. Este equilibrio dinámico es completamente análogo al equilibrio dinámico mencionado en la discusión anterior del proceso de disolución. El término dinámico significa que los reactivos están produciendo los productos y que los productos están reaccionando para formar los reactivos. El término equilibrio significa que las rapidezces de las dos reacciones opuestas son las mismas y que no se observa cambio alguno en las concentraciones de los reactivos y los productos. Este tipo de equilibrio dinámico se llama **equilibrio químico** y representa un proceso químico muy importante. La mayoría de las reacciones químicas que hemos considerado hasta aquí varían de los reactivos de la izquierda hacia los productos de la derecha. Una reacción que comprende un equilibrio químico representa una situación en la cual la reacción puede ir de izquierda a derecha, o bien, de derecha a izquierda. Por supuesto, como la posibilidad de una reacción depende de condiciones tales como la temperatura, sólo puede existir un cierto estado de equilibrio para un conjunto específico de condiciones de reacción. Los tamaños relativos de las flechas usadas para representar el equilibrio químico indican aproximadamente cuales especies existen con concentraciones mayores en el equilibrio. La flecha más grande apunta en la dirección de las especies presentes a concentraciones mayores en el equilibrio. Se dice que el equilibrio favorece este lado de la ecuación. Por ejemplo, se dice que el equilibrio favorece agua y los iones hidronio e hidróxido favorece la formación del agua. Otra forma de enunciar esto es que el agua no reacciona con amplitud sino sólo ligeramente para formar los iones hidronio y los iones hidróxido. Si la flecha más grande apunta de izquierda a derecha, esta reacción es favorable sobre la otra reacción. Si se trazan las flechas dobles de manera que sean de igual longitud, esto no da indicación alguna sobre la reacción favorecida o puede interpretarse como si indicara que en el equilibrio existe

una distribución aproximadamente igual de las especies.

Las moléculas de agua son bastante polares, haciendo al agua un solvente ideal para los compuestos polares o iónicos. Las moléculas de agua pueden interactuar tan intensamente con los cationes y los aniones de muchos compuestos iónicos, que estos compuestos se disuelven fácilmente y, en el proceso, se separan en formas hidratadas de los iones constituyentes. Algunas sustancias moleculares que son solubles en agua en realidad reaccionan químicamente con ella para formar especies nuevas. Comúnmente, estas reacciones conducen a iones como productos. Por ejemplo, el gas cloruro de hidrógeno es soluble en el agua y reacciona con ella de acuerdo con la ecuación



Cuando una sustancia se disuelve en el agua en una forma que produzca iones, a veces se da el nombre de **ionización** al proceso de disolución. Se dice que el soluto se ha ionizado en la solución. Algunas sustancias moleculares se disuelven en agua y sólo reaccionan ligeramente con ella para formar iones. Las reacciones de estas sustancias con el agua son análogas a la reacción del agua con ella misma. Es decir, aunque esté presente en la solución una cantidad relativamente grande de la sustancia disuelta, realmente sólo reacciona con el agua una ligera cantidad. Esta es una reacción de equilibrio relacionada con la sustancia, el agua y los productos correspondientes. Como un ejemplo, consideremos una solución en la que se disuelve amoníaco en agua. El amoníaco es bastante soluble en el agua pero sólo reacciona ligeramente con ella de acuerdo con la ecuación



Nótese la flecha doble indicando el equilibrio dinámico y la dirección de la flecha grande indicando sólo una reacción ligera entre el amoníaco y el agua. Numerosas sustancias moleculares se comportan en solución de manera bastante semejante al comportamiento del amoníaco; es decir, estas sustancias se disuelven fácilmente en el agua pero sólo reaccionan ligeramente con ella. Existen muchas sustancias moleculares (por ejemplo, el azúcar, el alcohol y muchos tintes y drogas) que se disuelven con facilidad en el agua pero no necesariamente reaccionan con ella químicamente. Las soluciones de estas sustancias sólo constituyen la mezcla íntima de las moléculas del agua y la sustancia. Sin embargo, las moléculas de la mayoría de estas sustancias interactúan intensamente con las moléculas de agua. Por supuesto, tales interacciones surgen de las fuerzas intermoleculares de atracción.

10-8 Electrolitos y no electrolitos

¿Cómo sabemos si una sustancia reaccionará extensamente, ligeramente, o no reaccionará en lo absoluto, cuando se disuelve en agua? Tal comportamiento no puede predecirse con facilidad. Evidentemente, la polaridad

relativa es importante pero también intervienen otros factores. No obstante, desde un punto de vista experimental, a menudo puede determinarse cuáles sustancias han formado iones en el proceso de disolución. Para hacerlo, puede aprovecharse el comportamiento de los iones en la fase solución. Dado que los iones están cargados, poseen ciertas propiedades eléctricas. Una de estas propiedades es que entidades de carga opuesta se atraen entre sí. Supóngase que se tiene una solución que contiene cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos) y se coloca en esta solución un trozo de metal inerte (como el platino) que lleva una carga negativa. Este metal cargado negativamente atraerá los iones positivos en la solución y, por lo tanto, los cationes emigrarán hacia el metal y, al final, formarán una capa de iones alrededor de él. Si se colocara en la solución un trozo de metal cargado positivamente, los iones negativos serían atraídos al metal y formarían una capa de iones alrededor de él. ¿Cómo es posible obtener los dos trozos cargados de metal? Esto podría realizarse, conectando los dos trozos de metal mediante alambres metálicos a las dos terminales de una batería o un generador como se muestra en la Figura 10-6. La batería o generador sirve como un aparato para bombear los electrones de uno de los trozos de metal al otro. Los metales son buenos conductores de la electricidad y, por lo tanto, los electrones pueden moverse fácilmente de uno de los trozos metálicos al otro. Esta facilidad del movimiento de los electrones se debe a la naturaleza de la estructura de los metales. Ya que un

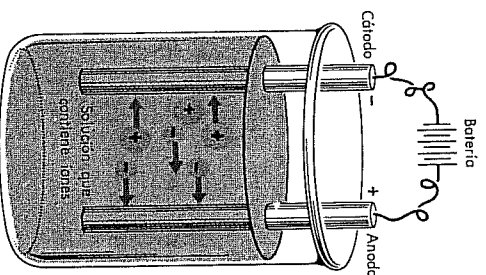
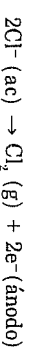


Figura 10-6. Aparato de electrólisis.

trozo de metal conectado a la batería tiene un exceso de electrones, estará cargado negativamente y el trozo con deficiencia de electrones estará cargado positivamente. La bomba de electrones (batería) sirve para mantener lo que se conoce como *diferencia de potencial* entre los dos trozos metálicos. Si estos dos trozos de metal conectados a la bomba de electrones se sumergen en una solución que contenga iones, los cationes son atraídos hacia el trozo de metal negativo y los aniones hacia el trozo de metal positivo. En esta situación, los trozos de metal se llaman *electrodos*. El electrodo que atrae a los cationes se llama *cátodo* y el electrodo que atrae

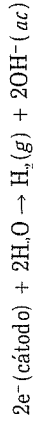
a los aniones se llama *ánodo*. Ocurre un fenómeno interesante si la diferencia de potencial entre los electrodos es lo suficientemente grande. La batería o generador proporciona una fuerza impulsora que puede conducir a un proceso químico que comprende la ganancia de electrones por algunas especies en la superficie del cátodo y la pérdida de electrones por otras especies en la superficie del ánodo. Es decir, como la batería o generador tiende a bombear los electrones, se presenta una situación en la que algunas especies en la solución pierden electrones en el ánodo y otras ganan electrones en el cátodo. En esta forma, se establece un circuito eléctrico completo en el que los electrones son bombeados a través del metal hacia el cátodo, donde los electrones son ganados por algunas especies en la solución y, simultáneamente, algunas especies en la solución pierden electrones hacia el ánodo, lo cual proporciona más electrones para ser bombeados hacia el cátodo. El hecho de que, bajo las condiciones correctas, los iones pueden emigrar en la solución y los electrones son perdidos y ganados en los electrodos significa que una solución que contiene iones conducirá la electricidad. Empero, la conductividad eléctrica en una solución no es la misma que se tiene en un metal. No es posible que los electrones fluyan a través de la solución, sino que la conductividad eléctrica en la solución se debe al movimiento de los iones y a las reacciones en los electrodos que comprenden la pérdida y ganancia de electrones. Las especies que reaccionan en el cátodo y el ánodo dependen de la naturaleza de las especies presentes en la solución. Algunas especies reaccionan fácilmente en los electrodos, mientras que otras no reaccionan. El proceso de sujetar una solución a las condiciones que producirán reacciones en los electrodos se llama *electrólisis*. El aparato usado para la electrólisis, el cual consiste en un recipiente para la solución con los electrodos sobresaliendo de él, se llama *celda electrolítica*.

Como un ejemplo de un proceso electrolítico, el cual ilustra la conductividad eléctrica mediante una solución, consideremos lo que sucede cuando una solución un tanto concentrada de cloruro de sodio se coloca en una celda electrolítica. Cuando se conectan los electrodos a la batería externa (bomba de electrones), los iones cloruro son atraídos hacia el ánodo, donde pueden perder electrones y formar cloro molecular. Este proceso puede representarse como

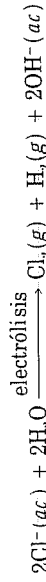


Como el cloro molecular es diatómico, deben reaccionar dos iones cloruro para producir una molécula de cloro. Un proceso en el que una especie pierde o gana electrones en un electrodo y se convierte a una nueva especie se llama *reacción electrolítica*. Una reacción electrolítica, como la dada anteriormente, sólo ocurre cuando, en el otro electrodo que es parte del sistema, ocurre una reacción simultánea relacionada con la ganancia de electrones. En este ejemplo, es de esperar que los iones sodio emigren hacia el cátodo. Sin embargo, los iones sodio no pueden ganar electrones en solución acuosa para formar metal sodio, debido a que éste no puede existir en el agua. Algunas otras especies deben reaccionar en el cátodo. La única especie presente es el agua,

la cual en este caso ganará electrones de acuerdo con la reacción electroquímica



Estas dos reacciones electroquímicas ocurren simultáneamente, cuando se sujeta la solución de cloruro de sodio a la electrólisis. Por cada dos electrones ganados en el cátodo, se pierden dos electrones en el ánodo. En realidad, estas reacciones electroquímicas son reacciones químicas que están relacionadas con la transferencia de electrones. El resultado total de los procesos de transferencia de electrones que ocurren durante la electrólisis de la solución de cloruro de sodio puede representarse por la ecuación



De donde, cuando una solución un tanto concentrada de cloruro de sodio se sujeta a la electrólisis, se produce gas cloro en el ánodo y gas hidrógeno en el cátodo. Es más, por cada dos iones cloruro que reaccionan, se producen dos iones hidróxido. Ver la Figura 10-7 respecto a la ilustración de este proceso de electrólisis. Aunque los iones sodio están en la solución y emigran bajo la influencia del cátodo, no reaccionan en el electrodo. Como consecuencia, no es necesario incluir los iones sodio en la ecuación, pero debe tenerse presente que estos iones aún están presentes en la solución.

La conducción de la electricidad por una solución está relacionada con el movimiento de iones y ciertas reacciones electroquímicas. Como consecuencia, observando si una solución conduce la electricidad será una indicación de si están presentes iones en la solución. Una sustancia que

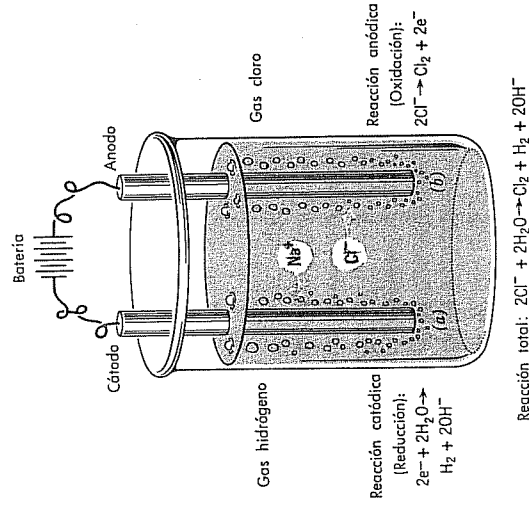
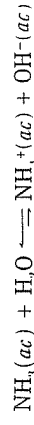


Figura 10-7 Electrólisis de una solución de cloruro de sodio.

forma una solución acuosa que conduce la electricidad se llama **electrolito**. Por supuesto, un electrolito debe formar iones en solución cuando se disuelve. La mayoría de las sustancias iónicas solubles son electrolitos, como lo son algunas sustancias moleculares. Una sustancia que forma una solución acuosa que no conduce se llama **no electrolito**. Muchas sustancias moleculares (por ejemplo, el azúcar y el alcohol) son no electrolitos. El hecho de que una sustancia sea un no electrolito indica que no forma iones cuando se disuelve. Puede determinarse si una sustancia es o no un electrolito, preparando una solución acuosa de la sustancia y, después, observando experimentalmente si la solución conduce la electricidad. Cuando se hace ésto, se encuentra que las soluciones de algunas sustancias conducen y las soluciones de otras, no. Clasificamos a las sustancias como electrolitos o no electrolitos, respectivamente. Cuando se lleven a cabo los experimentos de conductividad, también se encuentra que las soluciones de algunos electrolitos son fuertes conductores, mientras que las soluciones de otros son bastante débiles conductoras. Así, se dice que algunos electrolitos son **electrolitos fuertes** y otros son **electrolitos débiles**. La diferencia es el resultado de la extensión en la que las sustancias forman iones cuando se disuelven en agua. Las sustancias que se disuelven en agua para formar ningún otro producto que cationes y aniones son electrolitos fuertes. Recuérdese que disolver puede consistir simplemente en la disolución de los iones de la red cristalina de una sustancia iónica, o bien, la reacción completa de una sustancia molecular con el agua. Los electrolitos fuertes pueden ser sustancias iónicas o moleculares. Los electrolitos débiles son sustancias que se disuelven en el agua pero que sólo reaccionan con ella en muy poca cantidad para producir relativamente pocos iones. El hecho de que sólo estén presentes pocos iones explica la débil conductividad de la electricidad. En cualquier caso, observando la conductividad de una solución de una sustancia, puede clasificarse la sustancia como electrolito fuerte, electrolito débil o no electrolito.

Cuando se está trabajando con soluciones, surge la cuestión referente a qué símbolos deben usarse para representar los solutos disueltos. Éste interés es especialmente significativo en el caso de los electrolitos débiles. Es decir, sabemos que un electrolito débil reacciona algo con el agua para producir algunos iones. Recuérdese que el amoníaco reacciona ligeramente con el agua de acuerdo con la ecuación



No es conveniente escribir todas las especies cuando se desea representar una solución de amoníaco. Como el NH_3 es la especie presente con la mayor concentración y los iones están presentes en pequeñas concentraciones, una solución de amoníaco puede representarse por el símbolo $\text{NH}_3(\text{ac})$. Por lo tanto, siempre que se desea referirse a una solución de amoníaco, se usa la fórmula $\text{NH}_3(\text{ac})$. Es una práctica estándar representar una solución de un electrolito débil por la fórmula de la especie **predominante** en la solución y, a continuación, escribir el símbolo *ac* entre paréntesis, para indicar una solución acuosa. Téngase en consideración que el agua siempre está presente en una solución acuosa, y su presencia se implica o indica por el símbolo *ac* entre

parétesis. En el caso de un electrolito débil, la especie predominante en la solución es la forma molecular de la sustancia disuelta.

Ejemplo 10-12 Se encuentra que una solución de ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, es un conductor débil de la electricidad. ¿Cómo debe representarse una solución acuosa de ácido acético?

Ya que el ácido acético es un electrolito débil, es mejor representar una solución de ácido acético por esta fórmula molecular del ácido:



Como los no electrolitos no reaccionan con el agua, las soluciones de estas sustancias deben representarse por la fórmula de la sustancia seguida por el símbolo *ac* entre parétesis. Por ejemplo, una solución acuosa del no electrolito alcohol etílico debe representarse por la fórmula



Una sustancia que es un electrolito fuerte, esencialmente está convertida en cationes y aniones en solución. Es importante representar las soluciones de electrolitos en la forma apropiada. Tales soluciones se representan mejor por las fórmulas de las especies principales en solución. Por supuesto, las especies principales en solución serán el catión y el anión formado cuando se disuelve la sustancia. En el caso de la mayor parte de las sustancias iónicas, normalmente es una tarea sencilla decidir que iones se tienen, ya que simplemente se usan las fórmulas del catión y el anión que comprenden el compuesto. Sin embargo, en el caso de electrolitos fuertes que son moleculares en naturaleza, se debe saber como reacciona la sustancia con el agua de modo que pueda decidirse que iones se forman al disolver.

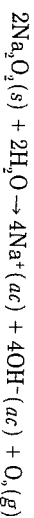
Ejemplo 10-13 ¿Cómo se representaría una solución de cloruro de sodio, NaCl ?

Ya que la mayor parte de las sustancias iónicas son electrolitos fuertes, se prediría que la mejor representación de esa solución serían las fórmulas del catión y el anión constituyentes. De donde, una solución de cloruro de sodio se representaría como



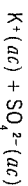
Las soluciones de la mayoría de las sustancias iónicas con las cuales tratamos se representan mejor mediante las fórmulas separadas de los iones que comprenden el compuesto. No obstante, algunas sustancias iónicas tienen iones que reaccionan químicamente con el agua. Para representar tales compuestos, es necesario conocer la naturaleza de la reacción con el agua de manera que pueda deducirse la naturaleza

de las especies en solución. Como un ejemplo, considérese la reacción que ocurre cuando el peróxido de sodio sólido, Na_2O_2 , se disuelve en agua:

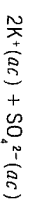


Ejemplo 10-14 ¿Cómo se representaría una solución de sulfato de potasio, K_2SO_4 ?

Para representar la solución, se escriben las fórmulas de los iones que comprenden el compuesto y se incluye la notación de que los iones están en solución acuosa. Por tanto, una solución de sulfato de potasio se representaría como

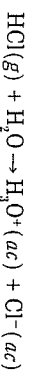


Todo lo que se hace al describir una solución de esta manera es indicar cuáles son las especies principales presentes en la solución. Por supuesto, en el caso de la solución de sulfato de potasio, se tendrían presentes el doble de iones potasio que de iones sulfato. Para poner énfasis en esto, podría representarse la solución como



pero normalmente esto no es necesario si sólo se desea indicar cuáles son las especies presentes en la solución.

Tan pronto como se conoce la naturaleza de la reacción entre el agua y una sustancia molecular que es un electrolito fuerte, puede representarse la solución por las fórmulas de los iones que se producen en la reacción. Recuérdese que el gas cloruro de hidrógeno se disuelve en el agua y reacciona de acuerdo con la ecuación



Como las especies formadas cuando el HCl se disuelve en el agua son los iones hidronio y cloruro, una solución acuosa de HCl (llamada ácido clorhídrico) debe representarse como



En el capítulo siguiente se examinarán algunos ejemplos importantes de soluciones de electrolitos fuertes y débiles. Lo importante que debe tenerse presente es que las soluciones de las sustancias iónicas normalmente se representan por las fórmulas separadas de los iones constituyentes, las soluciones de las sustancias moleculares que son electrolitos fuertes se representan por las fórmulas de los iones formados por la reacción con el agua y las soluciones de los electrolitos débiles y los no electrolitos se representan por la fórmula de la especie molecular considerada. Sería difícil y confuso escribir todas las especies presentes en una solución dada, de modo que es mejor representar la solución

por las fórmulas de las especies principales. Tales representaciones de sustancias en la fase solución simplificarán mucho la discusión de las reacciones químicas que ocurren en las soluciones. La química de las soluciones se discute en el capítulo siguiente.

Para saber como representar las soluciones acuosas de las sustancias, debe tenerse presente cuales sustancias comunes son electrolitos fuertes, cuales son electrolitos débiles y cuales son no electrolitos. La mayor parte de los compuestos iónicos solubles son electrolitos fuertes. Estos compuestos incluyen los compuestos metal-no metal y metal-ion poliatómico, como el hidróxido de sodio, NaOH, el cloruro de amonio, NH_4Cl , el sulfato de potasio, K_2SO_4 , y el acetato de cinc, $\text{Zn}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$. (A veces se da el nombre de sales a estos compuestos.) No obstante, como se verá en el capítulo siguiente, no todos los compuestos iónicos

Tabla 10-2 Algunos electrolitos y no electrolitos

Electrolitos fuertes (Las especies se disuelven para formar iones)	Especies predominantes en la solución
H_2SO_4 HClO_4 HCl HBr HI HNO_3	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{HSO}_4^-(\text{ac})$ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{ClO}_4^-(\text{ac})$ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{Br}^-(\text{ac})$ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{I}^-(\text{ac})$ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac})$
(Compuestos iónicos más solubles)	
NaCl K_2SO_4 NH_4NO_3 NaOH KOH $\text{Ba}(\text{OH})_2$ $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ AgNO_3	$\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$ $\text{K}^+(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$ $\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac})$ $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ $\text{K}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ $\text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ $\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4^{2-}(\text{ac})$ $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac})$
Electrolitos débiles (Las especies reaccionan ligeramente con el agua para formar algunos iones)	
NH_3 HF HNO_2 H_2SO_3 H_2S H_3PO_4 $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	$\text{NH}_3(\text{ac})$ $\text{HF}(\text{ac})$ $\text{HNO}_2(\text{ac})$ $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{ac})$ $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$ $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac})$ $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{ac})$
No electrolitos (Las especies no forman iones en solución)	
CH_3OH $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$ CH_3COCH_3	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{ac})$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ac})$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}(\text{ac})$ $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{ac})$

son solubles en agua. Varios compuestos moleculares que comprenden el hidrógeno y no metales (ácidos binarios y oxiaácidos) son electrolitos fuertes. Estos compuestos se llaman ácidos fuertes e incluyen el cloruro de hidrógeno, HCl, bromuro de hidrógeno, HBr, yoduro de hidrógeno, HI, ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y ácido nítrico, HNO_3 . Estos compuestos reaccionan con el agua para dar un ion hidronio y el ion negativo correspondiente. No obstante, la mayoría de los otros ácidos binarios y oxiaácidos son electrolitos débiles. Estos compuestos incluyen el ácido nítrico, HNO_2 , ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, fluoruro de hidrógeno, HF, ácido fosfórico, H_3PO_4 , ácido sulfuroso, H_2SO_3 , sulfuro de hidrógeno, H_2S , y cianuro de hidrógeno, HCN. Muchos otros compuestos moleculares solubles son no electrolitos. Estos compuestos incluyen el alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, alcohol metílico, CH_3OH , sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, y acetona, CH_3COCH_3 . En la Tabla 10-2 se enumeran algunos electrolitos y no electrolitos comunes. Para decidir como representar una solución acuosa de una de estas sustancias, tiene que decidirse si la sustancia es un electrolito fuerte, electrolito débil o no electrolito. Una vez que se determina ésto, se representa la solución dando las fórmulas de los iones o la fórmula de las especies moleculares presentes.

Problema 10-13 Dar las fórmulas que representarían mejor las soluciones acuosas de las sustancias siguientes.

- Fluoruro de hidrógeno, HF (un electrolito débil, no fuerte como el HCl)
- Cloruro de amonio, NH_4Cl
- Fosfato de potasio, Na_3PO_4
- Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (no electrolito)
- Bromuro de hidrógeno, HBr (reacciona con el agua en una forma análoga al HCl)
- Sulfuro de hidrógeno, H_2S (electrolito débil)
- Acido nítrico, HNO_3 (reacciona con el agua en una forma análoga al HCl)

10-9 Propiedades coligadas de las soluciones

Ciertas propiedades de las soluciones están más relacionadas con la presencia de las partículas del soluto dispersas entre las partículas del solvente que con las identidades de las partículas. Estas propiedades generalmente son las mismas sin importar de que soluto se trata y dependen del número y no de la naturaleza de las partículas de ese soluto. Tales propiedades se llaman propiedades coligadas (colectivas) de la solución.

Una propiedad coligada importante es el efecto del soluto sobre la presión de vapor del solvente. La presencia de las partículas del soluto en la solución disminuye la presión de vapor del solvente. Esto es, a una temperatura específica, la presión de vapor del solvente usado para disolver el soluto será menor que la presión de vapor del solvente puro a la misma temperatura. Por ejemplo, si se disuelve un poco de azúcar en agua, la presión de vapor del agua en la solución será menor que la

del agua pura a la misma temperatura. Esto se ilustra en la Figura 10-8. La presión de un soluto en un solvente también afecta tanto al punto de congelación como al de ebullición del solvente. Cuando se disuelve un soluto en un solvente, la solución resultante hervirá a una temperatura mayor que para el solvente puro y se congelará a una temperatura inferior que para el solvente puro. Estos fenómenos se conocen como **elevación del punto de ebullición** y **depresión del punto de congelación**. Ver la Figura 10-9. Se aprovecha la depresión del punto de congelación del agua mediante un soluto, cuando se pone anticongelante en el radiador de los automóviles. El anticongelante es un soluto que hace

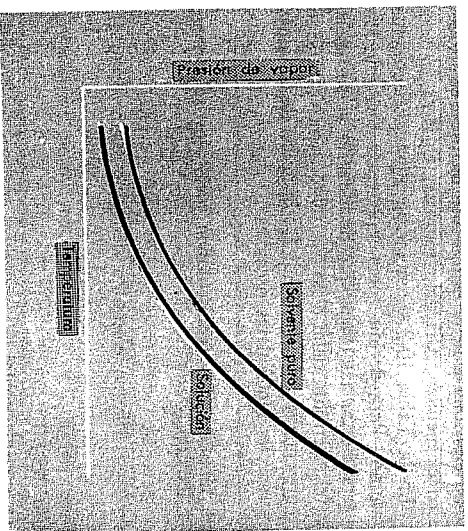


Figura 10-8 La presencia de un soluto no volátil en un solvente conduce a que la presión de vapor de la solución sea menor que la presión de vapor del solvente líquido puro.

bajar el punto de congelación del agua en el radiador, de modo que no se congele en el tiempo de frío.

Otra propiedad coligada, muy importante en los procesos químicos y biológicos, es una propiedad de las soluciones acuosa conocida como **ósmosis**. Ósmosis es un fenómeno relacionado con soluciones separadas por una membrana. La membrana actúa como una barrera entre las soluciones y tiene la propiedad de permitir el paso a través de ella a ciertos tipos de moléculas, evitando el paso de otras especies en solución. Esta membrana se llama membrana **semipermeable**, ya que solo es permeable para especies seleccionadas. Las membranas semipermeables que permiten el paso del solvente pero no del soluto se llaman membranas **osmóticas**. Cuando se separa una solución de una muestra de solvente puro (o una solución semejante de concentración baja) mediante una membrana osmótica, las moléculas de solvente penetrarán espontáneamente la membrana desde ambas direcciones pero no a velocidades iguales. Existe una tendencia para una emigración neta de moléculas del solvente desde el lado del solvente puro hacia el lado de la solución. Este proceso se llama **ósmosis** y se ilustra en la Figura 10-10. El resultado neto de la ósmosis es la transferencia de solvente

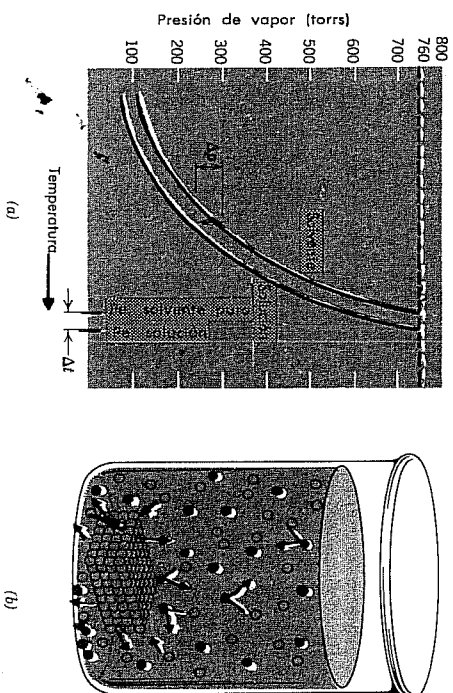


Figura 10-9a La adición de un soluto no volátil a un solvente provoca una caída Δp en la presión de vapor del solvente a cualquier temperatura dada. Por lo tanto, se requiere una temperatura más alta para alcanzar una presión de vapor que sea igual a la presión atmosférica. En otras palabras, la presencia del soluto eleva el punto de ebullición en un valor Δt .

Figura 10-9b Depresión del punto de congelación de un líquido (círculos huecos) por la presencia de un soluto (círculos rellenos). El soluto no entra a la red cristalina del solvente, pero interfiere en el regreso de las moléculas del solvente que se encuentran en el líquido hacia esta red. Estos partículas de soluto no interfieren en la misma forma con la salida de las moléculas del cristal hacia el estado líquido. Por lo tanto, con el fin de borrar la rapidez de desaporción del cristal por este mecanismo, hasta el punto en que sea igual a la rapidez más baja de crecimiento del cristal, debe bajarse la temperatura. De donde, la temperatura de congelación de equilibrio es menor que en ausencia del soluto. Adaptado de *Principles of Physical, Organic and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Inc., 1969.

a través de la membrana de la región de alta concentración de solvente a la región de baja concentración. El mecanismo de la ósmosis no se ha comprendido por completo, pero aparentemente ocurre entre soluciones acuosa separadas por una membrana osmótica, sin importar cual sea el soluto presente. Puede detenerse la ósmosis si se ejerce una cierta presión o fuerza por unidad de área que se oponga, sobre el lado de la solución de la membrana como se ilustra en la Figura 10-11. Esto significa que la ósmosis resulta en que se ejerce una presión sobre la solución de concentración más alta. Esta presión se llama **presión osmótica**.

La presión osmótica puede ser bastante grande y, a veces, puede estar relacionada con presiones de cientos de atmósferas. La presión osmótica es uno de los factores que intervienen en la absorción del agua por los árboles y las plantas.

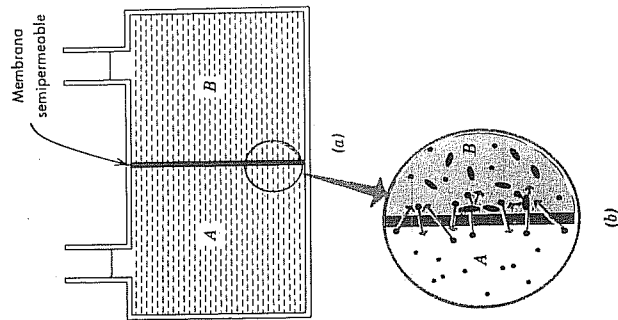


Figura 10-10 Osmosis. (a) Imagen ampliada de dos compartimentos de fluido separados por una membrana semipermeable. (b) Acrecentamiento de una pequeña sección de la membrana y sus alrededores inmediatos. Las moléculas de agua están representadas por puntos; las moléculas de azúcar, en el compartimiento B, por óvalos sombreados. En la teoría de la "criba" de la ósmosis, se dice que la membrana tiene poros lo suficientemente grandes como para permitir el paso de las moléculas de agua pero lo suficientemente pequeños como para detener a las moléculas (o iones) de soluto. Como se ha dibujado, de cada cinco moléculas de agua que van de A hacia B, sólo tres regresan. Los otros dos se muestran chocando con las moléculas de azúcar. El resultado es un flujo neto de agua de A hacia B, y el nivel de B sube. Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Inc., 1968.

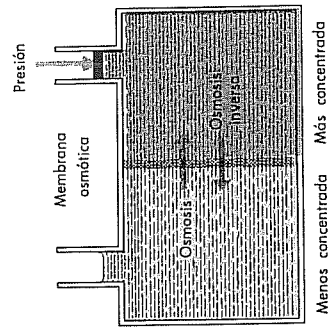


Figura 10-11 Presión osmótica. En el proceso de ósmosis, las moléculas de solvente pasan de la solución menos concentrada hacia la solución más concentrada. Puede invertirse el proceso de ósmosis, aplicando una presión al lado más concentrado. La cantidad de presión necesaria precisamente para contrarrestar el proceso de ósmosis se llama presión osmótica. Presiones mayores a la presión osmótica pueden producir ósmosis inversa.

10-10 Coloides y suspensiones

Los diámetros de la mayoría de los iones, átomos y moléculas en solución varían desde 0.5 Å aproximadamente hasta alrededor de 3 Å. Revuérdese que un Angstrom es 10^{-8} cm. En una solución estas partículas están entremezcladas con las partículas del solvente. Todas las soluciones líquidas son claras. Téngase presente que sólo porque una solución sea clara, ésto no significa que no pueda ser colorada. Ocasionalmente, una solución es tan intensamente colorada que es difícil ver a través de ella. Sin embargo, aún es una solución. Cuando algunas

sustancias se mezclan con un solvente, se forma una mezcla que no es una solución verdadera. Lo que sucede es que cuando se mezcla la sustancia con el solvente, las partículas de la sustancia tienden a atraerse entre sí y se agrupan para formar agregados relativamente grandes de partículas. Estos racimos, llamados **partículas coloidales**, pueden contener cientos o miles de partículas y pueden variar en tamaño desde 10 hasta 1 000 Å. Una mezcla en la que una sustancia se dispersa en otra, de manera que las partículas de la primera sustancia formen partículas coloidales, se llama **dispersión coloidal**. Las dispersiones coloidales pueden parecer soluciones al ojo pero no son soluciones verdaderas. El término dispersión coloidal se refiere al hecho de que las partículas coloidales (racimos de moléculas o iones) están dispersas en otra sustancia. Las dispersiones coloidales ocurren naturalmente y, en muchos casos, se fabrican industrialmente. Por ejemplo, la leche, el queso, las aleaciones metálicas y algunas pinturas son tipos de dispersiones coloidales. La Tabla 10-3 enumera algunos tipos de dispersiones coloidales. ¿Cómo podemos decir si una mezcla líquida es una solución o una dispersión coloidal? Un rayo de luz lanzado sobre una solución pasa a través de ella y decimos que la solución es transparente. No obstante, cuando lanzamos un rayo de luz sobre una dispersión coloidal líquida, las partículas coloidales son precisamente del tamaño correcto para provocar reflexión o dispersión de la luz. Debido a esta reflexión, puede verse el paso del rayo de luz. Este fenómeno se llama **efecto Tyndall** y se ilustra en la Figura 10-12. Cuando una sustancia se dispersa en otra sustancia en una forma en la que las partículas dispersas son mayores que las partículas coloidales (mayores que 1 000 Å), la dispersión se

Tabla 10-3 Sistemas coloidales

Tipo	Fase dispersa *	Medio dispersante **	Ejemplos comunes
Espuma	Gas	Líquido	Jabonaduras, crema batida
Espuma sólida	Gas	Sólido	Piedra pómez, malvavisco
Aerosol líquido	Líquido	Gas	Nebolina, niebla, nubes
Emulsión	Líquido	Líquido	Crema, mayonesa, leche
Emulsión sólida	Líquido	Sólido	Mantequilla, queso
Humo	Sólido	Gas	Polvo en el aire
Sol ***	Sólido	Líquido	Almidón en agua, jaleas, pinturas
Sol sólido	Sólido	Sólido	Diamantes negros, perlas, ópalos, aleaciones

* Las partículas coloidales constituyen la fase dispersa.

** La materia continua en la que se dispersan las partículas coloidales se llama medio dispersante.

*** Las sols que adoptan una forma semisólida, semirígida (por ejemplo, los postres de gelatina, las jaleas de frutas) se llaman gels.

llama **suspensión**. Ésto significa que las partículas (grandes grupos de moléculas o iones) están suspendidas en la otra sustancia. A diferencia de las partículas coloidales, las partículas suspendidas se depositarán si se

deja la mezcla en reposo. En la Figura 10-13, se ilustran las diferencias entre suspensiones y dispersiones coloidales.

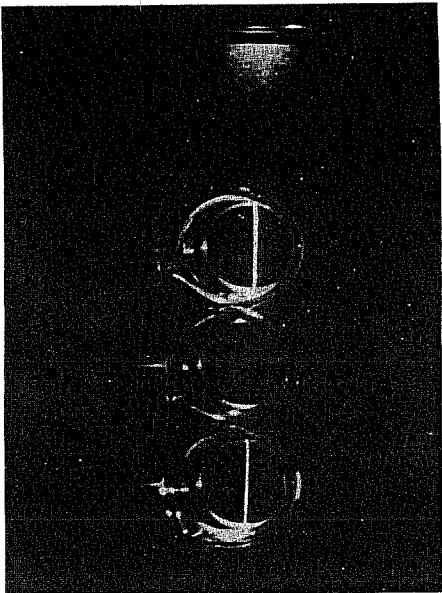


Figura 10-12 Efecto Tyndall. La fotografía es una vista desde arriba de tres vasos de precipitado a través de los cuales se está haciendo pasar un rayo láser. Los vasos de la derecha y de la izquierda contienen una dispersión coloidal de almidón en agua y el vaso de en medio contiene una solución pura. Nótese que como resultado del efecto de dispersión de la luz de Tyndall, puede verse el paso del rayo láser a través de la dispersión coloidal y no puede verse su paso a través de la solución pura. (Fotografía de David Crouch.)

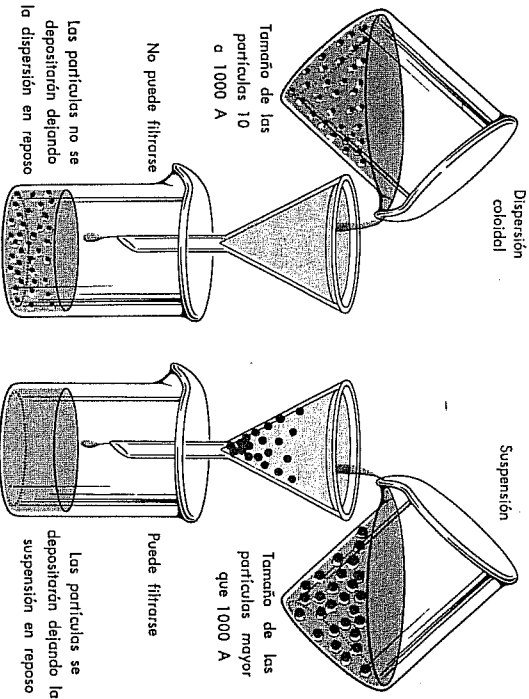


Figura 10-13 Comparación de las dispersiones coloidales y las suspensiones.

Una propiedad importante de las dispersiones coloidales está relacionada con un proceso llamado **diálisis**. Ciertas membranas que son permeables, no sólo para las moléculas de solvente sino también para otras moléculas e iones pequeños, no son permeables a las partículas coloidales. Si se coloca una dispersión coloidal en una membrana así, como se muestra en la Figura 10-14, las partículas de tamaño ordinario (no coloidales) pueden pasar a través de la membrana pero las partículas coloidales serán retenidas. Este proceso se llama **diálisis**. Una membrana en la que ocurre la diálisis se llama **membrana diálítica**. Las membranas diálíticas están presentes en muchos animales y plantas y la diálisis es un proceso biológico muy importante.

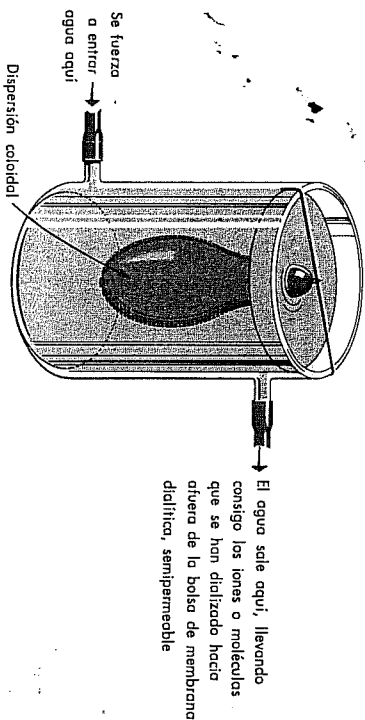


Figura 10-14 Aparato de diálisis. Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Inc., 1968.

Contaminación del agua

Una sociedad industrial usa cantidades tremendas de agua. En los Estados Unidos se usan sobre 1.3 miles de millones de metros cúbicos de agua diariamente. La industria utiliza alrededor del 48% de esa agua, mientras que la irrigación agrícola consume el 43%. El 9% restante se utiliza en los hogares y los negocios pequeños. El agua potable es fundamental para la vida y las civilizaciones siempre se han desarrollado alrededor de fuentes adecuadas de agua. El agua es importante en muchos procesos industriales y se usa como un medio para acarrear los desperdicios de nuestro medio ambiente inmediato. La mayor parte del agua del mundo está contenida en el océano, pero el agua de mar no es potable. El agua potable, que se obtiene de los manantiales, pozos, lagos y ríos, es una solución que contiene muchas especies. Los iones que están presentes en mayor cantidad son el ion sodio, ion

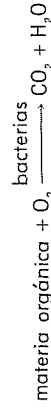
potasio, ion magnesio, ion calcio, ion cloruro e ion sulfato. El agua también contiene oxígeno y dióxido de carbono disueltos. El agua dura contiene concentraciones más elevadas de iones calcio y magnesio que el agua suave. Demasiado ion sulfato (sobre 250 mg/l) en el agua le da un efecto laxante. Para librar al agua de bacterias perjudiciales y compuestos orgánicos, a menudo se trata con cloro u ozono antes de ser distribuida para el consumo. A continuación se dan las normas químicas para el agua potable, del Servicio de Salud Pública de los Estados Unidos.

	Cantidad máxima permisible en miligramos por litro (partes por millón)
Arsenico (estados de oxidación +4 y +3)	0.05
Ion bario	1.0
Ion cadmio	0.01
Ion cloruro	250
Cromo (estado de oxidación +6)	0.05
Cobre (estado de oxidación +2)	1
Ion cianuro	0.2
Ion fluoruro	alrededor de 2.0
Hierro (estado de oxidación +3)	0.3
Plomo (estado de oxidación +2)	0.05
Alkil sulfonato lineal (detergente)	0.5
Manganeso (estado de oxidación +2)	0.05
Ion nitrato	45
Contaminantes orgánicos	0.2
Selenio (estados de oxidación +3 y +4)	0.01
Ion plata	0.05
Ion sulfato	250
Sólidos disueltos totales	500
Ion cinc	5

A menudo se presupone que se tiene un suministro adecuado de agua, pero debe considerarse como se introducen impurezas en nuestra agua. Aunque el agua es nuestro recurso natural más importante, están decreciendo los abastecimientos abundantes y muchas fuentes usuales de agua (lagos y ríos) se han contaminado tanto que no pueden usarse. Antiguamente era posible descargar nuestros desperdicios en los ríos, lagos y océanos y no se notaba efecto alguno. En la actualidad, sin embargo, con el incremento de la población y un incremento mayor en la cantidad de desperdicio, el efecto sobre nuestro medio ambiente es definitivamente notable. Ciertos ríos principales están tan contaminados que no pueden usarse con fines recreativos o como suministro de agua. A ciertos lagos se les llama lagos "muertos", dado a que están tan contaminados que no pueden mantener a cría viva alguna. ¿Cuál es la fuente de la contaminación de nuestras aguas? El agua usada en la irrigación agrícola lleva fertilizantes (ion nitrato e ion sulfato)

Y antiplagas de regreso a los abastecimientos de agua. Algunas de las sustancias antiplagas son una fuente de arsénico mientras que otras, como el DDT, se acumulan en las algas. Como resultado de la cadena de la alimentación, las antiplagas se concentran en los peces. Esto representa un peligro potencial para los humanos que consumen los peces. Las aguas de albañal que ir cluyen excrementos humanos y basura son una fuente de contaminantes. A menudo, las aguas de albañal se descomponen mediante bacterias en plantas especiales de tratamiento antes de ser descargadas a los ríos, lagos y océanos. Desafortunadamente, a veces estas aguas de albañal se descargan sin tratamiento alguno. En los Estados Unidos, se estima que se descargan diariamente en los cuerpos de agua alrededor de 1 040 millones de litros de aguas de albañal sin tratar. Aún tratada, las aguas de albañal son una fuente de contaminantes tales como materia orgánica (proteínas, grasas y carbohidratos), detergentes (alkil sulfonatos lineales) y algunas formas de bacterias. Como se mencionó anteriormente, grandes cantidades de agua se usan en procesos industriales. Consecuentemente, los procesos industriales son la fuente más grande de contaminantes inorgánicos y orgánicos de nuestros abastecimientos de agua. Los procesos agrícolas y de elaboración de alimentos contaminan el agua con materia orgánica. Por ejemplo, una compañía de elaboración de alimentos bombea aceite vegetal de desperdicio directamente en el océano y un matadero descarga sangre de desperdicio directamente en un río. Muchos procesos de fabricación usan agua para lavar y eliminar los subproductos y desperdicios. Esta es una fuente importante de contaminantes inorgánicos (no orgánicos). Por ejemplo, una compañía de fabricación de acero lava los ácidos de desperdicio y otras soluciones directamente en un río.

Cuando el agua se contamina demasiado, no tendrá vida acuática y no es una fuente conveniente de agua potable. Algunas fuentes de agua pueden hacerse irreversiblemente contaminadas, de modo que nunca pueden usarse nuevamente. Niveles más bajos de contaminación aún presentan muchos problemas, ya que las aguas contaminadas tienen que someterse a un tratamiento especial antes de que puedan usarse. Es más, ciertas cantidades de contaminación en el agua pueden trastornar los procesos biológicos normales. El agua natural contiene oxígeno disuelto que usan los peces y otra vida acuática. Cuando en el agua están presentes materia orgánica y bacterias, las bacterias pueden convertir la materia orgánica y el oxígeno a dióxido de carbono y agua:



La cantidad de materia orgánica que puede usarse de esta manera se mide en términos de la demanda de oxígeno bioquímico del agua (DOB). Cuando la DOB del agua es demasiado alta, se consume por completo el oxígeno disuelto (OD) provocando la muerte de la vida acuática. La descomposición de esta vida acuática provoca una contaminación mayor del agua. Puede ocurrir un fenómeno semejante cuando están presentes materia orgánica, ion nitrato e ion sulfato en el agua. Las algas se alimentan con estos materiales, lo cual provoca un incremento tremendo en el número de algas (un florecimiento de las algas). Cuando las algas se mueren, su descomposición consume el oxígeno disuelto, lo cual conduce a la muerte de los peces. La descomposición de los peces contamina aún más el agua. Este proceso de exceso

de nutrientes que provoca el incremento en el crecimiento de los algas; el consumo del oxígeno disuelto; seguido de la muerte de los peces y la contaminación adicional se llama eutroficación.

La contaminación del agua se está volviendo un problema importante. Debemos controlar la contaminación de nuestro medio ambiente, antes de que la contaminación se vuelva insoportable.

Oceanografía química

El océano es la morada de cantidades tremendas de vida animal y vegetal. El océano es realmente una vasta solución de iones y otras sustancias en la que existen estas plantas y animales. La mayoría de los constituyentes disueltos del océano son los iones. Estudios del agua de mar de varias fuentes han demostrado que aparentemente existen sólo pequeños variaciones en las cantidades relativas de estos iones. Los constituyentes principales del agua de mar son:

Constituyente	Número de gramos por kilogramo de agua de mar
Ion cloruro, Cl ⁻	19,353
Ion sodio, Na ⁺	10,76
Ion sulfato, SO ₄ ²⁻	2,712
Ion magnesio, Mg ²⁺	1,294
Ion calcio, Ca ²⁺	0,413
Ion potasio, K ⁺	0,387
Ion carbonato hidrogenado, HCO ₃ ⁻	0,142
Ion bromuro, Br ⁻	0,067
Ion estroncio, Sr ²⁺	0,008
Acido bórico, H ₃ BO ₃	0,004
Ion fluoruro, F ⁻	0,001
Ion yoduro, I ⁻	0,00006

Muchos otros elementos, llamados elementos rastro, están presentes en muy pequeñas cantidades. Cuando se evapora una muestra de agua de mar, queda una mezcla de compuestos iónicos. La salinidad del agua de mar, como la definen los oceanógrafos, es la masa en gramos de los sólidos en 1 kg de agua de mar secada hasta una masa constante a 480 °C, después de que todos los iones bromuro y los iones yoduro han sido reemplazados por el ion cloruro (2Cl₂ + 2Br⁻ + 2I⁻ → 4Cl⁻ + Br₂ + I₂) y todo el ion carbonato hidrogenado ha sido convertido a ion óxido (2HCO₃⁻ → O²⁻ + 2CO₂ + H₂O). Ya que las cantidades relativas de las sustancias disueltas es un tanto invariante, la salinidad del agua de mar puede relacionarse directamente a la clorinidad del agua de

mar. La clorinidad del agua se define como el número de gramos de ion cloruro, ion bromuro e ion yoduro contenidos en un kilogramo de agua de mar. En la determinación experimental de la clorinidad, se supone que los iones bromuro y los iones yoduro se reemplazan por iones cloruro para propósitos de cálculo. La relación observada experimentalmente entre la salinidad y la clorinidad es

salinidad (gramos por kilogramo de agua de mar) = 1,805 clorinidad (g/kg de agua de mar) + 0,030

Ya que los aguas del océano están en contacto con la atmósfera y los procesos biológicos de la fotosíntesis y la descomposición de materia orgánica están ocurriendo continuamente en el océano, el agua de mar contiene algunos gases disueltos. Los gases más importantes disueltos en el agua de mar son el nitrógeno, N₂; el oxígeno, O₂; y el dióxido de carbono, CO₂. Ya que estos gases provienen de la atmósfera o son producidos en el océano, ocurren con concentraciones variables. También, las concentraciones de estos gases presentes en el océano decrecen conforme aumenta la profundidad.

Algunos de los constituyentes principales que se encuentran en el agua de mar se extraen comercialmente. Millones de toneladas de sal (NaCl) se obtienen del océano anualmente mediante evaporación solar. Sobre 100 000 toneladas de bromo se obtienen del océano al año (Cl₂ + Br⁻ → Br₂ + 2Cl⁻). Algo del metal magnesio se obtiene del ion magnesio encontrado en el océano (Mg²⁺ + 2OH⁻ → Mg(OH)₂; Mg(OH)₂ + 2H₃O⁺ + 2Cl⁻ → MgCl₂ + 4H₂O, MgCl₂ electrólisis → Mg + Cl₂). Algún día podrá ser económicamente posible recobrar algunos de los elementos rastro, como el oro y el uranio, que se encuentran en el océano.

En algunos países (por ejemplo Kuwait) se obtiene agua útil a partir del agua de mar. Actualmente, la mayor parte de esta agua se obtiene por la destilación del agua de mar usando la combustión de combustibles fósiles (petróleo y gas natural) como fuente de energía. Para pequeñas cantidades de agua es posible usar la evaporación solar del agua de mar seguida por la condensación del vapor de agua. Algún día, podrá usarse la energía de reactores nucleares para destilar el agua de mar. Otro método de purificar el agua de mar se llama ultrafiltración u ósmosis inversa. En este método, el agua de mar se separa de agua purificada mediante una membrana semipermeable la cual permite que el agua pero no los iones pasen a través de ella. Con presión suficiente, el agua pasa del lado del agua de mar de la membrana al otro lado. Se están llevando a cabo muchas investigaciones acerca de los métodos para desalinizar el agua de mar. En el futuro, nuestra fuente principal de agua de mar útil puede ser el océano.

Depresión del punto de congelación y elevación del punto de ebullición

La presencia de un soluto de baja volatilidad en una solución hará que la presión de vapor del solvente sea más baja de lo que sería en ausencia del soluto. La presencia de tal soluto hace también que el punto de ebullición de la solución sea mayor que el punto de ebullición del solvente puro. De modo semejante, el punto de congelación de la solución es menor que el punto de congelación del solvente puro. Otra manera de decir esto es que el punto de congelación del solvente se abate y el punto de ebullición se incrementa debido a la presencia del soluto. A veces se aprovechan estos efectos. Por ejemplo, la presencia del anticongelante en el radiador de un automóvil baja el punto de congelación del agua lo suficiente como para evitar la congelación. Qué tanto se eleva el punto de ebullición y se abate el punto de congelación depende de la concentración del soluto disuelto en el solvente y de la naturaleza del solvente. Puede determinarse experimentalmente el efecto de un soluto de baja volatilidad sobre el punto de ebullición de un solvente dado y expresarse en términos del número de grados Celsius de elevación que resulta a partir de 1 mol de soluto disuelto en 1 kg de solvente. Esta expresión tiene un valor constante para un solvente dado y se llama constante de elevación del punto de ebullición, K_{pe} . Cada solvente tendrá una K_{pe} específica. Es más, también puede determinarse experimentalmente el efecto de un soluto sobre el punto de congelación de un solvente y expresarse como el número de grados Celsius que se abate el punto de congelación cuando se disuelve 1 mol de soluto en 1 kg de solvente. Esta expresión también es de valor constante para un solvente dado y se llama constante de depresión del punto de congelación, K_{dc} . En seguida se dan las constantes de depresión del punto de congelación y las constantes de elevación del punto de ebullición para algunos solventes.

Sustancia	K_{pe}	K_{dc}
Benceno	$\left(\frac{2.53^\circ\text{C}}{1 \text{ mol soluto}}\right)$ $\left(\frac{1 \text{ kg solvente}}{1 \text{ kg solvente}}\right)$	$\left(\frac{4.90^\circ\text{C}}{1 \text{ mol soluto}}\right)$ $\left(\frac{1 \text{ kg solvente}}{1 \text{ kg solvente}}\right)$
Acido acético	$\left(\frac{3.07^\circ\text{C}}{1 \text{ mol soluto}}\right)$ $\left(\frac{1 \text{ kg solvente}}{1 \text{ kg solvente}}\right)$	$\left(\frac{3.90^\circ\text{C}}{1 \text{ mol soluto}}\right)$ $\left(\frac{1 \text{ kg solvente}}{1 \text{ kg solvente}}\right)$
Agua	$\left(\frac{0.512^\circ\text{C}}{1 \text{ mol soluto}}\right)$ $\left(\frac{1 \text{ kg solvente}}{1 \text{ kg solvente}}\right)$	$\left(\frac{1.86^\circ\text{C}}{1 \text{ mol soluto}}\right)$ $\left(\frac{1 \text{ kg solvente}}{1 \text{ kg solvente}}\right)$

Los puntos de congelación y ebullición del solvente son afectados por el número de moles de partículas de soluto en solución y, generalmente, son independientes de la naturaleza del soluto.

La forma de las constantes de elevación del punto de ebullición y las constantes de depresión del punto de congelación sugiere que puede calcularse el número de grados de cambio en el punto de congelación o el punto de ebullición de un solvente, debido a la presencia de una cantidad conocida de

soluto disuelto en una cantidad conocida de solvente, usando estas constantes como factores de conversión. Puede usarse la K_{pe} o la K_{dc} para un solvente con el fin de convertir el número de moles de soluto y los kilogramos de solvente al número de grados que ha cambiado el punto de ebullición o el punto de congelación. Una vez que se ha encontrado la depresión del punto de congelación, puede calcularse el punto de congelación real de la solución, restando la depresión del punto de congelación del solvente puro. En una forma semejante, puede calcularse el punto de ebullición de la solución, sumando la elevación del punto de ebullición al punto de ebullición normal del solvente puro. Por ejemplo, el punto de congelación de una solución que contiene 171.0 g de sacarosa (342 g/mol) disueltos en 1.000 kg de agua se calculará de la manera siguiente. Primero, debe calcularse el número de moles de soluto por kilogramo de solvente, convirtiendo la masa de sacarosa al número de moles usando el factor de número de gramos por mol.

$$\left(\frac{171.0 \text{ g. sacarosa}}{1.000 \text{ kg. H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol de sacarosa}}{342 \text{ g. sacarosa}}\right) = \left(\frac{0.500 \text{ mol. sacarosa}}{1 \text{ kg. H}_2\text{O}}\right)$$

Multiplicando este resultado por la K_{dc} del agua da la depresión del punto de congelación.

$$\left(\frac{0.500 \text{ mol de sacarosa}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}}\right) \left(\frac{1.86^\circ\text{C}}{1 \text{ mol de sacarosa}}\right) = 0.93^\circ\text{C}$$

Por último, se encuentra el punto de congelación de la solución, restando la depresión del punto de congelación real del agua pura.

$$0^\circ\text{C} - 0.93^\circ\text{C} = -0.93^\circ\text{C}$$

De donde, el punto de congelación de la solución sería -0.93°C .

Ya que el efecto sobre los puntos de congelación y ebullición del solvente depende del número de moles de soluto presentes, es posible determinar el número de moles en una masa conocida de solvente, midiendo la depresión del punto de congelación. Esto se hace pesando una muestra del solvente, disolviendo una muestra de soluto en el solvente y determinando el punto de congelación de la solución. Restando el punto de congelación de la solución al punto de congelación del solvente puro de la depresión del punto de congelación. Usando la depresión del punto de congelación, el número de kilogramos del solvente y la constante depresión del punto de congelación, puede determinarse el número de moles de soluto en la muestra de solución. Como ejemplo, considérese el caso siguiente. El ácido acético puro tiene un punto de congelación de 16.6°C . Cuando se disuelve una muestra de soluto en 500 g (0.500 kg) de ácido acético, el punto de congelación de la solución es 14.5°C . Determinar el número de moles de soluto agregados a la muestra de solvente, calcúlese primero la depresión del punto de congelación.

$$16.6^\circ\text{C} - 14.5^\circ\text{C} = 2.1^\circ\text{C}$$

Puede multiplicarse la depresión por el inverso de la constante de depresión del punto de congelación para hallar el número de moles de soluto por kg de ácido acético.

$$2.1^\circ\text{C} \left(\frac{1 \text{ mol de soluto}}{1 \text{ kg ácido acético}}\right) = \left(\frac{0.54 \text{ mol de soluto}}{1 \text{ kg ácido acético}}\right)$$

Por último, como la muestra sólo contiene 0.500 kg de ácido acético, este resultado puede multiplicarse por el número de kilogramos de ácido acético para determinar el número real de moles de soluto agregados al solvente.

$$0.500 \text{ kg ácido acético} \left(\frac{0.54 \text{ mol de soluto}}{1 \text{ kg ácido acético}} \right) = 0.27 \text{ mol de soluto}$$

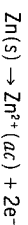
Pueden aplicarse los mismos cálculos a cualquier otro solvente, usando la constante de depresión del punto de congelación apropiada. Es más, el método puede aplicarse con igual propiedad a las mediciones de la elevación del punto de ebullición.

Baterías y pilas de combustibles

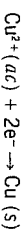
Cuando se agrega un trozo de metal cinc a una solución que contenga iones cobrel(II), espontáneamente ocurre la reacción siguiente:



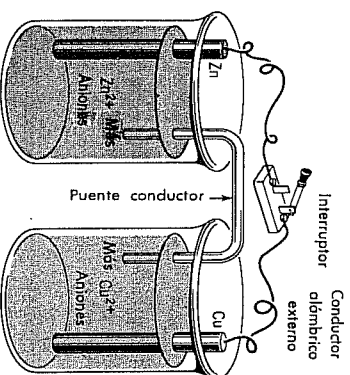
Una reacción así en la que un elemento incrementa su número de oxidación (pierde electrones) y otro elemento disminuye su estado de oxidación (gana electrones) se conoce como reacción de oxidación-reducción. La reacción en la que los átomos de cinc pierden electrones que pasan a los átomos de cobre puede expresarse en términos de una reacción de oxidación:



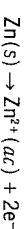
y una reacción de reducción:



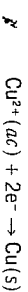
Es posible llevar a cabo esta reacción de otra manera. Se coloca un trozo de cinc (electrodo de cinc) en una solución que contenga una baja concentración de iones cinc y un trozo de cobre (electrodo de cobre) en una solución que contenga una alta concentración de iones cobrel(II). Las dos soluciones se conectan mediante un puente conductor como se muestra abajo.



Como las dos soluciones no están en contacto directo, no ocurre reacción alguna. Sin embargo, si se conectan los dos electrodos mediante un alambre, puede ocurrir la transferencia de electrones por el flujo de electrones (electricidad) a través del alambre. La oxidación se lleva a cabo en el electrodo de cinc.

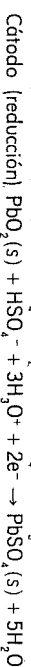
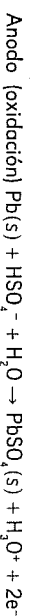


El electrodo en el que ocurre la oxidación se llama ánodo.) Los electrones que se pierden pueden fluir en el alambre externo, lo cual conduce a la reducción en el electrodo de cobre.



El electrodo en el que ocurre la reducción se llama cátodo.) La reacción ocurrirá espontáneamente y la corriente (electrones) fluirá a través del alambre. El flujo de corriente puede ser una fuente de energía eléctrica útil. Un aparato en el que se separan las reacciones de oxidación-reducción mediante un puente conductor y pueden conectarse los electrodos con un conductor externo para obtener trabajo eléctrico útil se llama pila voltaica o pila galvánica. En una pila galvánica se usa una reacción química para obtener energía eléctrica útil.

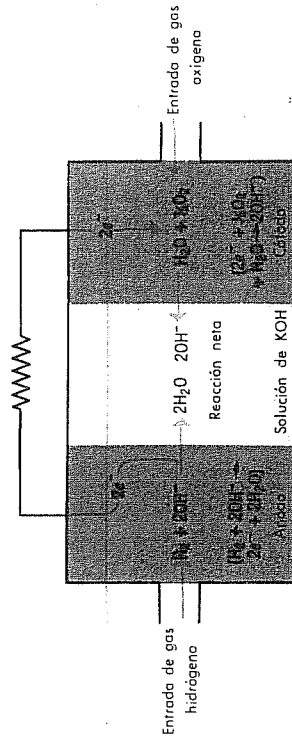
Las pilas galvánicas que se fabrican como fuentes de energía eléctrica se llaman baterías. Un acumulador típico de 12 volts para automóvil consiste de seis pilas de 2 volts. Cada pila consiste de un electrodo de plomo en ácido sulfúrico y un electrodo de óxido de plomo(IV) en ácido sulfúrico. Las reacciones que se llevan a cabo cuando se usa la batería son



Conforme se usa la batería, se forma PbSO_4 . Una batería descargada tendría los electrodos convertidos a PbSO_4 . Una batería descargada puede recargarse, aplicando una fuente externa de corriente opuesta al flujo normal de corriente para forzar las reacciones en la dirección inversa. El hecho de que la reacción de carga es la inversa de la reacción de descarga permite que la batería se recargue mientras se usa el automóvil. Los acumuladores dejan de trabajar cuando los electrodos se rompen o la solución de ácido sulfúrico se contamina. Se usan otros tipos más pequeños de baterías para las lámparas, radios y otro equipo portátil. Estos son las pilas galvánicas.

Una pila galvánica deja de trabajar cuando se consumen los reactivos. Una pila galvánica en la que se suministran continuamente los reactivos y se eliminan continuamente los productos se llama pila de combustible. Las pilas de combustible son fuentes muy convenientes de potencia eléctrica, ya que funcionan indefinidamente mientras se suministran los reactivos (combustibles). Las pilas de combustible pueden desarrollarse con el fin de proporcionar electricidad para uso industrial, doméstico y en la operación de automóviles. Son muy útiles en los vehículos espaciales, ya que proporcionan una fuente continua de potencia eléctrica con peso ligero. La pila de combustible usada en el vehículo Apollo está relacionada con las reacciones electrónicas del gas hidrógeno y el gas oxígeno con electrodos de níquel en contacto con una solución concentrada de hidróxido de potasio. Esta pila, la cual se ilustra a continua-

ción, producirá potencia eléctrica mientras se suministren suficiente gas hidrógeno y gas oxígeno. Es más, el producto de la reacción es agua que puede usarse en el vehículo espacial.



Pila de combustible oxígeno-hidrógeno

Problemas

- Definir los términos solvente y soluto.
- Se prepara una solución disolviendo 0.500 g de cloruro de sodio en 50.0 g de agua a 25 °C. ¿Cuál es el por ciento en masa del NaCl en la solución?
- Se preparó una solución disolviendo 12.20 g de clorato de potasio en 200 g de agua. ¿Cuál es el por ciento en masa de KClO_3 en la solución?
- Se preparó una solución disolviendo 16.00 g de CH_3OH (alcohol metílico) en 100.0 g de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución de metanol? ¿Cuál es la fracción molar del metanol?
- Se preparó una solución disolviendo 50.0 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (alcohol etílico) en 200 g de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución de etanol? ¿Cuál es la fracción molar de etanol?
- Dar una definición de molaridad y describir como puede calcularse la molaridad de un soluto en una solución.
- Determinar el número de gramos de soluto necesarios para preparar las soluciones siguientes:
 - 500 ml de una solución de NaOH 1.00 M.
 - 2.00 l de una solución de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (ácido acético) 0.500 M.
 - 200 ml de una solución de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) 0.0250 M.
 - 1.000 l de una solución de Na_2SO_4 0.1000 M.
- Completar la tabla siguiente relacionada con soluciones de amoníaco, NH_3 (ac).

Molaridad	Volumen	Número de moles
5.000 M	200 ml	7.00 moles NH_3
0.1000 M	3.50 l	0.0200 mol NH_3

- Una solución de NH_3 es 2.00 M. ¿Cuántos gramos de NH_3 están contenidos en 400 ml de esta solución?
- Si una muestra de una solución contiene 5.00 moles de un soluto y su concentración es 1.00 M, ¿cuál es el volumen de la muestra?
- Se preparó una solución disolviendo 40.0 g de ácido acético glacial, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, en agua suficiente para producir 500 ml de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución de ácido acético resultante?
- Se preparó una solución disolviendo 342 g de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en agua suficiente para hacer 2 l de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución de sacarosa?
- Se disuelve una muestra de 20.0 g de fosfato de sodio en agua para producir 250 ml de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución en términos del fosfato de sodio?
- Una solución de H_2SO_4 con densidad 1.802 g/ml contiene 88.0% en masa de H_2SO_4 (el resto es agua). ¿Cuál es la molaridad del H_2SO_4 en la solución?
- ¿Cuántos mililitros de una solución de ácido clorhídrico, H_3O^+ (ac) + Cl^- (ac), 0.500 M contienen 3.27 moles de ion hidronio?
- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 6.00 M se necesitan para preparar 100.0 ml de ácido clorhídrico 0.1000 M por dilución?
- ¿Cuántos mililitros de ácido sulfúrico 18 M se requieren para preparar 1.500 l de ácido sulfúrico 1 M por dilución con agua? [En la práctica, siempre se agrega el ácido al agua.]
- ¿A qué volumen deben diluirse 3.00 ml de amoníaco 15 M para dar amoníaco 0.5 M?
- Describir lo que sucede, en términos de la interacción entre las moléculas de agua y los iones, cuando se disuelve una sustancia iónica en agua.
- ¿Qué significa estado de equilibrio dinámico? Dar un ejemplo de un estado así.
- Dar una definición para cada uno de los términos siguientes:
 - solubilidad
 - solución saturada
 - solución no saturada
 - solución supersaturada
- ¿Qué es un electrolito? ¿Qué es un electrolito fuerte? ¿Qué es un electrolito débil? ¿Qué es un no electrolito?

23. Dar las fórmulas que representarían mejor las soluciones acuosas de las sustancias siguientes:
- glucosa, $C_6H_{12}O_6$ (no electrolito)
 - ácido nítrico, HNO_3 (electrolito débil)
 - nitrito de potasio, KNO_2
 - cloruro de amonio, NH_4Cl
 - bromuro de hidrógeno (electrolito fuerte como el HCl)
 - alcohol etílico, C_2H_5OH (no electrolito)
 - sulfato de magnesio, $MgSO_4$
 - ácido fosfórico, H_3PO_4 (electrolito débil)
24. ¿Cómo son afectados los puntos de congelación y ebullición de un solvente por la presencia de un soluto no volátil?
25. Explicar el proceso de ósmosis.
26. ¿Qué son partículas coloidales y qué dispersiones coloidales?
27. ¿Cuál es la diferencia entre una dispersión coloidal y una suspensión?
28. Explicar el proceso de diálisis.
29. Si diariamente se utilizan 1.3 miles de millones (1.3×10^9) de metros cúbicos de agua en los Estados Unidos, ¿cuántos galones de agua se usan al año? (1 gal = 3.79 l)
30. Dar definiciones para los términos clorinidad y salinidad.
31. ¿Cuál es el punto de congelación de una solución acuosa que contiene 3.00 moles de un soluto no volátil en 500 g de agua?
32. Se disuelve una muestra de 2.14 g de un soluto en 30.0 g de benceno, produciendo una solución que se congela a $2.5^\circ C$ por debajo del punto de congelación normal del benceno. Calcular el número de moles de soluto en la solución. Calcular el número de gramos por mol del soluto, dividiendo la masa de soluto en la solución entre el número de moles de soluto.

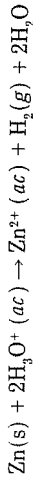
Capítulo 11: Reacciones químicas (Precipitación, ácido-base y oxidación-reducción)

Objetivos

Al terminar de estudiar este capítulo el estudiante debe ser capaz de:

- Describir los tres tipos comunes de reacciones que ocurren en solución (precipitación, ácido-base, oxidación-reducción).
- Dar las fórmulas para los iones que se forman cuando se disuelve un compuesto iónico típico en agua.
- Escribir la ecuación iónica neta balanceada para una reacción, dados los compuestos iniciales y los productos.
- Predcir y dar la ecuación iónica neta balanceada para una reacción de precipitación que puede ocurrir cuando se mezclan dos soluciones que contienen iones. Estas predicciones se basarán en las reglas generales de solubilidad.
- Dar una definición de ácido y de base, de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry.
- Describir una pareja conjugada ácido-base.
- Describir un ácido fuerte y un ácido débil.
- Hacer una lista de los seis ácidos fuertes comunes y escribir las fórmulas para representar las soluciones acuosas de estos ácidos.
- Dar una ecuación iónica neta balanceada para una reacción ácido-base que ocurre cuando se mezclan una solución de ácido y una solución de una base.
- Definir los términos oxidación y reducción.
- Definir los términos agente oxidante y agente reductor.
- Escribir y balancear la ecuación iónica neta para una reacción de oxidación-reducción, dados los reactivos y productos principales.
- Describir el proceso de titulación.
- Calcular el número de moles de una especie buscada, usando datos especificados de titulación.
- Calcular la molaridad de una solución de concentración desconocida, usando datos especificados de titulación.

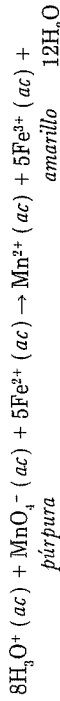
Como otro ejemplo, cuando se agrega un trozo de metal cinc (u otros metales como el níquel, cobalto, hierro, aluminio y magnesio) a una solución que contiene ion hidronio, se producen el ion metálico y gas hidrógeno.



Por supuesto, además de la observación de que se está produciendo un gas, también se observaría que se consume el metal en la reacción. Puede observarse una reacción por el calor que se libera o se absorbe. Es decir, puede aumentar o disminuir la temperatura de la solución en la que ocurre la reacción. Por ejemplo, cuando se agrega una solución que contiene ion hidronio a una solución que contiene ion hidróxido, se produce agua y la temperatura de la solución aumenta como resultado del calor liberado por la reacción.



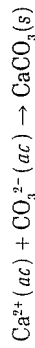
Puede observarse una reacción por el cambio de color que ocurre cuando se usa un reactivo colorado o se llega a un producto colorado. Como ejemplo, cuando se agrega una solución que contiene hierro(II) a una solución que contiene el ion permanganato púrpura, MnO_4^- (en presencia de ion hidronio), se producen el ion manganeso(II) incoloro, Mn^{2+} , y el ion hierro(III) amarillo, Fe^{3+} .



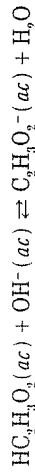
Puede ocurrir una reacción química en una solución y es posible que no acompañe a la reacción cambio físico aparente. Se necesita la evidencia química para confirmar tales reacciones. En la Tabla 11-1 se resumen los diversos tipos de evidencia física para las reacciones químicas. (Ver la página 328.)

Las reacciones en las soluciones son muy importantes en la química y en ciertos procesos biológicos. En seguida se dan ejemplos de los tipos de reacciones en solución que serán interesantes para nosotros. Estos tipos de reacción se discutirán con más detalle en las secciones siguientes de este capítulo.

Reacciones de precipitación. Se mezclan dos soluciones que contienen iones, los cuales pueden combinarse para formar una sustancia insoluble.



Reacciones ácido-base. Una especie pierde un protón (H^+) que se pasa a otra especie (reacciones de transferencia de protones).

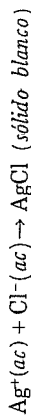


Reacciones químicas (Precipitación, ácido-base y oxidación-reducción)

11-1 Les reacciones químicas

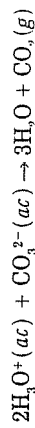
Las reacciones químicas comprenden interacciones entre moléculas, átomos e iones, las cuales producen nuevas moléculas, átomos e iones. En otras palabras, cuando se mezclan ciertas sustancias, ocurren reacciones en las que los átomos se reorganizan en nuevas sustancias. Como sabemos, las reacciones pueden representarse mediante ecuaciones químicas. Estas ecuaciones muestran cuales sustancias reaccionan (los reactivos) y cuales sustancias se producen (los productos). Cuando escribimos una ecuación, debemos tener cuidado en dar los reactivos y los productos apropiados y asegurarnos de que la ecuación está balanceada. Muchas reacciones importantes ocurren en soluciones acuosas. Sabemos que muchas sustancias pueden disolverse en agua. De hecho, las soluciones en agua proporcionan el medio adecuado para almacenar sustancias solubles. La solución acuosa también sirve como una fase conveniente para las reacciones.

¿Cómo se sabe que ha ocurrido una reacción química en una solución? Para detectar la ocurrencia de una reacción, debe ocurrir algún cambio observable. Una reacción puede producir un sólido insoluble que se separará de la solución (precipitará). Por ejemplo, cuando se agrega una solución que contiene ion plata, Ag^+ , a una solución que contiene ion cloruro, Cl^- , se formará el sólido blanco cloruro de plata.



[Recuérdese que se usa (ac) para denotar las especies en solución.]

Una reacción puede producir un gas que escapará de la solución. Por ejemplo, cuando se agrega una solución que contiene ion hidronio, H_3O^+ , a una solución que contiene ion carbonato, CO_3^{2-} , se produce gas dióxido de carbono.



Reacciones de oxidación-reducción. Una especie pierde electrones y otra especie gana electrones (reacciones de transferencia de electrones).

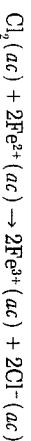
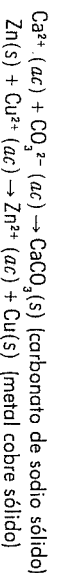


Tabla 11-1 Tipos de evidencia de las reacciones químicas

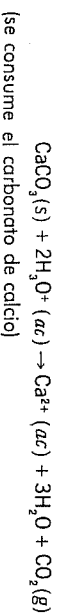
Precipitación—La formación de un sólido cuando se mezclan dos soluciones o cuando una sustancia se mezcla con una solución.



Formación de un gas—La formación de un gas cuando se mezclan dos soluciones o se mezcla una sustancia con una solución.



Consumo de un sólido—Se consume un sólido conforme avanza la reacción.

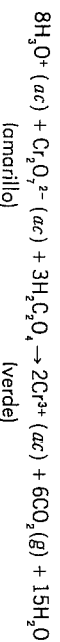


Cambio de color—La temperatura de la solución como resultado de la liberación o absorción de calor en la reacción.

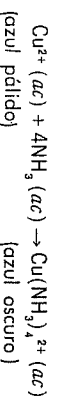


Peligro: Como en esta reacción se liberan grandes cantidades de calor, agréguese siempre el ácido sulfúrico al agua lentamente. Nunca se agregue el agua al ácido ya que puede hervir y rociar el ácido.)

Cambio de color—El color de una solución puede cambiar debido al consumo de una especie colorada o la producción de una especie colorada o ambas cosas.



(La solución cambia del amarillo al verde conforme avanza la reacción.)



(La solución cambia del azul pálido al azul oscuro.)

11-2 Ecuaciones iónicas netas

A menudo, las reacciones en soluciones comprenden iones como reactivos y productos. En esta sección consideraremos como escribir las ecuaciones para estas reacciones. Algo que debe tenerse presente es como representar las soluciones acuosas de las sustancias. Determinando si la sustancia es un electrolito fuerte, un electrolito débil o un no electrolito, se sabrá como representarla en solución. Regrésese a la Sección 10-7 (Tabla 10-2) para repasar cuales sustancias son electrolitos fuertes o débiles o no electrolitos.

Para escribir una ecuación para una reacción en solución, escríbanse primero las especies presentes en las dos soluciones que se mezclan entre sí. A continuación, escríbase el producto o productos de la reacción. Por supuesto, deben conocerse los productos de la reacción. Puede obtenerse esta información mediante la observación experimental y, a veces, por predicción lógica. Por último, baláncese la ecuación. Como ejemplos, consideremos unas cuantas reacciones en la fase solución.

Ejemplo 11-1 Se agrega una solución del compuesto iónico CaCl_2 a una solución del compuesto iónico Na_2CO_3 y se forma el producto sólido CaCO_3 . Escribir una ecuación para la reacción.

Primero, como cada uno de los compuestos iónicos son electrolitos, sus soluciones se representan como los iones separados

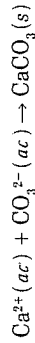


El producto de la reacción es CaCO_3 , de modo que puede escribirse la reacción como



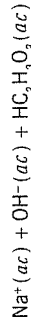
Nótese que resultó que los iones sodio, $\text{Na}^{+}(\text{ac})$ y los iones $\text{Cl}^{-}(\text{ac})$ no reaccionaron en forma alguna. Es decir, estos iones aparecen en ambos miembros de la ecuación y no son cambiados por la reacción. No entraron en reacción química alguna. A menudo sucede esto en las reacciones que ocurren en las soluciones. Ciertas especies en solución no intervienen en las reacciones mientras que otras especies reaccionan. Los iones que están presentes en la solución durante una reacción pero que en realidad no reaccionan se llaman iones espectadores. El lector podría preguntarse en primer lugar por qué están presentes estos iones. El hecho es que todas las soluciones son eléctricamente neutras y estos iones deben estar presentes para que la solución se mantenga neutra. Por lo tanto, los iones espectadores son iones que no intervienen en una reacción pero que deben estar presentes para mantener la misma cantidad de carga negativa y positiva en la solución. Cuando se escriben las ecuaciones que representan reacciones en soluciones, con frecuencia no se incluyen los iones espectadores. Tales ecuaciones se llaman ecuaciones iónicas netas o, simplemente, ecuaciones iónicas. Las ecuaciones iónicas netas muestran cuales especies reaccionan y cuales se producen

pero no incluyen los iones espectadores. La ecuación iónica neta para la reacción anterior sería



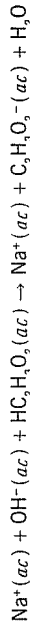
Esta reacción indica que cuando una solución que contiene $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ se agrega a una solución que contiene $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$, ocurre una precipitación para formar $\text{CaCO}_3(\text{s})$. Recuerdese que están presentes los iones espectadores de las dos soluciones pero no se incluyen en la ecuación.

Ejemplo 11-2 Se agrega una solución del compuesto iónico hidróxido de sodio, NaOH , a una solución del electrolito débil ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. Escribir una ecuación para la reacción que produce el ion acetato, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, y agua. Primero, escribáanse las especies presentes en las dos soluciones.

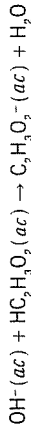


La solución de NaOH contiene iones sodio e iones hidróxido y la solución de ácido acético, un electrolito débil, se representa por la fórmula del ácido molecular.

Segundo, escribáanse los productos y balancéese la ecuación.



Tercero, elimínense los iones espectadores para formar la ecuación iónica neta.

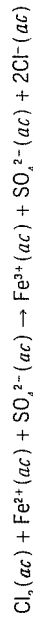


Ejemplo 11-3 Se mezcla una solución de cloro disuelto en agua, $\text{Cl}_2(\text{ac})$, con una solución del compuesto iónico sulfato de hierro(III). Ocurre una reacción en la que se producen el ion hierro(III) y el ion cloro. Escribir una ecuación para esta reacción.

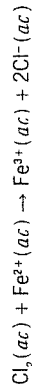
Primero, escribáanse las especies presentes en las dos soluciones.



El cloro se representa por la fórmula molecular Cl_2 . El sulfato de hierro(III) es un compuesto iónico soluble, de manera que la solución se representa por los iones. Segundo, escribáanse los productos y balancéese la ecuación.

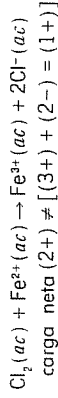


Tercero, elimínense los iones espectadores.

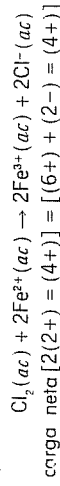


¿Está balanceada ahora la ecuación? Bien, está balanceada químicamente — dos cloros y un hierro en cada lado. Pero, obsérvense las cargas con un poco de más cuidado. Una ecuación iónica neta debe estar balanceada tanto qui-

micamente como con respecto a la carga. Es decir, no pueden producirse en la reacción cargas positivas o negativas extras. Esto significa que el número neto de cargas positivas y negativas debe ser el mismo en cada lado de la ecuación. Las cargas positivas y negativas en el mismo lado de la ecuación tienen un efecto neutralizador. La carga neta en un lado dado de la ecuación será la suma del número de cargas positivas y negativas. Refiriéndonos a la última ecuación, se ve que la carga no está balanceada.



La carga puede balancearse, ajustando los coeficientes. Si se coloca un coeficiente de 2 adelante del ion hierro(III) y del ion hierro(III), la ecuación quedará balanceada tanto química como eléctricamente (carga).



La razón de que sea necesario balancear la carga en una ecuación iónica neta es que, ya que todas las soluciones son eléctricamente neutras, no se producirán en una reacción especies extra cargadas positiva o negativamente. Hagamos un resumen del procedimiento para escribir ecuaciones iónicas netas.

1. Las sustancias insolubles, gases, electrolitos débiles y no electrolitos se representan por sus fórmulas.
2. Los electrolitos fuertes (sustancias iónicas solubles y ácidos fuertes) se representan en solución por los iones que forman.
3. Escribáanse las especies presentes en las dos soluciones que se mezclan.
4. Escribáanse los productos.
5. Elimínense los iones espectadores y balancéese la ecuación tanto química como eléctricamente (balanceo de carga).

11-3 Las reacciones de precipitación y las reglas de solubilidad

Como se sabe, muchas sustancias iónicas solubles existen en la fase solución en la forma de los cationes y aniones que comprenden el compuesto. Estos iones en la fase solución se encuentran en movimiento continuo y, por lo tanto, se están moviendo en todas direcciones, interactuando entre sí. En tanto que la sustancia correspondiente al catión y al anión sea soluble y esté presente agua suficiente de modo que no sea una solución supersaturada, la interacción entre los iones no es suficiente para provocar la agregación de los iones en un sólido cristalino. Si se mezclan dos soluciones que contengan sustancias iónicas disueltas, todos los iones se intermezclarán e interactuarán mutuamente. Ahora bien, si cualesquiera de los iones que se mezclan constituyen los iones de una sustancia iónica insoluble, los iones se combinarán en agrega-

ciones que conducirán a la fase sólida que se separa de la solución. Por supuesto, esta fase sólida es la sustancia iónica insoluble. El proceso que comprende la combinación de los iones en una solución para formar la fase sólida se llama **precipitación**. La fase sólida que se separa de la fase solución se llama **precipitado**. Generalmente este proceso ocurre con bastante rapidez y el precipitado se forma en el instante en que se mezclan las soluciones. Los precipitados tienen diversos aspectos. Algunos son blancos y otros colorados (por ejemplo, el $\text{Zn}(\text{OH})_2$ es blanco, el PbS es negro, el $\text{Cu}(\text{OH})_2$ es verde y el Ag_2CrO_4 es naranja). Los precipitados pueden ser esponjosos (con el aspecto de las plumas), gelatinosos (como la jalea), coagulados (grumosos o aterronados) o cristalinos (quebradizos o secosos). ¿Cómo predecirse una precipitación cuando se mezclan dos soluciones? Frecuentemente se puede hacer ésto, sabiendo cuales sustancias iónicas son solubles y cuales son insolubles. Si se sabe que una sustancia dada es insoluble, entonces, cuando se juntan los iones constituyentes de la sustancia en la fase solución, normalmente se produce la precipitación de la sustancia. Las solubilidades de muchas sustancias iónicas comunes en agua pueden resumirse en la forma de **reglas de solubilidad** basadas en observaciones experimentales. Recuérdese que las sustancias iónicas comprenden iones metálicos en combinación con iones no metálicos o aniones poliatómicos. Para nuestros propósitos serán útiles las siguientes reglas de solubilidad. (Ligeramente soluble quiere decir una sustancia que se disolverá ligeramente pero que no tiene una gran solubilidad. Las sustancias ligeramente solubles se reprecipitarán tan pronto como las concentraciones de los iones en las soluciones que se mezclan sean altas.)

1. Todos los compuestos iónicos que contienen el ion nitrato, NO_3^- , o el ion acetato, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, son **solubles**. (El acetato de plata (I), $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, y el acetato de mercurio, $\text{Hg}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, son **ligeramente solubles**.)

2. Todos los compuestos iónicos que contienen los iones haluros (F^- , Cl^- , Br^- , I^-) son **solubles**, excepto:

- (a) Los compuestos cloruro, bromuro y yoduro de plata, AgCl , AgBr y AgI ; el cloruro, bromuro y yoduro de mercurio (I), Hg_2Cl_2 , Hg_2Br_2 y Hg_2I_2 ; y el cloruro, bromuro y yoduro de plomo, PbCl_2 , PbBr_2 y PbI_2 , son **insolubles**.
- (b) Los fluoruros de los elementos del Grupo IIA, MgF_2 , CaF_2 , SrF_2 , BaF_2 y el fluoruro de plomo (II), PbF_2 , son **insolubles**.
3. Casi todos los compuestos iónicos que contienen el ion sodio, Na^+ , el ion potasio, K^+ , y el ion amonio, NH_4^+ , son **solubles**. (El clorato de potasio, KClO_4 , sólo es **ligeramente soluble**.)
4. Todos los compuestos iónicos que contienen el ion sulfato, SO_4^{2-} , son **solubles**, excepto:

- (a) Los compuestos sulfato de calcio, CaSO_4 , sulfato de estroncio, SrSO_4 , sulfato de bario, BaSO_4 , y sulfato de plomo (II), PbSO_4 , son **insolubles**.
- (b) El sulfato de plata, Ag_2SO_4 , es **ligeramente soluble**.

5. Todos los compuestos iónicos que contienen el ion hidróxido, OH^- , son **insolubles**, excepto:

- (a) Los compuestos hidróxido de sodio, NaOH , hidróxido de potasio, KOH , e hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, son **solubles**.
- (b) Los compuestos hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, e hidróxido de estroncio, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, son **ligeramente solubles**.

Las reglas anteriores tienen una importancia básica y comprenden cientos de compuestos posibles. Las reglas que siguen se aplican a compuestos menos comunes y son reemplazadas por cualquiera de las reglas anteriores que las contradigan.

En la Tabla 11-2 se resumen las reglas de solubilidad.

Tabla 11-2 Reglas de solubilidad

1. Todos los compuestos iónicos que contienen NO_3^- o $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ son **solubles**, excepto

$\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ y $\text{Hg}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ son **ligeramente solubles**

2. Todos los compuestos iónicos que contienen Cl^- , Br^- , I^- o F^- son **solubles**, excepto

AgCl , Hg_2Cl_2 , PbCl_2 MgF_2 , BaF_2
 AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2 y CaF_2 , PbF_2
 AgI , Hg_2I_2 , PbI_2 SrF_2

3. Casi todos los compuestos iónicos que contienen Na^+ , K^+ o NH_4^+ son **solubles**.

4. Todos los compuestos iónicos que contienen SO_4^{2-} son **solubles**, excepto

CaSO_4
 SrSO_4 BaSO_4
 SrSO_4 BaSO_4
 PbSO_4

5. Todos los compuestos iónicos que contienen OH^- son **insolubles**, excepto

NaOH $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 KOH $\text{Sr}(\text{OH})_2$ $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ $\text{Sr}(\text{OH})_2$

6. Casi todos los compuestos iónicos que contienen NO_2^- , ClO_4^- , ClO_3^- , ClO_2^- y ClO^- son **solubles**.

7. Casi todos los compuestos iónicos que contienen CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CrO_4^{2-} y PO_4^{3-} son **insolubles**, excepto aquellos que contienen Na^+ , K^+ o NH_4^+ .

8. La mayoría de los compuestos iónicos que contienen los iones de metales de transición o Al^{3+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} , Sb^{3+} y As^{3+} en combinación con S^{2-} o O^{2-} son **insolubles**.

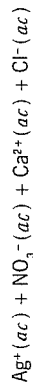
6. Casi todos los compuestos iónicos que contengan el ion nitrato, NO_3^- , ion perclorato, ClO_4^- , ion clorato, ClO_3^- , ion clorito, ClO_2^- , e ion hipoclorito, ClO^- , son solubles.
7. Casi todos los compuestos iónicos que contienen el ion carbonato, CO_3^{2-} , ion oxalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, ion cromato, CrO_4^{2-} , e ion fosfato, PO_4^{3-} , son insolubles (excepto aquellos que contienen Na^+ , K^+ , y NH_4^+).
8. La mayoría de los compuestos iónicos que contienen iones y metales de transición o iones de metales del Grupo IIIA, IVA y VA e ion sulfuro, S^{2-} , son insolubles.
9. La mayoría de los compuestos iónicos que contienen los iones de metales de transición o iones de metales del Grupo IIIA, IVA y VA con ion óxido son insolubles o reaccionan con el agua para formar un hidróxido insoluble.

11-4 Predicción de las reacciones de precipitación

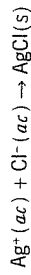
Es posible predecir si ocurre una reacción de precipitación cuando se mezclan dos soluciones, escribiendo los iones que intervienen y, a continuación, decidiendo si pueden combinarse algún catión y anión para formar una sustancia insoluble. Por supuesto, pueden usarse las reglas de solubilidad para decidir cuáles sustancias son insolubles. Es más, siempre que se suponga que la concentración de los iones es lo suficientemente grande, las sustancias ligeramente solubles pueden precipitarse de la fase solución. Recuérdese, siempre que se esté tratando con una solución de una sustancia iónica, la sustancia en solución se representa escribiendo el catión y el anión como especies separadas.

Ejemplo 11-4 Escribir la ecuación balanceada para cualquier reacción que ocurra cuando se agrega una solución de nitrato de plata a una solución de cloruro de calcio.

Dado que ambas soluciones contienen sustancias iónicas, primero se escriben los iones que intervienen. Cada catión y anión se escribe por separado:



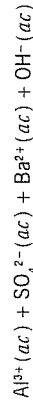
Ahora se decide si alguno de los cationes reaccionará con alguno de los aniones para formar una sustancia insoluble. De acuerdo con la regla de solubilidad 1, todos los nitratos son solubles, de modo que el nitrato de calcio no se precipitará. No obstante, de acuerdo con la regla de solubilidad 2, el cloruro de plata es insoluble. Por lo tanto, se prediría la combinación de los iones plata y los iones cloruro para formar un precipitado de cloruro de plata. La ecuación que representa la reacción es



Ya que ambos iones sólo llevan una carga, un ion plata reacciona con un ion cloruro para dar cloruro de plata. Recuérdese que siempre es necesario, en una ecuación que contiene iones, balancear la carga, así como el número de átomos de cada elemento.

Ejemplo 11-5 Escribir la ecuación balanceada para cualquier reacción que ocurra cuando se agrega una solución de sulfato de aluminio a una solución de hidróxido de bario.

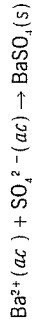
Primero, se escriben los iones presentes en estas dos soluciones:



Decídase ahora si puede ocurrir alguna combinación de catión y anión. De acuerdo con la regla de solubilidad 5, el hidróxido de aluminio es insoluble. De donde se prediría la reacción



Por supuesto, para balancear la ecuación, se necesitan tres OH^- para reaccionar con cada Al^{3+} . De acuerdo con la regla 4, el sulfato de bario es insoluble. De donde se prediría la reacción adicional

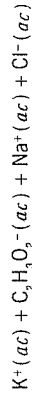


Ya que tanto el ion bario como el ion sulfato llevan cargas dobles, reaccionará uno a uno.

El ejemplo anterior estuvo relacionado con dos reacciones de precipitación que ocurren al mismo tiempo. Normalmente éste no es el caso, pero téngase presente que cuando se mezclan soluciones, es posible que no pueda ocurrir reacción alguna, pueda ocurrir una reacción de precipitación o es posible que ocurran dos reacciones de precipitación.

Ejemplo 11-6 Escribir la ecuación balanceada para cualquier reacción que ocurra cuando se agrega una solución de acetato de potasio a una solución de cloruro de sodio.

Los iones que intervendrían son los cationes y los aniones que están presentes en las soluciones de las dos sustancias. Estos iones son



Decídase ahora las reacciones posibles. El ion sodio no reaccionará con el ion acetato de acuerdo con las reglas 1 y 3. El ion potasio no reaccionará con el ion cloruro de acuerdo con las reglas 2 y 3. De donde, se prediría que no ocurren reacciones de precipitación en este caso y que la mezcla de las dos soluciones simplemente produciría una solución que consiste de los cuatro iones.

Problema 11-1 Escribir una ecuación iónica neta balanceada para cualquier reacción que ocurra cuando se mezclan las soluciones siguientes. Referirse a las reglas de solubilidad.

- Se agrega una solución de nitrato de plomo(II) a una solución de cloruro de potasio.
- Se agrega una solución de fluoruro de sodio a una solución de nitrato de calcio.
- Se agrega una solución de cloruro de amonio a una solución de cloruro de sodio.
- Se agrega una solución de hidróxido de sodio a una solución de cloruro de magnesio.
- Se agrega una solución de nitrato de bario a una solución de sulfato de sodio.
- Se agrega una solución de sulfuro de sodio a una solución de cloruro de cinc.

11-5 Reacciones ácido-base

Muchas sustancias se disuelven en agua para producir especies que tienen propiedades llamadas propiedades ácidas. Las soluciones ácidas tienen sabor agrio (como el vinagre), hacen cambiar a rojo el tinte vegetal llamado tornasol y pueden quemar (reaccionar con) la piel. Por otra parte, muchas especies en solución tienen propiedades que se llaman propiedades básicas. Las soluciones básicas tienen sabor amargo, cambian a azul el tinte vegetal llamado tornasol y se sienten resbaladizas pero también pueden reaccionar con la piel. En la Tabla 11-3 se resumen las propiedades de ácidos y bases. Las diferencias entre las especies son propiedades ácidas y básicas pueden comprenderse mejor estableciendo definiciones para los términos ácido y base. Un químico sueco, Svante Arrhenius, en 1884, propuso las primeras definiciones significativas. Varias son posibles. Arrhenius definió un ácido como una sustancia que forma iones hidrógeno (H^+) en solución acuosa y una base como una sustancia que forma iones hidróxido (OH^-) en solución acuosa. La teoría de Arrhenius fue significativa debido a que proporcionó una base para la descripción de los iones en soluciones acuosas. Sin embargo, para los ácidos y las bases en soluciones acuosas, las mejores definiciones provienen de la teoría de Bronsted-Lowry de los ácidos y las bases. De acuerdo con esta teoría, los términos ácido y base deben definirse como sigue. Un ácido es una especie que tiene tendencia a perder un protón (H^+) en una reacción química. Un ácido es un donador de protones. Una base es una especie que tiene tendencia a ganar un protón (H^+) en una reacción química. Una base es un aceptor de protones.

El término protón se refiere a un ion hidrógeno (H^+) que puede ser perdido por un ácido rompiendo algún enlace químico en el ácido y puede ser ganado por una base mediante la formación de un nuevo enlace químico asociado con la base. Ver la Figura 11-1. De acuerdo con la definición de Bronsted-Lowry, la propiedad clave de un ácido (símbolo general: $H-A$) de perder un protón puede representarse por la reacción hipotética

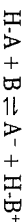
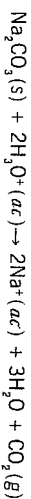


Tabla 11-3 Propiedades de los ácidos y bases

Ácidos	Bases
Sabor agrio	Sabor amargo
Cambian el tornasol azul a rojo	Se sienten resbaladizas
Vuelven ácidas las soluciones acuosas (bajo pH)	Cambian el tornasol rojo a azul
Hidrólisis ácida	Vuelven básicas las soluciones acuosas (alto pH)
Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas	Hidrólisis básica
Reaccionan químicamente con las bases	Descomponen las proteínas y otras sustancias biológicas
(Pierden protones hacia la bases)	Reaccionan químicamente con los ácidos
	(Ganan protones de los ácidos)

Los ácidos reaccionan con los compuestos de carbonato para producir dióxido de carbono:



Los ácidos reaccionan con muchos metales para convertir los metales a la forma iónica y producir gas hidrógeno:

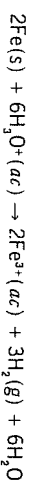
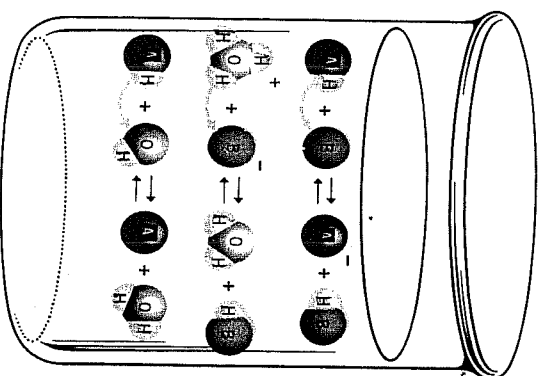


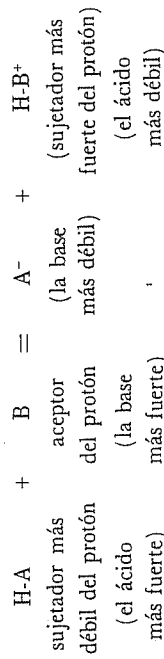
Figura 11-1 Reacciones ácido-base. Cuando se mezcla una solución de un ácido y una solución que contiene una base, puede ocurrir una reacción en la que los protones se transfieren del ácido a la base. Esto se llama reacción ácido-base.



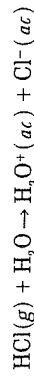
Por ejemplo,



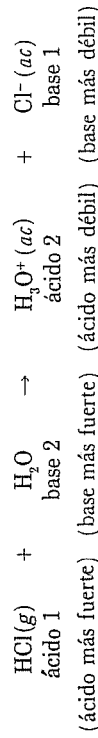
El comportamiento clave de una base, B, de ganar un protón puede representarse por la misma ecuación. Un ácido puede perder un protón en una reacción química y una base puede ganar un protón. Nótese que en las ecuaciones anteriores, un ácido pierde un protón hacia una especie que es capaz de enlazarse con el protón con más intensidad que el ácido original. De donde, se dice que un ácido, H-A, puede perder un protón para dejar una base más débil, A⁻, y una base, B, puede ganar un protón para formar un ácido más débil, H-B⁺.



Cada ácido en el sentido de Bronsted-Lowry tendrá una base correspondiente y cada base tendrá un ácido correspondiente. Un ácido y una base que están relacionados por una transferencia de un protón reciben el nombre de *pareja conjugada ácido-base*. Cuando un ácido pierde un protón, debe ser ganado por una base. Es decir, un ácido sólo puede perder un protón hacia una base. A su vez, la base que gana el protón se convertirá en su ácido conjugado correspondiente. Una reacción en la que se transfiera un protón de un ácido hacia una base y se forman el ácido y la base conjugados correspondientes se llama *reacción ácido-base*. Ver la Figura 11-1. Las reacciones ácido-base son reacciones comunes en solución. Consideremos el ejemplo de una reacción ácido-base. Cuando se burbujea gas cloruro de hidrógeno en agua, ocurre la reacción siguiente:



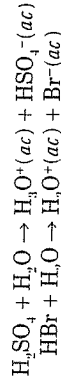
En esta reacción se transfiere un protón del HCl al H₂O para formar la base conjugada Cl⁻ correspondiente al HCl y el ácido conjugado H₃O⁺ correspondiente al H₂O. En cualquier reacción ácido-base de Bronsted-Lowry, debemos ser capaces de nombrar cada ácido y cada base. La reacción anterior puede nombrarse como



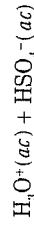
El ácido más fuerte, el cloruro de hidrógeno, reacciona con la base más fuerte, el agua, para formar el ácido más débil, el ion hidronio, y la base más débil, el ion cloruro. En cualquier reacción ácido-base, un

ácido puede reconocerse como un donador de protones o una especie formada por una base que gana un protón. Una base puede reconocerse como un aceptor de protones o una especie formada por un ácido que pierde un protón. Cuando se unen un ácido y una base en solución, puede ocurrir una reacción de transferencia de protones. Generalmente, las reacciones ácido-base son reacciones de equilibrio y se usa una flecha doble para denotar el equilibrio. Como una reacción ácido-base favorecerá la formación del ácido más débil y la base más débil, debe trazarse la flecha más larga en esta dirección y la flecha más corta en la dirección contraria. Antes de discutir algunas reacciones ácido-base, examinaremos las sustancias comunes que se comportan como ácidos. Como se aprendió en el Capítulo 5, muchas sustancias o las soluciones acuosas de estas sustancias reciben el nombre de ácidos. Los ácidos comunes comprenden los compuestos binarios del hidrógeno y los no metales del Grupo VIA y VIIA. Los oxiaácidos de los no metales también son ácidos de Bronsted-Lowry. Es más, muchos de los oxianiones hidrogenados, tales como el ion sulfato hidrogenado, HSO₄⁻, pueden comportarse como ácidos. Unos cuantos ácidos adicionales de importancia son el ácido oxálico, H₂C₂O₄, ácido acético, HC₂H₃O₂, cianuro de hidrógeno, HCN, ion amonio, NH₄⁺, y el ion hidronio, H₃O⁺. Las bases importantes son las bases conjugadas de todos los ácidos antes descritos. Muchas de las bases son aniones, ya que se forman por la pérdida de un protón por una especie neutra. Sin embargo, algunas bases no son aniones. Por ejemplo, el amoniaco, NH₃, es una base y el agua puede actuar como una base. Algunos ácidos y bases comunes se dan en la Tabla 11-4.

Nótese que algunos de los ácidos enumerados en la Tabla 11-4 son los mismos ácidos que se enumeraron como electrolitos fuertes en la Sección 10-7. Estos ácidos, el ácido perclórico, HClO₄, el cloruro de hidrógeno, HCl, el bromuro de hidrógeno, HBr, el yoduro de hidrógeno, HI, el ácido sulfúrico, H₂SO₄, y el ácido nítrico, HNO₃, reciben el nombre de ácidos fuertes. Se usa este término porque, cuando se mezclan con el agua, reaccionan completamente con ella en una reacción ácido-base para formar ion hidronio y el anión correspondiente. Por ejemplo,



Recuérdese que en la Sección 6-4 se vio que las soluciones acuosas de estos compuestos reciben el nombre de ácidos. Ahora que conocemos la naturaleza de las soluciones de estos ácidos fuertes, podemos representar tales soluciones como consistiendo de ion hidronio y el anión correspondiente formado después de la reacción con el agua. Es decir, las soluciones acuosas del ácido perclórico, ácido clorhídrico, ácido bromhídrico, ácido yodhídrico, ácido sulfúrico y ácido nítrico contienen ion hidronio y la base conjugada correspondiente del ácido. Por ejemplo, una solución de ácido sulfúrico se representa como



y una solución de ácido bromhídrico se representa como

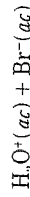


Tabla 11-4 Ácidos y bases comunes de Bronsted-Lowry

Ácidos fuertes (reaccionan completamente con el agua para formar H_3O^+ y la base conjugada)	Ácidos $HClO_4$ H_2SO_4 HCl HBr HI HNO_3	Bases ClO_4^- HSO_4^- Cl^- Br^- I^- NO_3^-	Bases muy débiles (no reaccionan con el H_3O^+ para formar el ácido conjugado)
Ácidos débiles (no reaccionan ampliamente con el agua) (reaccionan con el OH^- para dar la base conjugada y agua)	H_3O^+ H_2SO_3 HSO_4^- $H_2PO_4^-$ HF HNO_2 $HC_2H_3O_2$ H_2S $H_2PO_4^-$ HSO_3^- NH_4^+ HCN HPO_4^{2-} HS^- H_2O	H_2O HSO_3^- SO_3^{2-} $H_2PO_4^-$ F^- NO_2^- $C_2H_3O_2^-$ HS^- HPO_4^{2-} SO_3^{2-} NH_3 CN^- PO_4^{3-} S^{2-} OH^-	Bases (reaccionan con el H_3O^+ para formar el ácido conjugado y H_2O).

La intensidad del ácido aumenta de abajo hacia arriba La intensidad de la base aumenta de arriba hacia abajo

Los otros ácidos que se enumeran en la Tabla 11-4 son electrolitos débiles. Estos ácidos no reaccionan con amplitud con el agua cuando se mezclan con ella. Consecuentemente, las soluciones acuosas de estos ácidos, que se llaman ácidos débiles, se representan por la fórmula del ácido. Por ejemplo, una solución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , se representa como



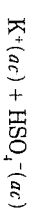
y una solución acuosa de sulfuro de hidrógeno, H_2S , se representa como



La Tabla 11-4 también enumera las bases comunes. Nótese que éstas son las bases conjugadas de los ácidos fuertes y débiles. Por supuesto, reconocemos estas bases como algunos de los iones monoatómicos y poliatómicos comunes. Como iones, estas bases ocurren en muchos compuestos iónicos. De hecho, cuando los compuestos iónicos solubles que contienen estos iones se disuelven en agua, la solución resultante se representa por los iones que comprenden el compuesto. Por ejemplo, una solución de sulfuro de sodio, Na_2S , se representa como



y una solución de sulfato hidrogenado de potasio, $KHSO_4$, se representa como



Los ácidos y las bases varían en sus tendencias a perder y ganar protones. De modo se dice que algunos ácidos son más fuertes que otros ácidos y que algunas bases son más fuertes que otras bases. (Ver la Tabla 11-4.) El ion hidróxido, OH^- , es la base más fuerte que puede existir en agua. Las soluciones que contienen ion hidróxido pueden prepararse disolviendo un compuesto iónico que contenga el ion hidróxido. El ion hidróxido soluble común que contienen los compuestos llamados hidróxidos son el hidróxido de sodio, $NaOH$, hidróxido de potasio, KOH , y el hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$. En solución acuosa, estos compuestos se representan como el ion hidróxido y el catión. Por ejemplo, una solución acuosa de $NaOH$ se representa como



y una solución acuosa de $Ba(OH)_2$ se representa como



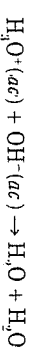
El ion hidronio, $H_3O^+(ac)$, es el ácido más fuerte que puede existir en solución acuosa. Esto es cierto porque cuando se mezcla cualquiera de los ácidos fuertes (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , etc.) en agua, reaccionan con ella para formar ion hidronio y el anión correspondiente.

Problema 11-2 Para cada uno de las reacciones ácido-base siguientes, seleccionar los ácidos y las bases e indicar los pares conjugados ácido-base.

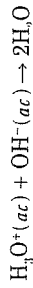
- $HNO_3(l) + H_2O \rightarrow H_3O^+(ac) + NO_3^-(ac)$
- $OH^-(ac) + H_3PO_4(ac) \rightleftharpoons H_2O + H_2PO_4^-(ac)$
- $OH^-(ac) + NH_4^+(ac) \rightleftharpoons NH_3(ac) + H_2O$
- $H_3O^+(ac) + OH^-(ac) \rightleftharpoons H_2O + H_2O$
- $H_3O^+(ac) + F^-(ac) \rightleftharpoons HF(ac) + H_2O$

Cuando se mezclan una solución que contiene un ácido con una solución que contiene una base, puede ocurrir una reacción ácido-base. Estas reacciones conducen a una transferencia de protones del ácido a la base para formar la base conjugada del ácido y el ácido conjugado de la base. En seguida se discuten algunas reacciones ácido-base típicas.

Soluciones de un ácido fuerte y un hidróxido. El ácido en una solución acuosa de un ácido fuerte es H_3O^+ y la base en una solución de un hidróxido es OH^- . Cuando se mezcla una solución de un ácido fuerte con una solución de un hidróxido, los iones hidronio y los iones hidróxido reaccionan para producir agua.

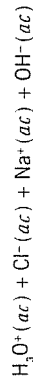


o bien,

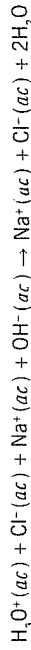


(Nótese que el agua es tanto el ácido conjugado del OH^- como la base conjugada del H_3O^+ .)

Ejemplo 11-7. Dar la ecuación iónica neta para la reacción que ocurre cuando se mezcla una solución de ácido clorhídrico con una solución de hidróxido de sodio. Primero, escribanse las especies presentes en las dos soluciones

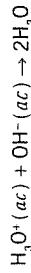


Segundo, dar los productos.



El Na^+ y el Cl^- son iones espectadores, puesto que no reaccionan en forma alguna.

Tercero, elimínense los iones espectadores y balancéese.



La reacción entre una solución de un hidróxido y una solución de un ácido fuerte siempre produce agua. Cuando se agregan las soluciones en las cantidades correctas de modo que esté presente H_3O^+ suficiente para reaccionar con el OH^- , la solución no es ácida ni básica sino neutra. Consecuentemente, una reacción así, que comprende una solución de un ácido fuerte y una solución de un hidróxido, se llama neutralización.

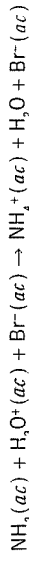
Problema 11-2. Dar la ecuación iónica neta para la reacción de neutralización que ocurre cuando se agrega una solución de ácido nítrico a una solución de hidróxido de potasio.

Soluciones de un ácido fuerte y una base débil. Una base débil se considera como cualquiera de las bases de la Tabla 11-4 que no sea el OH^- . Cuando se agrega una solución de un ácido fuerte a una solución de una base débil, ocurre una reacción en la que los protones se transfieren del ion hidronio en la solución del ácido fuerte a la base en la solución de la base débil. Sin embargo, ninguna de las bases conjugadas (ClO_4^- , HSO_4^- , Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^-) de los ácidos fuertes reaccionan de esta manera.

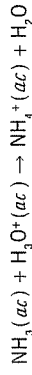
Ejemplo 11-8. Dar la ecuación iónica neta para la reacción que ocurre cuando se agrega una solución de amoníaco a una solución de ácido bromhídrico. Primero, escribanse las especies presentes en las dos soluciones.



Segundo, dar los productos.

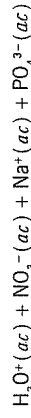


(Ocurre una transferencia de protones del H_3O^+ al NH_3 .) Tercero, elimínense los iones espectadores y balancéese.

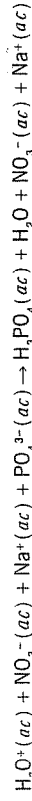


Nótese que algunas de las bases débiles pueden ganar más de un protón. Por lo tanto, si está presente ácido suficiente, estas bases ganarán suficientes protones para producir el ácido débil correspondiente a la base.

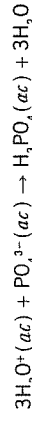
Ejemplo 11-9. Dar la ecuación iónica neta para la reacción que ocurre cuando se agrega una solución de ácido nítrico en exceso a una solución de fosfato de sodio, Na_3PO_4 . Primero, escribanse las especies presentes en las soluciones.



Segundo, escribanse los productos. (Téngase presente que, como se tiene H_3O^+ suficiente, cada ion fosfato puede ganar tres protones para formar H_3PO_4 .)

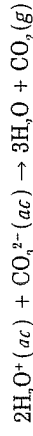


Tercero, elimínense los iones espectadores y balancéese. (Como cada PO_4^{3-} gana protones, se necesitan tres H_3O^+ para cada PO_4^{3-} .)



(Nótese que la ecuación está balanceada tanto química como eléctricamente.)

Ocasionalmente, el producto que se forma cuando se agrega una solución de un ácido fuerte a una solución de una base débil sólo es ligeramente soluble. En tales casos, el compuesto ligeramente soluble se libera como un gas. El ejemplo más importante de esto es la reacción que ocurre entre una solución de un ácido fuerte y una solución que contiene el ion carbonato. Por ejemplo, cuando se agrega ácido clorhídrico en exceso a una solución de carbonato de sodio, ocurre la reacción siguiente.



El gas dióxido de carbono burbujea en la solución. Teóricamente, el producto formado, cuando el CO_3^{2-} gana dos protones es ácido carbónico, H_2CO_3 . No obstante, este compuesto se descompone rápidamente para formar CO_2 y H_2O ($\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$). El dióxido de carbono no es muy soluble en el agua y deja la solución como un gas.

Problema 11-4 Dar las ecuaciones iónicas netas para las reacciones que ocurren cuando se mezclan las soluciones siguientes.

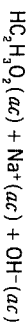
(a) Se mezcla una solución de ácido clorhídrico con una solución de acetato de potasio, $KC_2H_3O_2$.

(b) Se agrega una solución de ácido perclórico ($H_3O^+ + ClO_4^-$) en exceso a una solución de sulfuro de sodio, Na_2S . [El producto de esta reacción sólo es ligeramente soluble y, si está presente ácido suficiente, este producto puede liberarse como un gas. PELLIGRO: Este gas es muy venenoso. Evítese producir grandes cantidades de él en el laboratorio.]

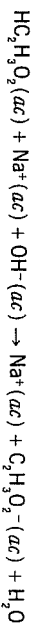
Soluciones de un hidróxido y un ácido débil. La base en una solución de un hidróxido es el OH^- . Cuando se agrega tal solución a una solución de un ácido débil, el ácido pierde protones hacia el OH^- para formar agua y la base conjugada del ácido.

Ejemplo 11-10 Dar la ecuación iónica neta que ocurre cuando se mezcla una solución de hidróxido de sodio, $NaOH$, con una solución de ácido acético, $HC_2H_3O_2$.

Primero, escribanse las especies presentes en la solución.



Segundo, escribanse los productos. (Se transfiere un protón del ácido a la base.)



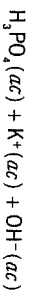
Tercero, elimínense los iones espectadores y baláncese.



Algunos de los ácidos débiles tienen más de un protón que perder. Aquellos con dos protones para perder se llaman ácidos dipróticos y aquellos que tienen tres se llaman ácidos tripróticos. Si se agrega base suficiente a las soluciones de estos ácidos, perderán todos los protones cambiables.

Ejemplo 11-11 Se agrega una solución de hidróxido de potasio, KOH , en exceso a una solución de ácido fosfórico, H_3PO_4 .

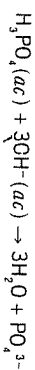
Primero, escribanse las especies presentes en las soluciones.



Segundo, escribanse los productos. (Como está disponible suficiente OH^- , cada H_3PO_4 puede perder tres protones.)



Tercero, elimínense los iones espectadores y baláncense. (Como cada H_3PO_4 pierde tres protones, se necesitan tres OH^- para cada H_3PO_4 .)



(Nótese que la ecuación está balanceada tanto química como eléctricamente.)

Problema 11-5 Dar las ecuaciones iónicas netas para las reacciones que ocurren cuando se mezclan las soluciones siguientes.

(a) Se mezcla una solución de hidróxido de sodio, $NaOH$, con una solución de sulfato hidrogenado de sodio, $NaHSO_4$. [El ion HSO_4^- puede actuar como un ácido y perder un protón.]

(b) Se mezcla una solución de hidróxido de sodio, $NaOH$, en exceso con una solución de ácido sulfhídrico, $H_2S(aq)$.

Las reacciones que pueden ocurrir cuando se mezclan soluciones de ácidos débiles con soluciones de bases débiles son complicadas y están más allá del propósito de esta discusión. Lo importante que el lector debe tener presente es que ahora es capaz de predecir lo que puede suceder cuando se mezclan ciertas soluciones que contienen ácidos y bases. En seguida se da un resumen del procedimiento para escribir las ecuaciones para las reacciones ácido-base:

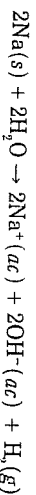
1. Escribanse las especies en las soluciones que se mezclan.
2. Si está presente el ion hidróxido, búsquese un ácido débil o el ion hidronio. Si está presente el ion hidronio (ácido fuerte), búsquese una base débil o el ion hidróxido.

3. Dar como producto la base conjugada del ácido y el ácido conjugado de la base. Baláncense la ecuación.

Las reacciones ácido-base son muy importantes en la química.

11-6 Reacciones de oxidación-reducción

Las reacciones de precipitación y ácido-base que se han considerado no comprenden cambios en los números de oxidación de cualquiera de los elementos que intervienen en las especies reactivas. Las reacciones de precipitación son procesos de combinación de iones y las reacciones ácido-base son procesos de transferencia de protones. Algunas reacciones que ocurren en la fase solución no están relacionadas con ninguno de estos dos procesos sino que más bien comprenden cambios en los números de oxidación de algunos de los elementos incluidos en las especies que reaccionan. Estas reacciones, que generalmente comprenden el incremento en el número de oxidación de un elemento y la disminución simultánea en el número de oxidación de otro, se llaman reacciones de oxidación-reducción o reacciones redox. Como ejemplo de una reacción redox, considérese la reacción representada por la ecuación



En esta reacción, el número de oxidación del sodio ha cambiado de cero a +1 y el número de oxidación del hidrógeno ha cambiado de +1 en el agua a cero en el gas hidrógeno. Se dice que el sodio se ha oxidado y que el hidrógeno en el agua se ha reducido. Se considera la oxidación como un incremento en el número de oxidación de un elemento y la reducción es una disminución en el número de oxidación de un elemento. Ya que los cambios en el número de oxidación pueden considerarse como resultado de la pérdida o ganancia de electrones, pueden definirse la oxidación como la pérdida de electrones y la reducción como la ganancia de electrones. Ver la Figura 11-2 respecto a un resumen

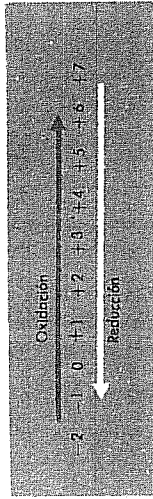
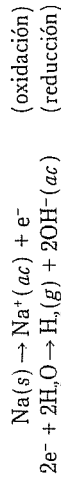


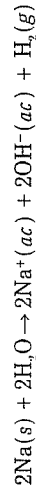
Figura 11-2 Oxidación es un incremento en el número de oxidación. Reducción es una disminución en el número de oxidación.

de los términos oxidación y reducción. Pueden reconocerse las reacciones de oxidación-reducción, notando si ha ocurrido cambio alguno en los números de oxidación de algunos elementos que intervienen en ellas.

La mayoría de las reacciones redox pueden separarse simbólicamente en un proceso que comprende la pérdida de electrones por una especie y un proceso que comprende la ganancia de electrones por otra especie. Por ejemplo, la reacción entre el metal sodio y el agua puede representarse de la manera siguiente:

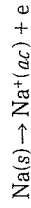


Tales representaciones de una reacción redox se llaman *semirreacciones*, dado que representan la mitad de oxidación y la mitad de reducción de la reacción. Comúnmente, una reacción redox puede representarse por dos semirreacciones. La ecuación redox completa puede obtenerse a partir de las ecuaciones de semirreacciones, multiplicando una o ambas de las semirreacciones, por un factor apropiado que haga que el número de electrones perdidos sea igual al número de electrones ganados. Después de que se han ajustado los coeficientes de las semirreacciones, pueden sumarse las dos semirreacciones para obtener la reacción redox completamente balanceada. Por ejemplo, si se multiplica por dos la mitad de oxidación anterior, de modo que se pierdan dos electrones por cada dos que se ganan, y se suman las dos semirreacciones, se obtiene la ecuación balanceada siguiente:

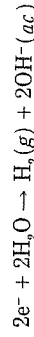


Se usan ciertos términos para referirse a las especies que intervienen en una reacción redox. Las especies que ganan electrones y se reducen

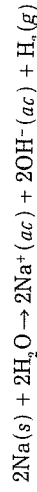
se llaman **agentes oxidantes** y las especies que pierden electrones y se oxidan se llaman **agentes reductores**. Téngase cuidado en usar correctamente estos términos. Dado que los procesos de oxidación y reducción ocurren simultáneamente, puede considerarse que el agente oxidante oxida la otra especie y, en el proceso, se reduce; y puede considerarse que el agente reductor reduce a la otra especie y, en el proceso, se oxida. Esto es, el agente oxidante oxida al reductor y el agente reductor reduce al agente oxidante. La semirreacción que representa el proceso de oxidación se llama semirreacción de oxidación. La semirreacción que representa el proceso de reducción se llama semirreacción de reducción. En una semirreacción dada, las dos especies comprendidas en el cambio del número de oxidación reciben el nombre de **pareja redox**. Por ejemplo, la semirreacción comprende al Na y el Na⁺ como la pareja redox y la semirreacción



comprende al H₂O y el H₂ como la pareja redox. Aunque en esta



semirreacción interviene el OH⁻ no se considera como parte de la pareja redox. En la reacción total



el sodio es el agente reductor y se oxida a Na⁺ y el H₂O es el agente oxidante y se reduce a H₂.

En ocasiones, las ecuaciones redox son más difíciles de balancear que las ecuaciones ácido-base o de precipitación, debido a que frecuentemente comprenden numerosas especies y la transferencia de varios electrones. Afortunadamente, en la mayoría de los casos puede seguirse un patrón general para balancear las ecuaciones redox. El patrón que se aplica a la mayoría de las reacciones con las que trataremos se da a continuación junto con un ejemplo ilustrativo que comprende la reacción del Cr₂O₇²⁻(ac) y el Fe²⁺(ac) en una solución que contiene algo de H₃O⁺, la cual produce Cr³⁺(ac) y Fe³⁺(ac).

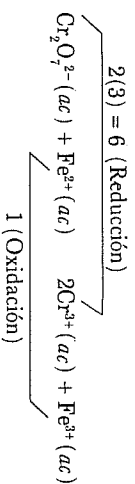
1. Escribanse las fórmulas para el agente oxidante y el agente reductor y las fórmulas para los productos de oxidación y reducción correspondientes que se forman. Esta se llama **ecuación esquelética**. La ecuación esquelética para la reacción del Cr₂O₇²⁻ y el Fe²⁺ es

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + \text{Fe}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(ac) + \text{Fe}^{3+}(ac)$$
2. Selecciónense los elementos que están siendo oxidados y reducidos y adquiera-se la seguridad de que el número relativo de los átomos combinados de cada uno de estos elementos sea el mismo en cada lado de la ecuación. Esto se conoce como ajuste de los coeficientes temporales. En el ejemplo, no se necesitan coeficientes temporales con el

hierro pero se necesitan dos cromos a la derecha para balancear los dos de la izquierda.



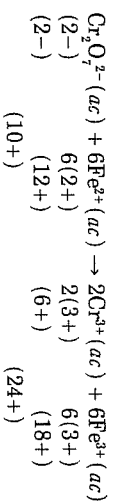
3. Dedúzcase el cambio total en el número de oxidación que ocurre en el proceso de oxidación, comparando los números de oxidación de ambos miembros de la ecuación. Determinése el cambio total en el número de oxidación para el proceso de reducción en una forma semejante. En el ejemplo, el hierro se oxida de +2 a +3 y, como sólo interviene 1 hierro, ésto es un cambio total de 1. Cada cromo se reduce de +6 a +3 y, puesto que intervienen dos cromos, el cambio total es 6. Puedan representarse estos cambios como



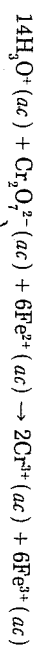
4. Ajustense los coeficientes de las dos semirreacciones de manera que el número de electrones perdidos sea igual al número de electrones ganados. Este ajuste se realiza, multiplicando cada semirreacción por el cambio asociado con la otra semirreacción o por algún divisor común de los dos cambios. En el ejemplo, debe multiplicarse la semirreacción del hierro por seis y la semirreacción del cromo no necesita ajuste alguno en los coeficientes. Después de ajustar los coeficientes, la ecuación queda



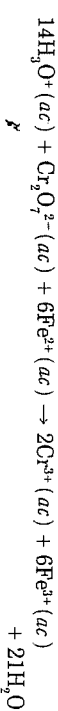
5. Balancear las cargas, sumando H_3O^+ o OH^- a cualquier lado de la ecuación. Si la reacción ocurre en solución ácida, debe usarse H_3O^+ , si la reacción ocurre en solución básica, debe usarse OH^- . Si la reacción se lleva a cabo en una solución que no es ácida ni básica, entonces debe usarse H_3O^+ o OH^- en el segundo miembro de la ecuación. La elección de H_3O^+ o OH^- depende de las cargas de las otras especies. Es decir, si se necesitan cargas negativas para balancear la ecuación, se usa OH^- y si se necesitan cargas positivas, se usa H_3O^+ . Si la reacción ocurre en medios ácido o básico, se especificarán las condiciones de la solución. En el ejemplo, se especifica medio ácido, de modo que puede usarse H_3O^+ para balancear la carga. Para balancear la carga, decídase primero cual es la carga total en ambos miembros de la ecuación



Hay 14+ en exceso a la derecha, de donde deben agregarse 14 H_3O^+ a la izquierda para balancear la carga.



6. Balancéense los oxígenos y los hidrógenos en la ecuación, agregando H_2O a alguno de los miembros de ella. Esto puede hacerse, sumando el número de hidrógeno (u oxígenos) en cada miembro de la ecuación y, a continuación, agregando suficiente H_2O en el lado que haga falta. En el ejemplo, existen 42 hidrógenos combinados a la izquierda y ninguno a la derecha. Por tanto, se necesitan 21 aguas a la derecha para dar la ecuación balanceada.

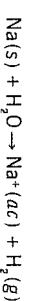


Completamente, el balanceo correcto de los hidrógenos, balancea también los oxígenos o viceversa. Ahora bien, para estar seguros de que se ha balanceado correctamente la ecuación, debe verificarse para ver si está balanceada químicamente y si se balancean las cargas. Como puede verse en la ecuación, existen 42 hidrógenos, 21 oxígenos, 2 cromos y 6 fierros en cada miembro de la ecuación. Además, existe una carga total de 24+ en cada miembro.

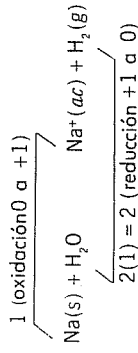
A continuación se da un breve resumen de estas seis reglas para balancear ecuaciones redox.

1. Escribese la ecuación esquelética, mostrando el agente oxidante y el agente reductor y los productos correspondientes. Obsérvese si la solución es ácida, básica o neutra.
2. Balancéese temporalmente el número de átomos de cada uno de los elementos que se están oxidando o reduciendo.
3. Determinése el cambio total en el número de oxidación para la semirreacción de oxidación y, después, el de la semirreacción de reducción.
4. Multiplíquese cada semirreacción por el factor menor posible que ajuste los coeficientes de manera que se pierda y se gane el mismo número de electrones.
5. Balancéese la carga, sumando H_3O^+ o OH^- a alguno de los lados de la ecuación. Si el medio de reacción es ácido, úsese H_3O^+ y, si es básico, úsese OH^- . Si el medio de reacción es neutro, úsese H_3O^+ o OH^- cómo se necesite a la derecha.
6. Balancéense los hidrógenos y los oxígenos, agregando H_2O en alguno de los lados de la ecuación.

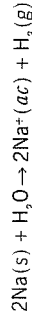
Ejemplo 11-12 El metal sodio reacciona con el agua para formar iones sodio y gas hidrógeno. Dora la ecuación balanceado para esta reacción. La ecuación esquelética es



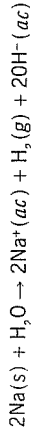
No se necesitan coeficientes temporales. Los cambios en los números de oxidación son



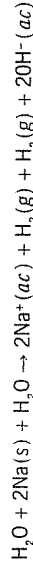
Como intervienen dos hidrógenos en la semirreacción de reducción, el cambio total en el número de oxidación es dos. De donde, debe multiplicarse la semirreacción del sodio por dos para balancear los electrones perdidos y ganados.



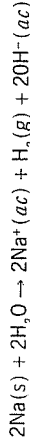
Como la solución no es ácida al empezar, no puede usarse el H_3O^+ como reactivo a la izquierda porque no hay H_3O^+ en la mezcla de reacción. Para balancear las cargas positivas de los iones sodio, se necesitan dos OH^- a la derecha.



Ahora pueden balancearse los hidrógenos y los oxígenos, agregando agua a izquierda.



Por supuesto, como aparecen dos aguas a la izquierda, la ecuación balanceada debe ser



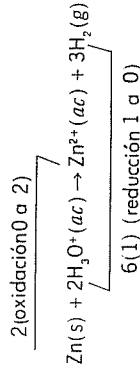
Ejemplo 11-13 Dar la ecuación balanceada para la reacción entre el metal cinc y el ácido clorhídrico que produce ion cinc y gas hidrógeno. El H_3O^+ en el ácido oxida el cinc a ion cinc y, a su vez, se reduce a gas hidrógeno. La ecuación esquelética es



Se necesitan para el hidrógeno coeficiente temporales de tres a la derecha y de dos a la izquierda.



Los cambios en los números de oxidación son



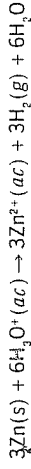
La semirreacción del cinc debe multiplicarse por 3 para balancear los electrones perdidos y ganados.



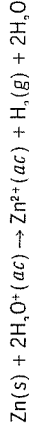
La carga se balancea agregando cuatro H_3O^+ adicionales a la izquierda (la solución es ácida).



Los hidrógenos y los oxígenos se balancean agregando seis H_2O a la derecha.

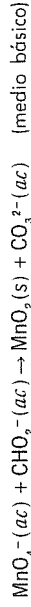


La ecuación está balanceada, pero nótese que todos los coeficientes son divisibles entre 3. Una ecuación debe tener los menores coeficientes posibles, de donde, la división entre 3 da la ecuación balanceada correctamente.



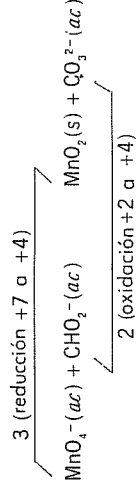
Comúnmente no surge esta situación, excepto cuando el ion hidronio es un reactivo.

Ejemplo 11-14 Dar la ecuación balanceada para la reacción correspondiente a la siguiente ecuación esquelética.

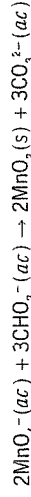


El manganeso se está reduciendo y el carbono oxidando. No se necesitan coeficientes temporales.

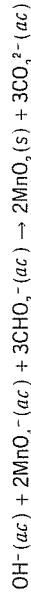
Los cambios en los números de oxidación son



Para balancear los electrones perdidos y ganados, la semirreacción de oxidación debe multiplicarse por 3 y la semirreacción de reducción por 2.



Como la reacción se está realizando en un medio básico, deben balancearse las cargas usando OH^- . Hay cinco cargas menos a la izquierda y seis a la derecha, de donde se necesita un OH^- a la izquierda.

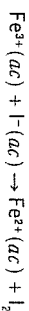


Por último, como hay cuatro hidrógenos a la izquierda y ninguno a la derecha, se necesitan dos aguas a la derecha para balancear los hidrógenos y los oxígenos. La ecuación completamente balanceada es

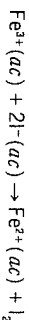


Ejemplo 11-15 Se agrega una solución que contiene I^- a una solución que contiene Fe^{3+} y se producen Fe^{2+} e I_2 . Dar la ecuación balanceada para la reacción.

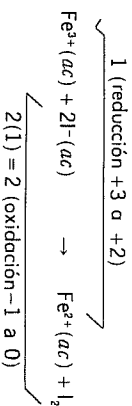
La ecuación esquelética es



Se necesita un coeficiente temporal para la semirreacción del yodo.



Los cambios en los números de oxidación son



La semirreacción del hierro debe multiplicarse por dos para balancear los electrones ganados y perdidos.



En este punto, nótese que la carga ya está balanceada (cuatro signos más a la derecha y a la izquierda). En tal caso, no es necesario usar H_3O^+ u OH^- para balancear la carga. De donde, la ecuación está completamente balanceada. Este ejemplo ilustra el hecho de que no es necesario satisfacer todos los pasos del patrón propuesto para balancear las ecuaciones redox. Sólo es necesario usar los pasos que se requieran para balancear la ecuación.

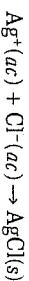
Problema 11-6 Balancear las reacciones redox siguientes para las que se dan las ecuaciones esqueléticas.

- $\text{MnO}_4^-(ac) + \text{Cl}^-(ac) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + \text{Cl}_2$ (medio ácido)
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+}(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}(ac)$ (medio ácido)
- $\text{MnO}_2(s) + \text{Cl}^-(ac) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + \text{Cl}_2$ (medio ácido)
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}^{3+}(ac) + \text{S}_8$ (medio ácido)
- $\text{AsO}_3^{3-}(ac) + \text{I}_2^-(ac) \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}(ac) + 3\text{I}^-(ac)$ (medio básico)

[Sugerencia. El cambio en el número de oxidación para cada yodo es de $-1/3$ o -1 .]

11-7 Titrulaciones

En el laboratorio, a veces es necesario determinar la concentración de una solución (molaridad) o la cantidad de alguna especie que está contenida en una muestra de una solución. Una manera de hacerlo es llevar a cabo una reacción en la fase solución en la que intervengan la especie de interés y algunas otras especies. Conociendo la ecuación para la reacción y midiendo la cantidad de la otra especie necesaria para reaccionar con la especie que interesa, es posible determinar la cantidad de esta especie mediante cálculo estequiométricos. Como ejemplo, considérese como sería posible determinar el número de gramos de ion cloruro en una muestra de solución, agregando una solución que contiene ion plata. La reacción que ocurre sería



Mediendo la cantidad de ion plata que contiene la solución de concentración conocida, necesaria para proporcionar ion plata suficiente con el fin de reaccionar con el ion cloruro en la muestra, es posible determinar el número de gramos de ion cloruro en ella. Supóngase que se requirieran 25.0 ml de una solución 1.000 M de nitrato de plata para proporcionar suficiente ion plata para reaccionar con el cloruro. Primero, a partir del volumen y concentración de la solución de nitrato de plata, es posible hallar el número de moles de ion plata necesarios para reaccionar con el ion cloruro. El número de moles de ion plata es

$$25.0 \text{ ml} \left(\frac{1 \text{ litro}}{10^3 \text{ ml}} \right) \left(\frac{1.000 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ litro}} \right) = 0.0250 \text{ mol Ag}^+$$

A partir de la ecuación balanceada, puede verse que la razón molar que comprende el ion plata y el cloruro es

$$\left(\frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol Ag}^+} \right)$$

Usando este factor, puede hallarse el número de moles de ion cloruro que reaccionan con el ion plata.

$$0.0250 \text{ mol Ag}^+ \left(\frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol Ag}^+} \right) = 0.0250 \text{ mol Cl}^-$$

Por tanto, puede hallarse el número de gramos de ion cloruro en la muestra, convirtiendo el número de moles a gramos.

$$0.0250 \text{ mol Cl}^- \left(\frac{35.4 \text{ g Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} \right) = 0.885 \text{ g Cl}^-$$

El proceso de agregar una cantidad medida de una solución de concentración conocida a una muestra de otra solución, con el fin de determinar la concentración de la solución o la cantidad de alguna especie en la solución se llama titulación. La titulación es un proceso muy importante para el análisis de soluciones. Está relacionada con agregar a una muestra de una solución, que contiene una cantidad desconocida

de alguna especie, la cantidad correcta de la especie que reaccionará con la especie de interés. La adición y medida del volumen de la solución de concentración conocida se realiza usando una bureta, la cual se muestra en la Figura 11-3. Comúnmente, una titulación se realiza colocando una muestra de la solución desconocida en un matraz, llenando una bureta con la solución conocida (llamada **titulador**) y, a continuación, agregando lentamente la solución conocida al matraz hasta que se ha mezclado la cantidad necesaria con la solución desconocida. El punto en el que se ha agregado la cantidad necesaria se llama **punto de equivalencia** de la titulación.

A menudo se detecta el punto de equivalencia de una titulación, colocando en el matraz de la reacción una pequeña cantidad de una sustancia llamada **indicador**. El indicador se elige de modo que reaccione con el titulador cuando se llegue al punto de equivalencia. La reacción del indicador produce una sustancia colorada, la aparición de lo que se llama **punto final** de la titulación. Algunos indicadores tienen un color al empezar y producen una sustancia de color diferente, de manera que el cambio indica el punto final. En cualquier caso, una vez que se ha encontrado el punto final y es lo suficientemente próximo al punto de equivalencia, puede determinarse el volumen de titulador

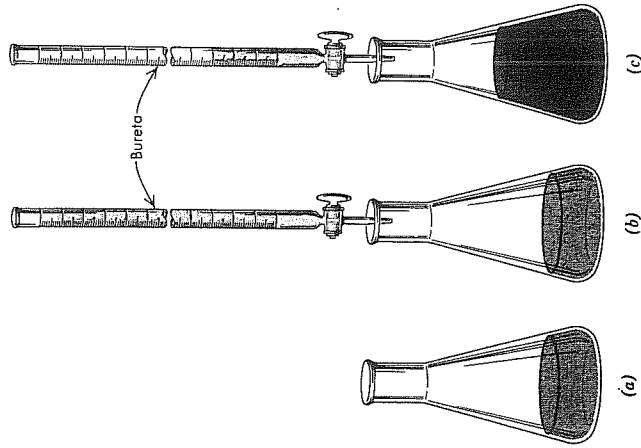
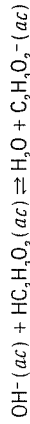


Figura 11-3. Proceso de titulación usando una bureta.

usado hasta alcanzar el punto final, mediante la bureta. Ver la Figura 11-3 en relación con el proceso de titulación. Usando el volumen y la concentración del titulador, puede hallarse el número de moles de la especie reactiva que se requirió. Entonces puede hallarse el número de moles o el número de gramos de la especie deseada, usando la ecuación balanceada que comprende las especies. Si va a calcularse la molaridad de la solución desconocida, es necesario medir el volumen de la solución desconocida original antes de titular. Entonces puede hallarse la molaridad, dividiendo el número calculado de moles de la especie considerada en la muestra de solución entre este volumen.

Ejemplo 11-16 Calcular la molaridad de una solución de ácido acético si una titulación revela que se requirieron 30.0 ml de una solución de NaOH 0.1000 M para reaccionar con el ácido acético en una muestra de 25.0 ml del ácido. La reacción que se lleva a cabo es



Primero, organicense los datos dados.

volumen OH ⁻ solución	molaridad OH ⁻ solución	volumen HC ₂ H ₃ O ₂ solución
30.0 ml	$\left(\frac{0.1000 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ litro}} \right)$	25.0 ml

A partir de los datos, es posible determinar el número de moles de OH⁻ usados.

$$30.0 \cancel{\text{ ml}} \left(\frac{1 \cancel{\text{ litro}}}{10^3 \cancel{\text{ ml}}} \right) \left(\frac{0.1000 \text{ mol OH}^-}{1 \cancel{\text{ litro}}} \right) = 0.00300 \text{ mol OH}^-$$

Puede hallarse el número de moles de HC₂H₃O₂ que reaccionaron con el OH⁻ usando la razón molar de la ecuación balanceada.

$$0.00300 \cancel{\text{ mol OH}^-} \left(\frac{1 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1 \cancel{\text{ mol OH}^-}} \right) = 0.00300 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Finalmente, puede hallarse la molaridad de la solución de ácido, dividiendo el número de moles de HC₂H₃O₂ entre el volumen de la muestra (en litros).

$$\left(\frac{0.00300 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{25.0 \cancel{\text{ ml}}} \right) \left(\frac{10^3 \cancel{\text{ ml}}}{1 \text{ litro}} \right) = \left(\frac{0.120 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1 \text{ litro}} \right)$$

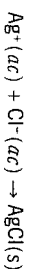
o

$$0.120 \text{ M HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Por lo general, este cálculo podría realizarse como se muestra en seguida.

$$\left(\text{molaridad desconocida} \right) = \left(\frac{\text{volumen del titulador}}{\text{volumen desconocido}} \right) \left(\frac{\text{molaridad especie titulada}}{\text{del titulador}} \right) \left(\frac{\text{razón molar de la especie titulada}}{\text{la especie tituladora}} \right)$$

Problema 11-7 Una muestra de una sustancia que contiene Cl⁻ se disuelve en agua y se titula con una solución de nitrato de plata 0.500 M. Se encuentra que son necesarios 30.2 ml de la solución de nitrato de plata para titular el Cl⁻ en la muestra. La reacción que interviene es



Determinar el número de gramos de Cl⁻ en la muestra.

Problema 11-8 Calcular la molaridad de una solución de ácido clorhídrico si se necesitan 25.0 ml de una solución de NaOH 0.200 M para titular una muestra de 30.0 ml de la solución. La reacción que interviene es



Agentes oxidantes y reductores

¿Cómo es posible predecir que puede ocurrir una reacción de oxidación-reducción cuando se mezcla un agente oxidante con un agente reductor? La forma reducida de un agente oxidante puede considerarse como un agente reductor potencial, ya que podría reaccionar para formar el agente oxidante original. En otros palabras, puede considerarse que un agente oxidante y la forma reducida correspondiente forman una pareja redox. Esto significa que una de las formas puede ser un agente oxidante y la otra puede ser un agente reductor. Por ejemplo, el MnO_4^- en solución ácida puede ser un agente oxidante y la forma reducida Mn^{2+} puede ser un agente reductor. Los dos especies son una pareja redox. Llevando a cabo numerosas reacciones de oxidación-reducción, es posible determinar cuáles agentes oxidantes reaccionarán con cuáles agentes de los pares redox arreglados de acuerdo con la capacidad relativa para reaccionar. En una tabla sí, los agentes oxidantes más fuertes estarán en la parte superior y las intensidades disminuirán hacia abajo de la tabla. La forma reducida de un agente oxidante fuerte será relativamente débil. Esto significa que los agentes reductores estarán ordenados de acuerdo con la intensidad creciente hacia abajo de la tabla. Existen cientos de agentes oxidantes y reductores. Por conveniencia, una tabla redox puede contener únicamente las especies de interés. A continuación se muestra una posible tabla redox.

Agente oxidante \uparrow Intensidad creciente	Agente reductor \downarrow Intensidad creciente
Agentes oxidantes $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$ (ácida) $\text{MnO}_4^-(\text{ac})$ (ácida) Cl_2 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac})$ (ácida) Br_2 $\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ I_2 CO_2	Agentes reductores H_2O $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$ $\text{Cl}^-(\text{ac})$ $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$ $\text{Br}^-(\text{ac})$ $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ $\text{I}^-(\text{ac})$ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{ac})$ (ácida)

El paréntesis (ácido) indica que debe estar presente H_3O^+ en la solución. Puede usarse esta tabla para predecir las reacciones redox ya que, generalmente, cualquier de los agentes oxidantes reaccionará con cualquier agente reductor que se encuentre por debajo de él en la tabla. Dos agentes oxidantes no reaccionarán entre sí, ni lo harán dos agentes reductores. Es más, ningún agente oxidante reaccionará con un agente reductor que se encuentre por encima de él en la tabla. Cuando se predice una reacción a partir de la tabla, el agente oxidante reaccionará con el agente reductor para producir la forma reducida del agente oxidante y la forma oxidada del agente reductor. Una vez que se han predicho los productos de la reacción, puede balancearse la ecuación redox usando las reglas establecidas. Por ejemplo, cuando se mezcla una solución que contiene Fe^{3+} con una solución que contiene I^- , se predijó la reacción siguiente.

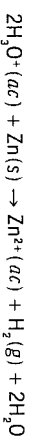


Por otra parte, no se prediría reacción alguna cuando una solución ácida que contiene $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se mezcla con una solución que contiene Cl⁻. ¿Qué reacción se prediría cuando se mezcla una solución ácida que contiene $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con una solución que contiene Br^- ?

En seguida se da otra tabla redox que contiene algunos metales comunes, el H_2O y el H_3O^+ .

Agente oxidante	Agente reductor
$\text{Hg}^{2+}(\text{ac})$	Hg
$\text{Ag}^+(\text{ac})$	Ag
$\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$	Cu
$\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$	H_2
$\text{Ni}^{2+}(\text{ac})$	Ni
$\text{Co}^{2+}(\text{ac})$	Co
$\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$	Cr
$\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$	Zn
H_2O	H_2
$\text{Al}^{3+}(\text{ac})$	Al
$\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$	Mg
$\text{Na}^+(\text{ac})$	Na
$\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$	Ca
$\text{K}^+(\text{ac})$	K

Puede usarse esta tabla para predecir las reacciones en la misma forma que la tabla anterior. Es decir, cualquier agente oxidante reaccionará con cualquier agente reductor que se encuentre debajo de él en la tabla. Por ejemplo, cuando se agrega cualquier de los metales abajo del H_3O^+ a una solución que contenga H_3O^+ (solución de ácido fuerte), ocurrirá una reacción que producirá gas H_2 y el ion del metal (PELIGRO: Los metales que se encuentran hasta abajo de la tabla pueden reaccionar tan violentamente en solución ácida que puede ocurrir una explosión). Por ejemplo, cuando se agrega un poco de metal cinc a una solución de ácido clorhídrico (ácido fuerte que contiene H_3O^+), se prediría la reacción siguiente.



¿Qué reacción se prediría cuando se agrega Cr a ácido clorhídrico? Nótese que el H_2O aparece en la tabla como un agente oxidante. Se prediría que cualquier metal debajo del H_2O en la tabla reaccionaría con el H_2O para formar H_2 y el ion metálico. Sin embargo, el Mg sólo reacciona en agua caliente y el Al no reacciona a temperaturas normales. Los otros metales reaccionarían vigorosamente con el H_2O . Por ejemplo, cuando se coloca el metal potasio en agua, ocurre la siguiente reacción predicha.



¿Qué reacción se prediría cuando se agrega Na al agua?

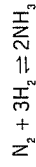
La tabla también previene la predicción de una reacción que puede ocurrir cuando se agrega un metal a una solución que contiene iones de otro metal. Cualquier metal reaccionará con cualquiera de los metales que aparecen por debajo de él en la tabla. Tal reacción producirá la forma metálica del ion metálico original y el ion del metal original. Por ejemplo, cuando se agrega un trozo de níquel a una solución que contiene Ag^+ , se predice la reacción siguiente.



¿Qué reacción se prediría cuando se agrega Zn a una solución que contiene Cu^{2+} ? ¿Qué reacción se prediría cuando se agrega Co a una solución que contiene Mg^{2+} ?

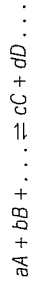
Constante de equilibrio y el principio de Le Chatelet

Ciertas reacciones químicas no son reacciones de equilibrio. Sólo permanecen los productos y no quedan reactivos. Otras reacciones químicas no se completan; se establece un equilibrio. Estas reciben el nombre de reacciones reversibles. Como un ejemplo, considérese una mezcla de nitrógeno e hidrógeno mantenida a alta presión y temperatura. El nitrógeno y el hidrógeno reaccionarán para formar amoníaco y el amoníaco reacciona para reformar el nitrógeno y el hidrógeno. Como los dos procesos se oponen, el resultado es una mezcla de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco. Esta reacción reversible puede representarse como

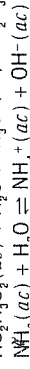
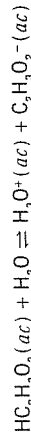


Se dice que se encuentra en un estado de equilibrio cuando la concentración de cada especie se hace constante. Este estado de equilibrio se alcanza cuando la rapidez a la cual se forman los productos es igual a la rapidez a la cual se reforman los reactivos. Cuando existe un estado de equilibrio, la reacción hacia adelante y la reacción inversa se están efectuando continuamente.

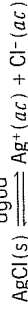
Sin embargo, como la rapidez es la misma en ambas direcciones. Las concentraciones de cada especie son constantes. Como consecuencia, el equilibrio químico es dinámico y, de hecho, se llama equilibrio dinámico. El equilibrio dinámico se denota por la flecha doble (\rightleftharpoons) y es muy importante en la química. La reacción general de equilibrio puede representarse como



donde a , b , c y d son los coeficientes en la ecuación balanceada. Unos cuantos ejemplos de reacciones de equilibrio son



agua



El hecho de que las concentraciones de los reactivos y los productos sean constantes cuando una reacción está en equilibrio (a temperatura y presión constante) puede expresarse como una constante de equilibrio para la reacción. La constante de equilibrio para una reacción reversible tiene la forma

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d \text{ (productos)}}{[A]^a [B]^b \text{ (reactivos)}}$$

donde se usan los $[\]$ para denotar las concentraciones de las especies (molaridades para las soluciones) y cada concentración se eleva a una potencia correspondiente al coeficiente usado en las ecuaciones balanceadas. Puede determinarse experimentalmente el valor numérico de la constante de equilibrio de una reacción reversible realizada bajo condiciones específicas. Unos cuantos ejemplos de las constantes de equilibrio relacionadas con las reacciones dadas arriba son

$$\text{ácido acético} \quad \frac{[H_3O^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]} = 1.75 \times 10^{-5}$$

reaccionando con agua

El agua no se incluye en la expresión de equilibrio, dado que en una solución acuosa la concentración del agua es esencialmente constante: $K_a = K_{eq}$ [H_2O].

$$\text{amoníaco reaccionado} \quad K_b \text{ (base)} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

con agua

(El agua no se incluye por la razón mencionada anteriormente. $K_b = K_{eq}[H_2O]$)

solución saturada de K_{ps} (producto de solubilidad) = $[Ag^+][Cl^-] = 1.78 \times 10^{-10}$
AgCl

(No se incluye el AgCl sólido en la expresión porque, si está presente el sólido, la cantidad no afecta el equilibrio. Esto es porque dentro del sólido, $[AgCl]$ es una constante y puede combinarse con la constante de equilibrio para dar una constante K_{ps} .) Las constantes de equilibrio para muchas reac-

ciones están tabuladas y pueden usarse en los cálculos referentes a ellas. La magnitud de la K_a para un ácido débil da una indicación de su intensidad relativa a otros ácidos. Entre mayor sea la K_a , más fuerte es el ácido. ¿Por qué? La reacción de un ácido débil con el agua puede representarse como $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ y la constante de equilibrio como

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Puede usarse la constante de equilibrio de un ácido para calcular la concentración de una especie, dadas las concentraciones de las otras especies. Por ejemplo, en una solución de ácido acético de concentración razonable, la reacción de equilibrio (mostrado anteriormente) indica que la concentración de H_3O^+ y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ será la misma. Puede realizarse el cálculo de la concentración de H_3O^+ en una solución que contiene 0.200 mol/l de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ como se muestra en seguida.

$$\text{Ya que } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] \text{ y } [\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 0.200$$

$$\text{entonces } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0.200} = 1.75 \times 10^{-5}$$

$$\text{Y } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{3.50 \times 10^{-6}} = 1.87 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Es posible calcular la solubilidad de un sólido ligeramente soluble, usando la K_{ps} del sólido. La ecuación de equilibrio que se muestra anteriormente para una solución saturada de AgCl indica que se producen 1 mol de Ag^+ y 1 mol de Cl^- por cada mol de AgCl que se disuelve. La solubilidad molar del AgCl a 25 °C se determina como se muestra a continuación.

Sea

$$\text{solubilidad} = s = [\text{Cl}^-] = [\text{Ag}^+]$$

entonces

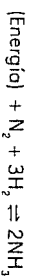
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 = 1.78 \times 10^{-10}$$

$$s = \sqrt{1.78 \times 10^{-10}} = 1.33 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Cuando un sistema químico está en equilibrio, permanecerá en este estado indefinidamente, a menos que el equilibrio se perturbe de alguna manera. Es interesante considerar lo que sucede cuando algún factor perturba el equilibrio. Un principio general que considera esta situación se llama principio de Le Chatelier, el cual puede enunciarse como sigue.

Cuando se perturba un sistema en equilibrio por un cambio en cualquier factor que afecta el equilibrio, el sistema cambiará en una forma que tiende a restablecer las condiciones originales.

Puede usarse este principio para predecir el efecto de un cambio específico sobre un sistema de equilibrio. Considérese el equilibrio:



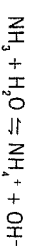
El sistema está en un recipiente cerrado. ¿Qué sucede cuando se incrementa la presión? Usando el principio de Le Chatelier, se prediría que se formarían

más amoníaco; es decir, el equilibrio se desplazaría hacia la derecha, ya que esto tendería a disminuir la presión. Esto se debe a que este desplazamiento disminuirá el número de moléculas presentes. ¿Qué sucede al equilibrio anterior cuando se eleva la temperatura? El equilibrio se desplazará en la dirección que usa energía. Esto tenderá a disminuir la temperatura. ¿Puede predecir el lector en qué dirección ocurre el desplazamiento?

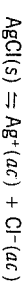
De acuerdo con el principio de Le Chatelier, un sistema en equilibrio en solución puede ser afectado, aumentando la concentración de una de las especies en la solución. Por ejemplo, si se agrega ion acetato extra (del acetato de sodio) a una solución de ácido acético



el equilibrio se trasladará hacia la izquierda, disminuyendo la cantidad de H_3O^+ e incrementando la cantidad de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$. Si se agrega NH_3 extra a una solución de amoníaco



el equilibrio se trasladará hacia la derecha, incrementando la concentración de ion amonio e ion hidróxido. Cuando se agrega ion plata (del AgNO_3) extra a una solución saturada de cloruro de plata



el equilibrio se trasladará hacia la izquierda, precipitando algo del cloruro de plata y disminuyendo la cantidad de ion cloruro. Aplicando el principio de Le Chatelier, predecir el efecto sobre el equilibrio en los casos siguientes.

- (a) $\text{HF}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ cuando se agrega H_3O^+ (del ácido clorhídrico) extra
- (b) $\text{PbCl}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac})$ cuando se agrega PbCl_2 extra (cuiñado: recuérdese la K_{ps} para un sólido)
- (c) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Energía}$ cuando se incrementa la presión; cuando se incrementa la temperatura

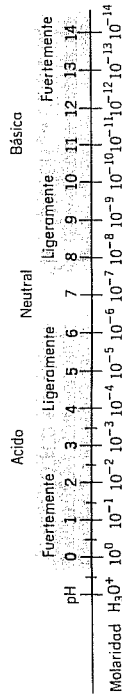
pH

En ciertas reacciones biológicas y químicas que ocurren en la fase solución acuosa la concentración de ion hidronio es importante. En realidad, la concentración de ion hidronio, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, en el agua puede variar ampliamente. Una solución de un ácido puede contener 1 mol de ion hidronio por litro mientras que una solución de una base puede contener 10^{-12} moles de ion hidronio por litro. El agua pura a 25°C contiene 10^{-7} moles de ion hidronio por litro. Dado que estas concentraciones de ion hidronio comprenden ex-

ponentes negativos, se ha ideado una escala especial para expresar tales concentraciones en soluciones acuosas. Esta se llama escala pH y se basa en la definición:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ representa la concentración del ion hidrónio en moles por litro. Esta definición permite la expresión de concentraciones bajas de ion hidrónio como un número conveniente, como se muestra a continuación.



Para una solución con la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ variando de 1 M hasta 10^{-14} M, el pH varía desde 0 hasta 14. Las soluciones con pH inferior a 7 (a 25°C) son ácidas mientras que las soluciones con pH por encima de 7 se llaman soluciones básicas. Una solución neutra a 25°C tiene un pH de 7. El pH se usa simplemente como un medio de expresar la concentración de ion hidrónio en una solución. Si la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es una potencia entera de 10, el pH se determina fácilmente como

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

De donde, una solución con una $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de 10^{-4} M tiene un pH de 4 y una solución con una $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de 10^{-9} M tiene un pH de 9. Cuando el pH no es una potencia entera de 10, debe tomarse el logaritmo de la concentración. Por ejemplo, una solución con $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de 2×10^{-3} M tiene un pH de

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log (2 \times 10^{-3}) \\ \text{pH} &= -\log 2 - \log 10^{-3} \\ (\log 2 = .30 \text{ y } \log 10^{-3} = -3) \\ \text{pH} &= -.30 - (-3) = -.30 + 3 = 2.7 \end{aligned}$$

El log de 10 elevado a una potencia de exponente entero es el exponente ($\log 10^{-3}$ es -3). El log de un número entre 1 y 10 puede hallarse en una tabla de logaritmos o a partir de la relación que se muestra en seguida



¿Cuál es el pH de una solución que contiene 1.5×10^{-1} M de H_3O^+ ? ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 5.0×10^{-6} M de H_3O^+ ?

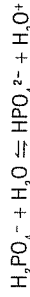
El ion hidrónio está presente en muchas soluciones y mezclas comunes. Los jugos gástricos, los jugos de frutos cítricos, las bebidas gaseosas, el vinagre, la orina y la leche son ácidos en naturaleza. El agua pura y la saliva son neutras y la sangre es ligeramente básica. En ciertos procesos biológicos

que ocurren en solución, el pH debe mantenerse dentro de ciertos límites. La sangre humana normalmente tiene un pH de alrededor del 7.4 a la temperatura ambiente. Cualquier desviación en el pH de la sangre por encima de 7.9 o por debajo de 7.0 conducirá con bastante rapidez hacia la muerte.

Puede usarse un instrumento especial para medir el pH de una solución acuosa. En realidad, el medidor de pH mide una propiedad eléctrica de la solución que es proporcional al pH. Mediante la calibración cuidadosa, usando soluciones de pH conocido, es posible usar el medidor de pH para determinar el pH de una solución acuosa. Puede usarse el medidor de pH para determinar si una solución es ácida, básica o neutra. También puede usarse para observar el cambio en el pH cuando se agrega una solución de una base a una solución de un ácido o una solución de un ácido a una solución de una base.

Amortiguadores

Algunas soluciones acuosas que contienen una mezcla de un ácido y la base conjugada del ácido se usan para mantener la concentración de ion hidrónio en la solución a un nivel relativamente constante. Soluciones como ésta, que resiste cambios en la concentración del ion hidrónio cuando se agregan pequeñas cantidades de otro ácido o base a la solución se llaman soluciones amortiguadas. Algunas soluciones amortiguadas tienen una gran importancia química y biológica. Por ejemplo, la sangre está amortiguada por la presencia del ion fosfato hidrogenado, HPO_4^{2-} , que existen en equilibrio.



Este equilibrio sirve para mantener un pH bastante constante. Este es un resultado de la tendencia de las concentraciones de equilibrio de las especies que intervienen, de mantenerse en el equilibrio mediante un desplazamiento de izquierda a derecha o de derecha a izquierda. Si se agrega algo de OH^- al sistema, reaccionará con el H_2PO_4^- y, en consecuencia, se neutraliza. Si se agrega algo de H_3O^+ al sistema, ocurrirá una reacción entre el H_3O^+ y el HPO_4^{2-} para producir H_2O adicional y H_2PO_4^- . Esta reacción servirá para agotar el sistema del exceso de H_3O^+ . De donde, debido a la presencia del HPO_4^{2-} y el H_2PO_4^- , la concentración de H_3O^+ y el pH se mantendrán a un nivel bastante constante, incluso se agregan al sistema pequeñas cantidades de un ácido o base. Por supuesto, un sistema amortiguador así tiene una capacidad limitada para resistir los cambios en H_3O^+ y, si se agrega demasiado ácido o base, puede sobrepasarse la capacidad del amortiguador. Sin embargo, el sistema amortiguador $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ en la sangre ayuda a mantener la concentración de ion hidrónio en ella dentro de límites críticos. Se usan los amortiguadores en química cuando se desea una solución que tenga un pH específico y que resista el cambio en el pH después de agregar pequeñas cantidades de ion hidrónio o ion hidróxido.

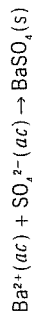
Problemas

1. Describir como puede ocurrir una reacción de precipitación cuando se mezclan dos soluciones que contengan iones.
2. Dar las fórmulas para los iones predominantes que estén presentes en las soluciones acuosas de los compuestos iónicos que siguen.
 - (a) cloruro de sodio, NaCl
 - (b) sulfato de potasio, K_2SO_4
 - (c) nitrato de plomo, $AgNO_3$
 - (d) permanganato de potasio, $KMnO_4$
 - (e) dicromato de sodio, $Na_2Cr_2O_7$
 - (f) hidróxido de sodio, NaOH
 - (g) bromuro de amonio, NH_4Br
 - (h) sulfato hidrogenado de potasio, $KHSO_4$
3. Escribir las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las reacciones siguientes.
 - (a) Cl_2 (aq) reacciona con una solución que contiene Br^- (aq) para dar Cl^- (aq) y Br_2 .
 - (b) Se coloca un poco de metal Pb en una solución que contiene Ag^+ (aq) y ocurre una reacción que produce metal Ag y Pb^{2+} (aq).
 - (c) Se agrega una solución de Na_2CrO_4 a una solución de $PbNO_3$ y se forma un precipitado de $PbCrO_4$.
 - (d) Se agrega una solución de $Ni(NO_3)_2$ a una solución de NaOH y se forma un precipitado de $Ni(OH)_2$.
 - (e) Se agrega una solución de KOH a una solución de H_2S , produciendo H_2O y S^{2-} .
 - (f) Se agrega un poco de $CaCO_3$ sólido a una solución de ácido clorhídrico, produciendo CO_2 , H_2O y Ca^{2+} . (Sugerencia. El $CaCO_3$ es un reactivo.)
4. Predecir y dar las ecuaciones iónicas netas balanceadas para cualquier reacción de precipitación que ocurra cuando se mezclan las soluciones siguientes. (Básense las predicciones en las reglas generales de solubilidad.)
 - (a) Se agrega una solución de $Hg_2(NO_3)_2$ a una solución de NaCl.
 - (b) Se agrega una solución de KCl a una solución de $NaNO_3$.
 - (c) Se agrega una solución de KOH a una solución de $CaCl_2$.
 - (d) Se agrega una solución de $Pb(NO_3)_2$ a una solución de Na_2SO_4 .
 - (e) Se agrega una solución de Na_2S a una solución de $Cd(NO_3)_2$.
 - (f) Se agrega una solución de NH_4Br a una solución de $AgNO_3$.
 - (g) Se agrega una solución de $CaCl_2$ a una solución de Na_2CO_3 .
 - (h) Se agrega una solución de NaOH a una solución de KCl.
 - (i) Se agrega una solución de $Ba(OH)_2$ a una solución de $ZnSO_4$.
 - (j) Se agrega una solución de $MgCl_2$ a una solución de NaF.
 - (k) Se agrega una solución de $AgNO_3$ a una solución de KI.
 - (l) Se agrega una solución de $Pb(NO_3)_2$ a una solución de KBr.

- (m) Se agrega una solución de $CaCl_2$ a una solución de NaF.
 - (n) Se agrega una solución de $CaCl_2$ a una solución de K_2SO_4 .
 - (o) Se agrega una solución de $FeCl_3$ a una solución de KOH.
 - (p) Se agrega una solución de $Pb(NO_3)_2$ a una solución de Na_2CrO_4 .
 - (q) Se agrega una solución de $Pb(NO_3)_2$ a una solución de NaF.
 - (r) Se agrega una solución de NaCl a una solución de K_2SO_4 .
 - (s) Se agrega una solución de $Al(NO_3)_3$ a una solución de NaOH.
 - (t) Se agrega una solución de $MgCl_2$ a una solución de $Ba(OH)_2$.
 - (u) Se agrega una solución de $Zn(NO_3)_2$ a una solución de K_2S .
 - (v) Se agrega una solución de $FeCl_3$ a una solución de Na_2S .
5. Enunciar las definiciones de Bronsted-Lowry para un ácido y una base.
 6. ¿Qué es una pareja conjugada ácido-base? Dar un ejemplo de una reacción ácido-base e indicar las parejas conjugadas ácido-base.
 7. ¿Qué es un ácido fuerte? Dar tres ejemplos.
 8. ¿Qué es un ácido débil? Dar tres ejemplos.
 9. Predecir y dar las ecuaciones iónicas netas balanceadas para cualquier reacción ácido-base que puedan ocurrir cuando se mezclan las soluciones siguientes. (Básense las predicciones en la tabla ácido-base.)
 - (a) Se agrega una solución de ácido perclórico a una solución de $Ba(OH)_2$.
 - (b) Se agrega una solución de ácido clorhídrico a una solución de NaHS.
 - (c) Se agrega una solución de ácido nítrico a una solución de amoníaco.
 - (d) Se agrega una solución de ácido clorhídrico a una solución de $NaNO_3$.
 - (e) Se agrega una solución de ácido clorhídrico a una solución de KOH.
 - (f) Se agrega una solución de ácido nítrico en exceso a una solución de Na_3PO_4 .
 - (g) Se agrega una solución de NaOH a una solución de HF.
 - (h) Se agrega una solución de KOH a una solución de NaHS.
 - (i) Se agrega una solución de NaOH a una solución de Na_3PO_4 .
 - (j) Se agrega una solución de NaOH en exceso a una solución de H_2SO_4 .
 - (k) Se agrega una solución de ácido clorhídrico a una solución de NaF.
 - (l) Se agrega una cantidad en exceso de una solución de KOH a una solución de ácido sulfúrico.
 - (m) Se agrega una solución de NaOH a una solución de NH_4Cl .
 - (n) Se agrega una solución de ácido clorhídrico a una solución de $NaNO_3$.
 - (o) Se disuelve un poco de HI en agua.
 - (p) Se agrega una solución de ácido nítrico a una solución de $K_2C_2O_4$.
 - (q) Se agrega una solución de ácido bromhídrico a una solución de AgF.

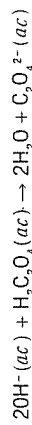
- (r) Se agrega un poco de H_2S a agua.
 (s) Se mezcla un poco de HNO_3 con agua.
10. Dar definiciones para los términos oxidación y reducción.
11. ¿Qué es un agente oxidante? ¿Qué es un agente reductor?
12. ¿Qué se quiere decir cuando se afirma que una reacción de oxidación-reducción se lleva a cabo en un medio básico o ácido?
13. Dar las ecuaciones iónicas netas balanceadas para las siguientes reacciones redox, para las cuales se dan las ecuaciones esqueleticas.
- (a) $\text{Cu}(s) + \text{NO}_3^-(ac) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(ac) + \text{NO}$ (medio ácido)
 (b) $\text{CH}_3\text{O}(ac) + \text{Ag}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{Ag}(s) + \text{HCO}_2^-(ac)$ (medio básico)
 (c) $\text{MnO}_2(s) + \text{Br}^-(ac) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + \text{Br}_2$ (medio ácido)
 (d) $\text{MnO}_4^-(ac) + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(ac) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + \text{CO}_2(g)$ (medio ácido)
 (e) $\text{Cl}_2(ac) + \text{I}^-(ac) \rightarrow \text{I}_2(s) + \text{Cl}^-(ac)$ (neutral)
 (f) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + \text{Fe}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(ac) + \text{Cr}^{3+}(ac)$ (medio ácido)
 (g) $\text{H}_2\text{O}_2(ac) + \text{I}^-(ac) \rightarrow \text{I}_2(s) + \text{H}_2\text{O}$ (medio ácido)
 (h) $\text{Cu} + \text{NO}_3^-(ac) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(ac) + \text{NO}_2$ (medio ácido)
 (i) $\text{Cl}_2(ac) + \text{Br}^-(ac) \rightarrow \text{Cl}^-(ac) + \text{Br}_2(l)$ (neutral)
 (j) $\text{H}_2\text{O}_2(ac) + \text{Cl}^-(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2(g)$ (medio ácido)
 (k) $\text{H}_3\text{O}^+(ac) + \text{Al}(s) \rightarrow \text{Al}^{3+}(ac) + \text{H}_2(g)$ (medio ácido)
 (l) $\text{Ag}^+(ac) + \text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(ac) + \text{Ag}(s)$ (neutral)
 (m) $\text{K}(s) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+(ac) + \text{H}_2$ (neutral)
 (n) $\text{H}_2\text{O}_2(ac) + \text{Cr}^{3+}(ac) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + \text{H}_2\text{O}$ (medio ácido)
 (o) $\text{H}_2\text{O}_2(ac) + \text{H}_2\text{O}_2(ac) \xrightarrow{\text{catalizador}} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2(g)$ (neutral)

14. Describir el proceso de titulación en términos de la reacción que se lleva a cabo cuando se usa una solución de concentración conocida para titular una solución que contiene algunas especies reactivas de interés.
15. Una muestra de una sustancia que contiene SO_4^{2-} se disuelve en agua y se titula con una solución de BaCl_2 0.500 M. Se encuentra que se necesitan 25.0 ml del titulador para titular el SO_4^{2-} en la muestra. Si la reacción que interviene es



determinar el número de gramos de SO_4^{2-} en la muestra.

16. Una muestra de una solución de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, se titula con una solución de NaOH 0.500 M. Se encuentra que son necesarios 32.0 ml de la solución de OH^- para titular el ácido. Si la reacción es



calcular el número de moles de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ en la muestra original.

17. Calcular la molaridad de una solución de ácido acético si se necesitan 30.0 ml de una solución de KOH 0.300 M para titular una muestra de 25.0 ml de la solución de ácido. La reacción que interviene es
- $$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(ac) + \text{OH}^-(ac) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(ac)$$
18. Dar la ecuación redox balanceada para cualquier reacción que ocurra cuando se mezcla lo siguiente. [Ver el texto en relación con una tabla de las intensidades relativas de los agentes oxidantes.]
- (a) Se agrega un poco de cloro $\text{Cl}_2(g)$ a una solución que contiene ion yoduro, I^- .
 (b) Se agrega una solución que contiene ion permanganato, MnO_4^- , a un poco de ácido clorhídrico.
 (c) Se agrega una solución que contiene ion dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, a una solución que contiene ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ e ion hidronio.
 (d) Se agrega un trozo de metal sodio a agua.
 (e) Se agrega un trozo de metal aluminio a un poco de ácido clorhídrico.
 (f) Se agrega un trozo de metal cromo a una solución que contiene ion cobre(II), Cu^{2+} .
 (g) Se agrega un trozo de metal cinc a una solución que contiene ion plata, Ag^+ .
 (h) Se agrega un trozo de níquel a una solución que contiene ion aluminio, Al^{3+} .
19. ¿Cuál es el pH de las soluciones que contienen las cantidades siguientes de ion hidronio?
- (a) $2.5 \times 10^{-2} \text{ M H}_3\text{O}^+$
 (b) $1.0 \times 10^{-8} \text{ M H}_3\text{O}^+$
 (c) $4.5 \times 10^{-5} \text{ M H}_3\text{O}^+$
20. ¿Cuál es la molaridad del ion hidronio en una solución que tiene un pH de 4?
21. ¿Qué es una solución amortiguadora?

Capítulo 12: Química orgánica y bioquímica

Objetivos

Al terminar de estudiar el capítulo el estudiante debe ser capaz de:

1. Dar una definición de química orgánica y bioquímica.
2. Distinguir entre la fórmula estructural y la fórmula molecular de un compuesto orgánico.
3. Describir y dar ejemplos del grupo de los compuestos orgánicos llamados alcanos.
4. Dar una definición de isómeros estructurales.
5. Reconocer y nombrar los grupos alquilo sencillos.
6. Reconocer un grupo hidroxilo, un grupo aldehído, un grupo amina, un grupo carboxílico y los grupos flúoro, cloro, bromo o yodo.
7. Deducir el nombre IUPAC de un alcano sencillo, dada la fórmula estructural.
8. Escribir la fórmula estructural de un alcano sencillo, dado el nombre IUPAC.
9. Describir y dar ejemplos de los alquenos y los alquinos.
10. Describir la reacción de polimerización de un alqueno.
11. Escribir una ecuación que represente la polimerización de un alquino específico.
12. Reconocer un alcohol, un aldehído, un ácido carboxílico y un éster a partir de las fórmulas.
13. Reconocer un éster del fosfato a partir de la fórmula.
14. Describir la estructura de las grasas y los aceites.
15. Reconocer una amina, una amida y un aminoácido a partir de las fórmulas.
16. Reconocer un encadenamiento amido en la fórmula de un compuesto.
17. Reconocer un compuesto bencénico (aromático) a partir de la fórmula.
18. Reconocer un compuesto heterocíclico a partir de la fórmula.
19. Describir la estructura de un carbohidrato común.
20. Reconocer la forma cíclica de un carbohidrato a partir de la fórmula.
21. Describir la estructura de la maltosa, sucrosa, almidón y celulosa.
22. Describir la estructura de los péptidos y las proteínas (polipeptidos).
23. Deducir los péptidos posibles que pueden formarse a partir de un grupo específico de aminoácidos.
24. Distinguir entre las estructuras primaria, secundaria y terciaria de una proteína.
25. Describir la estructura primaria del ADN y el ARN.
26. Enunciar la función primaria del ADN en las células vivientes.

Cuando un átomo de carbono forma enlaces covalentes con otros cuatro átomos, las cuatro parejas de electrones se distribuyen tetraédricamente alrededor del átomo de carbono:



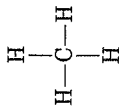
Para facilitar en la escritura, los cuatro enlaces covalentes del carbono pueden representarse en un plano como



Consideremos ahora como forma el átomo de carbono los enlaces con otros átomos comunes. El hidrógeno es el elemento que se encuentra con mayor frecuencia enlazado al átomo de carbono en los compuestos orgánicos. Un átomo de hidrógeno puede compartir una pareja de electrones con un átomo de carbono.

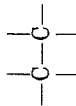


La fórmula anterior no representa un compuesto sino sólo indica cómo puede representarse un enlace carbono-hidrógeno. En un compuesto, deben usarse todos los enlaces del carbono. El compuesto metano, CH_4 , puede representarse como



Esta fórmula, la cual indica los átomos que se enlazan, se llama **fórmula estructural**. La fórmula, CH_4 , que sólo indica el tipo y número de los átomos que comprenden una molécula, se llama **fórmula molecular**. Las fórmulas estructurales se usan para indicar cuáles átomos se enlazan a cuáles átomos en la molécula. Por otra parte, las fórmulas moleculares se usan para indicar la composición de las moléculas de los compuestos.

Una de las razones para que hayan numerosos compuestos orgánicos es que los átomos de carbono puedan formar fuertes enlaces con los otros átomos de carbono mientras que, al mismo tiempo, forman fuertes enlaces con otros no metales. Esto significa que es posible tener cadenas de átomos de carbono enlazados entre sí y con otros tipos de átomos. Es posible que dos carbonos estén ligados por un solo enlace covalente.



Un átomo de carbono dado puede formar más de un enlace sencillo con otros átomos de carbono. Esto da lugar a un número muy grande

Química orgánica y bioquímica

12-1 Química orgánica y bioquímica

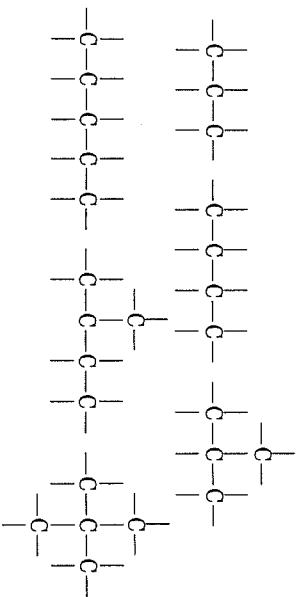
El carbono está presente en muchos compuestos importantes, como los encontrados en todas las formas de materia viviente. Los animales, las plantas, el petróleo, los plásticos, los alimentos y la mayoría de las medicinas están formados de compuestos que contienen carbono. El carbono forma tantos compuestos diferentes que se ha dedicado a su estudio una rama completa de la química. La **química orgánica** se refiere al estudio de los compuestos que contienen carbono. Estos compuestos, llamados **compuestos orgánicos**, tienen una gran importancia en los procesos biológicos. De hecho, ciertos compuestos orgánicos son fundamentales en los procesos de la vida. El estudio de los compuestos relacionados con los procesos biológicos y los cambios que sufren durante los procesos vitales se llama **bioquímica**. El campo de la bioquímica es una de las fronteras de la ciencia. Los bioquímicos están realizando muchos descubrimientos científicamente excitantes relacionados con los procesos vitales. Tales descubrimientos van desde el establecimiento de una teoría para explicar la química de la herencia hasta el desarrollo de drogas y vacunas para curar las enfermedades.

12-2 Química del carbono

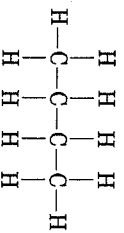
El carbono puro ocurre en formas interesantes. Los diamantes y el grafito están compuestos de carbono y se encuentran en el carbón vegetal y mineral. La propiedad más importante del carbono es la capacidad de sus átomos para formar enlaces químicos entre sí y con una gran variedad de otros elementos. El carbono normalmente forma cuatro enlaces covalentes en los compuestos orgánicos. De donde, se dice que el carbono es **tetravalente**. Esta tetravalencia (tendencia a formar cuatro enlaces) se correlaciona con el hecho de que el carbono tiene cuatro electrones de valencia.



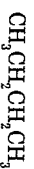
de sucesiones posibles de átomos de carbono enlazados entre sí. Unos cuantos ejemplos serían



Literalmente, existen miles de millones de sucesiones posibles de átomos de carbono enlazados. Esto explica el hecho de que existan millones de compuestos orgánicos conocidos. Por supuesto, los compuestos reales comprenden estas sucesiones de átomos de carbono con otros tipos de átomos, tales como el hidrógeno, enlazados a los carbonos. Por ejemplo, la fórmula estructural para el butano, C_4H_{10} , es

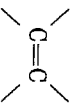


En lugar de escribir la fórmula estructural completa de un compuesto, es posible representar los compuestos mediante una **fórmula estructural condensada**, la cual indique la sucesión de enlaces sin mostrar todos los enlaces. Por ejemplo, la fórmula estructural condensada para el butano es



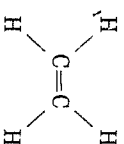
Tal fórmula debe interpretarse como indicando que los carbonos están enlazados entre sí en sucesión y cada carbono está enlazado a los hidrógenos (u otros átomos) que se encuentran en seguida de él en la fórmula. Las fórmulas condensadas son más convenientes para ser escritas que las fórmulas estructurales completas.

Los dos átomos de carbono son capaces de compartir dos parejas de electrones entre sí para formar un enlace covalente doble (**enlace doble**).



El enlace doble usa dos enlaces para cada carbono, dejando otras dos posiciones de enlace en cada carbono, las que intervienen en enlazar a otros átomos. Por ejemplo, el compuesto etileno, C_2H_4 , comprende un enlace doble.

A veces, dos átomos de carbono comparten realmente tres parejas de electrones para formar un enlace covalente triple (**enlace triple**)



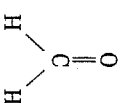
Cuando dos átomos de carbono están unidos mediante un enlace triple, cada carbono puede formar otro enlace con un átomo diferente. Por ejemplo, el acetileno, C_2H_2 , comprende un enlace triple.



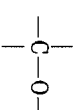
El oxígeno puede enlazarse al carbono en dos formas diferentes. El oxígeno puede formar dos enlaces covalentes (divalente) de modo que es posible que el oxígeno se enlace a un carbono mediante un enlace doble.



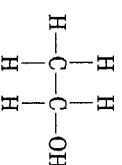
Esto deja dos posiciones de enlace en el carbono que se usan para enlazar a otros átomos. La fórmula estructural del formaldehído, CH_2O , es



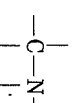
El carbono y el oxígeno pueden ligarse mediante un enlace sencillo.



Esto deja una posición de enlace en el oxígeno y tres en el carbono. La fórmula estructural del alcohol etílico, C_2H_5OH , es



Comúnmente, el nitrógeno y el carbono se ligan mediante un enlace sencillo.

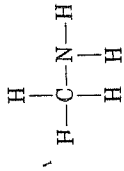


Esto deja dos posiciones de enlace en el nitrógeno y tres en el carbono. La fórmula estructural de la metilamina, CH_3NH_2 , es

Tabla 12-1 Algunos alcanos

Nombre	Fórmula molecular	Fórmula estructural	Fórmula estructural condensada
Metano	CH ₄	<pre> H H-C-H H </pre>	
Etano	C ₂ H ₆	<pre> H H H-C-C-H H H </pre>	CH ₃ CH ₃
Propano	C ₃ H ₈	<pre> H H H H-C-C-C-H H H H </pre>	CH ₃ CH ₂ CH ₃
Butano	C ₄ H ₁₀	<pre> H H H H H-C-C-C-C-H H H H H </pre>	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃ o CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃ *
Pentano	C ₅ H ₁₂	<pre> H H H H H H-C-C-C-C-C-H H H H H H </pre>	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ o CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃ *
Hexano	C ₆ H ₁₄	<pre> H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H </pre>	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ o CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃ *
Heptano	C ₇ H ₁₆	<pre> H H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H H </pre>	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ o CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃ *
Octano	C ₈ H ₁₈	<pre> H H H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H H H </pre>	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ o CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃ *

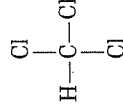
* La notación (CH₂)_n se refiere a n unidades CH₂ en una línea.



El carbono puede formar enlaces sencillos con los halógenos (F, Cl, Br, I).



La fórmula estructural del cloroformo, CHCl₃, es



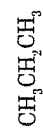
El conocimiento de la manera en la que el carbono forma los enlaces con los átomos sirve como fundamento para la discusión de los compuestos orgánicos. En el resto del capítulo se consideran varios tipos importantes de compuestos.

12-3 Los alcanos y el isomerismo

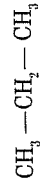
Los compuestos orgánicos que sólo contienen carbono e hidrógeno se llaman **hidrocarburos**. Los hidrocarburos que solo contienen carbonos enlazados entre sí mediante enlaces sencillos (no enlaces dobles ni triples) se llaman **hidrocarburos saturados**. Es importante examinar algunos de estos hidrocarburos, ya que sirven como base para la nomenclatura y las fórmulas estructurales de un gran número de compuestos orgánicos. Existen numerosos hidrocarburos posibles. El hidrocarburo más sencillo es el metano, CH₄. El segundo es el etano, C₂H₆.



El tercero es el propano, C₃H₈.

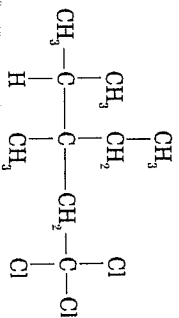


Nótese que estos compuestos difieren en unidades —CH₂—

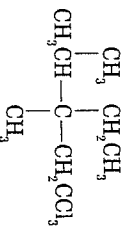


Pueden escribirse las fórmulas estructurales de un gran número de hidrocarburos, las cuales difieren en unidades —CH₂—. Cualquier grupo de compuestos en el cual los miembros difieren de esta manera se llama serie **homóloga**. Los hidrocarburos saturados comprenden una serie homóloga correspondiente a la fórmula general C_nH_{2n+2} (CH₄, n = 1, C₂H₆, n = 2, C₃H₈, n = 3). Estos compuestos se lla-

Las posiciones de enlace restantes en los carbonos contienen hidrógenos.

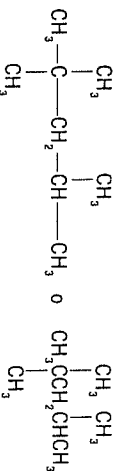


Una fórmula más condensada para este compuesto podría ser



Si se conoce el nombre UIQPA de un compuesto, es posible deducir la fórmula estructural.

Ejemplo 12-1 La gasolina es principalmente una mezcla de hidrocarburos. Uno de estos hidrocarburos es el 2,2,4-trimetilpentano. ¿Cuál es la fórmula estructural de este compuesto? [Puede usarse la notación condensada.] El nombre indica una sucesión de cinco carbonos (pentano) con dos grupos metilo en el segundo carbono y uno en el cuarto carbono.

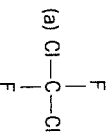


(Nótese que la numeración puede empezar en cualquiera de los extremos de la sucesión. Cuando se nombra un compuesto, la numeración se empieza en el extremo de la cadena que proporciona los números más bajos para los carbonos con sustitución.)

Problema 12-2 Dar las fórmulas estructurales de los compuestos siguientes:

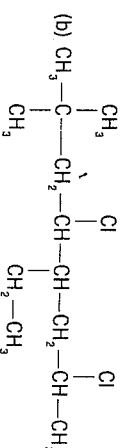
- (a) 1,4-dibromo-2,3-dimetilbutano
 (b) 2,2,6-trimetil-3,4-dietilheptano

Problema 12-3 Dar los nombres UIQPA de los compuestos siguientes:



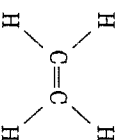
[Este compuesto se conoce con el nombre común de Freón-12 y se usa en los refrigeradores y los botes de aerosol, tales como los de espuma para afeitarse. No se necesitan números en el nombre, ya que sólo está presente un carbono.]

Como se verá pronto, los nombres UIQPA para otros compuestos son deducidos de una manera semejante a la descrita anteriormente para los alcanos. Los alcanos no reaccionan con los ácidos, bases o metales bajo condiciones normales. Sin embargo, los alcanos se quemán fácilmente en oxígeno (combustión) para dar dióxido de carbono y agua.



12-5 Alquenos, alquinos y polímeros

Los hidrocarburos que tienen un enlace doble o un enlace triple entre dos carbonos cualesquiera reciben el nombre de **hidrocarburos no saturados**. Los hidrocarburos que contienen un enlace doble se llaman **alquenos** y los que contienen un enlace triple se llaman **alquinos**. El alqueno más simple es el etileno:



Los compuestos formados a partir de este compuesto, agregando sucesiones más largas de carbonos, son miembros de la serie homóloga conocida como los alquenos. La fórmula general para los alquenos es C_nH_{2n} ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$, $n = 2$, $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CH}_2$, $n = 3$, etc.). El alquino más simple es el acetileno.

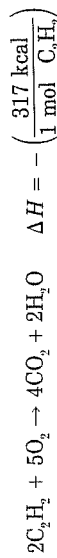


Este compuesto y aquellos que comprenden sucesiones más largas de carbonos con un enlace triple son miembros de la serie homóloga de los alquinos. La fórmula general para los alquinos es C_nH_{n-2} ($\text{CH}\equiv\text{CH}$, $n = 2$, $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH}$, $n = 3$, etc.). Algunos de los alquenos y los alquinos tienen nombres comunes. Los nombres UIQPA de los alquenos se deducen usando el nombre del alcano correspondiente a la sucesión de carbonos que contiene el doble enlace, pero la terminación se cambia de -ano a -eno. Por ejemplo, el etileno (nombre común), $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, tiene el nombre UIQPA de eteno (et-ano X eno). Los alquinos se nombran por el sistema UIQPA en una forma semejante, excepto que la terminación del nombre del alcano se cambia a -ino. Por ejemplo, el acetileno (nombre común), $\text{CH}\equiv\text{CH}$, tiene el nombre UIQPA de etino (et-ano X ino).

Problema 12-4 Nombrar los compuestos siguientes en el sistema UIQPA.

- (a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$
 (b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}\equiv\text{CH}$

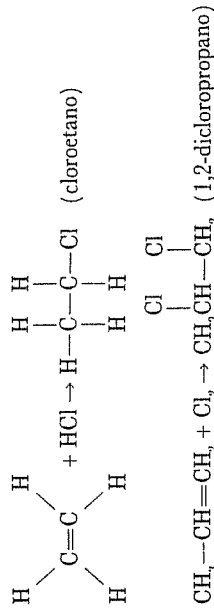
El acetileno o etino, C_2H_2 , es uno de los alquinos más importantes y tiene muchos usos industriales (ver el Capítulo 8). Grandes cantidades de acetileno se usan para soldar y cortar metales, usando el soplete de oxiacetileno en el que se hace reaccionar el oxígeno con el acetileno.



En seguida se enumeran algunos alquenos y alquinos con sustituciones importantes.

Fórmula	Nombre UIQPA	Nombre común
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	eteno	etileno
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$	propeno	propileno
$\text{CH}_2=\text{C} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{Cl} \end{array}$	cloroeteno	cloruro de vinilo
$\text{C} \begin{array}{l} \text{F} \\ \text{F} \end{array} = \text{C} \begin{array}{l} \text{F} \\ \text{F} \end{array}$	tetrafluoroeteno	tetrafluoroetileno

Siempre que ocurre un enlace doble en una sucesión de carbonos, recibe el nombre de **encadenamiento no saturado**. Las moléculas de aceites vegetales polinosaturados comprenden sucesiones de carbonos con muchos eslabonamientos no saturados. Los compuestos con enlaces dobles en general son bastante reactivos químicamente en comparación con los alcanos. Las reacciones típicas en las que intervienen los alquenos son **reacciones de adición** en las que se rompe el enlace doble y otros átomos se ligan a los carbonos de los enlaces dobles originales. Dos ejemplos de reacciones de adición son



Algunos alquenos pueden reaccionar bajo condiciones específicas en presencia de un catalizador, de manera que las moléculas individuales de alquenos se agreguen entre sí. En este proceso se rompen los enlaces

dobles y muchas (cientos o miles) moléculas se ligan entre sí para formar moléculas muy grandes llamadas **polímeros**. El alqueno original usado para preparar el polímero se llama **monómero**. Tales reacciones se llaman **reacciones de polimerización**. Estas moléculas polímeras forman sólidos que se conocen como **plásticos** y **cauchos**, los cuales se usan para fabricar muchos de los materiales y objetos útiles que usamos en la vida cotidiana. La Tabla 12-3 enumera algunos de los productos que se fabrican de polímeros. Muchas sustancias que ocurren en la naturaleza contienen polímeros. El algodón, la lana, la seda y el caucho natural

Tabla 12-3 Polímeros-plásticos, resinas y cauchos

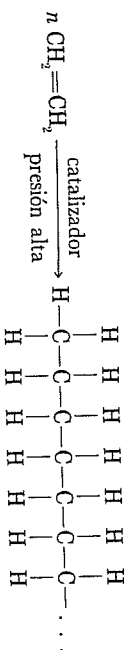
Nombre	Uso
Polietileno	Aislamiento eléctrico, material de envoltura (bolsas para empaquetados, envoltura de plástico), juguetes y utensilios moldeados, revestimiento de envases de cartón para la leche
Polipropileno	Recipientes moldeados, botellas, utensilios de hospitales (esterilizables), partes de máquinas lavadoras, partes de interiores de automóviles
Cloruro de polivinilo	Aislamiento eléctrico, juguetes, mangueras para jardín, vestiduras de automóviles, papel para muros lavable, material de envoltura, botellas (de líquidos para lavar el cabello), "piel patentada", pisos de vinilo, tuberías de agua
Politetrafluoroetileno	"Teflón", aislador eléctrico, material químicamente inerte, revestimientos antiadhesivos (ollas, cazuelas y herramientas)
Polivinilacetato	Pinturas, adhesivos para tejidos, papel y madera, aderezo para tejidos
Alcohol polivinilo	Emulsificadores para cosméticos, materiales de envoltura solubles en agua
Polimetilmetacrilato (Acrílico)	"Plexiglas", "Lucita", pinturas, accesorios luminosos, señales, ventanas de aviones, cabinas de helicópteros, dentaduras postizas
Poliestireno	"Estirofoam", material de envoltura, tapas de botellas, interiores de refrigeradores, juguetes, recipientes, utensilios de cocina, aislamiento de espuma
Cloruro de polivinilideno	"Sarán", material de envoltura, material de revestimiento
Nylon (Poliamidas)	Partes de máquinas (engranes, levas), recipientes resistentes a la cocción, filamentos usados en cepillos, suturas quirúrgicas. sedales, alfombras, medias
Acetato de celulosa	Películas fotográficas, cepillos para dientes, peines

Tabla 12-3 (Continuación)

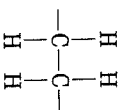
Nombre	Uso
Resinos de fenol-formaldehído	Boquefito, aisladores eléctricos
Resinos de melamina-formaldehído	"Formica"
Resinos de políester	Compuestos para molduras, resinos de fibra de vidrio, película "Mylor", fibras sintéticas, pinturas, ropas de planchado permanente
Resinos de epóxido	Pegamentos de "Epoxi", revestimientos
Poliuretanos	Espumas para empaque, aislamiento, muebles
Silicones	Pulidores, lubricantes, caucho para otros tipos de percuturas
cis-Polisopreno	Caucho natural
Caucho de estireno-butadieno	Caucho sintético
Policloropreno	Caucho sintético de neopreno

son polímeros. De hecho, como se verá en las Secciones 12-10 y 12-11, muchas moléculas biológicas importantes son polímeros.

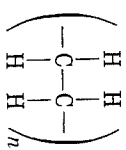
En una ecuación para una reacción de polimerización, no es posible dar la fórmula exacta del polímero, ya que sus moléculas individuales, constituidas por cientos y miles de unidades monómeras, varían en la longitud de la cadena. Podría representarse la polimerización del etileno como



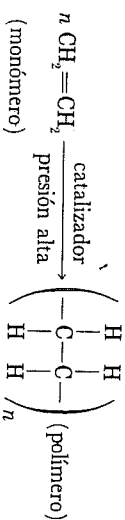
pero no es conveniente. Sin embargo, nótese que el polímero podría representarse mediante la sucesión repetida de



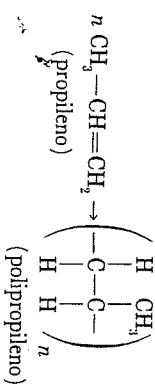
Esta sucesión se repite a lo largo del polímero excepto en los extremos, pero los extremos son una parte muy pequeña del polímero. A menudo, los polímeros se representan por una sucesión característica que se repite. Por lo tanto, el polímero del etileno podría representarse como



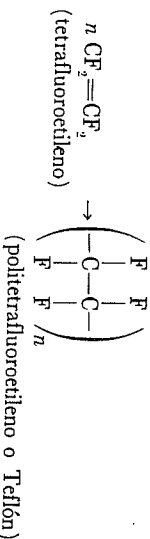
donde n es algún número grande correspondiente al número de unidades del monómero que comprende el polímero. Ahora, la ecuación de la polimerización del etileno puede escribirse como



El polímero del etileno se llama polietileno y se usa para fabricar botellas de plástico, juguetes y otros productos. A continuación se dan algunas reacciones importantes de polimerización.



El propileno se usa para fabricar fibras sintéticas, películas y otros productos.



El Teflón es un plástico químicamente inerte usado para revestimientos antihadidos en las máquinas, herramientas y utensilios de cocina.

Problema 12-5 Escribir la ecuación para la formación del cloruro de polivinilo a partir del cloruro de vinilo. El cloruro de polivinilo (CPV) se usa para fabricar pisos plásticos, discos fonográficos, tuberías de plástico y otros productos plásticos.

12-6 Alcoholes, aldehídos, ácidos y ésteres

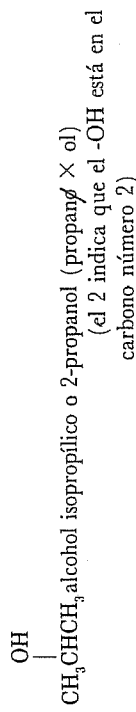
En esta sección se discuten unos cuantos grupos importantes de compuestos orgánicos. Los compuestos se agrupan de acuerdo con sus semejanzas. Los alcanos son hidrocarburos saturados y los alquenos son hidrocarburos con un enlace doble. Los compuestos pueden agruparse de acuerdo con alguna característica estructural que los separa de los otros compuestos.

El grupo de compuestos que contiene un grupo hidroxilo (-OH) enlazado a un grupo alquilo (R-) se llaman alcoholes (R-OH). El grupo hidroxilo es característico de los alcoholes, algunos de los cuales tienen nombres comunes familiares. Los nombres UIOYA se basan en el nombre del alcano correspondiente a la sucesión más larga de carbonos a la cual está enlazado el -OH. La terminación -ol del nombre del alcano se reemplaza por una terminación -il. Si el -OH está enlazado a un carbono en la sucesión que no sea el primero, el nombre se precede por un número que indique el carbono al que está agregado el -OH. En seguida se describen unos cuantos alcoholes típicos.



Millones de kilogramos de alcohol metílico se fabrican $(\text{CO} + 2\text{H}_2$

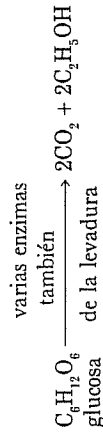
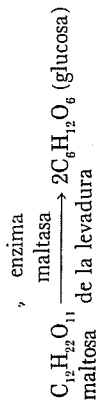
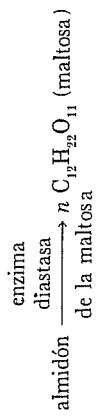
catalizador $\xrightarrow{\text{CH}_3\text{OH}}$ cada año en los Estados Unidos. Se usan en la fabricación de numerosos productos químicos tales como el formaldehído, combustible para motores de chorro y anticongelante. (PELIGRO: El alcohol metílico o alcohol de madera es muy venenoso.)



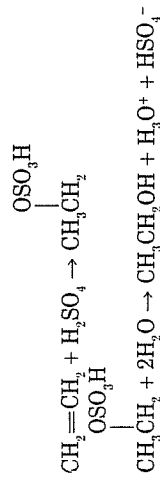
El alcohol isopropílico se usa como desinfectante y en el alcohol para desmanchar.



Millones de kilogramos de alcohol etílico se producen anualmente en los Estados Unidos. Se usa en numerosos procesos de fabricación y en la preparación de bebidas alcohólicas. El etanol puede producirse por la fermentación de los azúcares. La fermentación es un proceso químico en el que las moléculas orgánicas complejas se rompen en compuestos más sencillos como el etanol. Este proceso se cataliza por medio de ciertas enzimas, las cuales son catalizadores químicos producidos por las células vivas. Los azúcares usados para la fermentación se forman a menudo por la descomposición enzimática de los almidones del maíz, las papas, el arroz o el grano. En las ecuaciones que siguen se muestra el proceso de fermentación que produce el alcohol etílico.



Además de la fermentación, se fabrican grandes cantidades de alcohol por el siguiente método industrial.

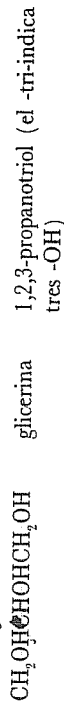
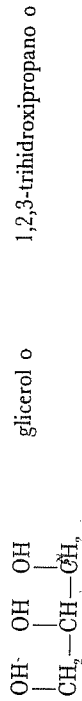


Los alcoholes que tienen más de un -OH agregado a una sucesión de carbonos se llaman alcoholes polihidroxílicos. En seguida se describen dos importantes alcoholes polihidroxílicos.

Nombre común Nombre UIQPA

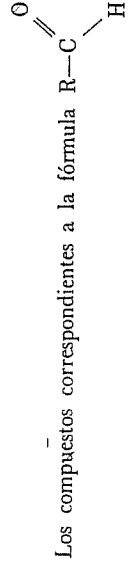
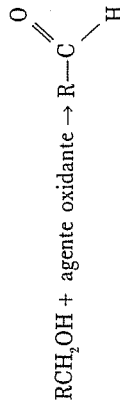


El etilenglicol se usa como anticongelante y enfriador de maquinaria.



El glicerol se usa en la fabricación de plásticos, drogas, cosméticos, tintas, productos alimenticios y la nitroglicerina, un explosivo.

Los alcoholes que tienen el -OH agregado a un carbono, el cual, a su vez, sólo está ligado a otro carbono (R-CH₂OH), se llaman alcoholes primarios. Cuando un alcohol primario reacciona con ciertos agentes oxidantes, el agrupamiento -CH₂OH puede oxidarse a un grupo aldehído



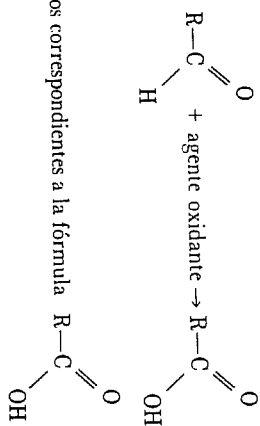
se llaman aldehídos. Los nombres UIQPA de los aldehídos se forman usando el nombre del alcano correspondiente a la sucesión de carbonos que incluye el carbono aldehído, cambiando la terminación de -o a -al. Unos cuantos aldehídos típicos son



El formaldehído se usa en la manufactura de plásticos como la Formica. Las soluciones acuosas de formaldehído, llamadas formalina, se usan como desinfectantes y para preservar los tejidos.

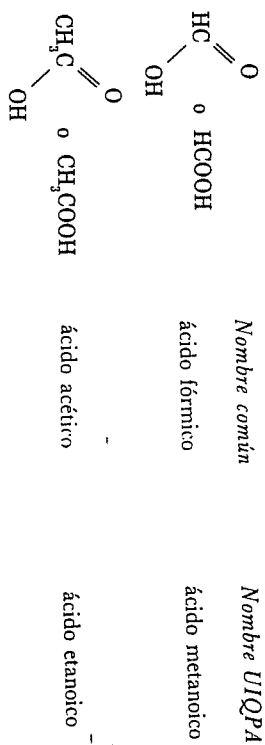


El acetaldehído se usa en la fabricación de plásticos y para algunos usos médicos.
 Los aldehídos reaccionan con ciertos agentes oxidantes para oxidar el grupo aldehído hacia un grupo carboxílico.

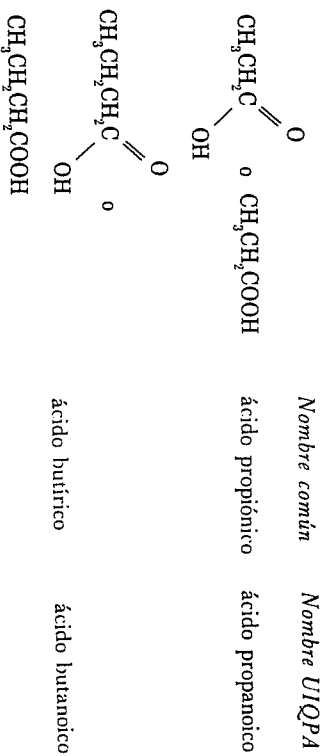


Los compuestos correspondientes a la fórmula $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$

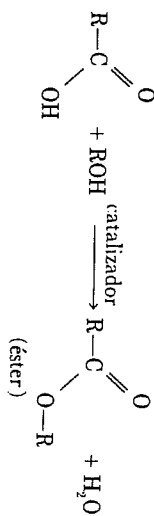
(RCOOH o RCO_2H) se llaman **ácidos carboxílicos**. Los nombres UIQPA para un ácido carboxílico se forman usando el nombre del aldehído, al cual está relacionado el ácido, cambiando la terminación al a -oico. Esta parte del nombre es antecedita por la palabra ácido. A continuación se enumeran algunos ácidos carboxílicos.



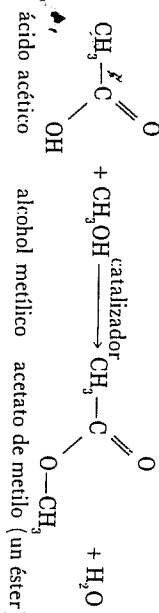
(Una solución acuosa diluida con ácido acético se llama vinagre.)



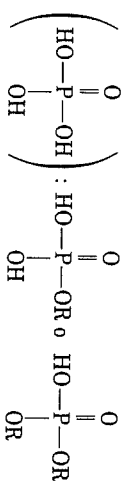
Un ácido carboxílico puede reaccionar con un alcohol para formar un producto llamado éster.



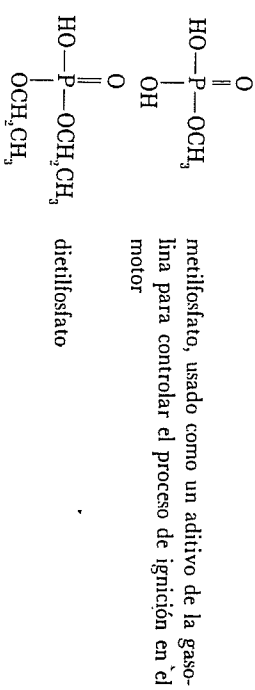
El agrupamiento RO- del alcohol reemplaza el -OH del ácido. Por ejemplo,



Con frecuencia, los ésteres son los responsables de los sabores y olores de ciertas frutas. La Tabla 12-4 enumera algunos de los ésteres de este tipo. También pueden formarse ésteres entre ácidos no carboxílicos y alcoholes. Es posible tener ésteres del fosfato, derivados del ácido fosfórico,



Dos ejemplos de tales ésteres del fosfato son



Algunos ésteres de importancia bioquímica son aquellos que contienen glicerol y ácidos de cadena larga (alrededor de 20 carbonos). Tales ésteres pueden representarse como

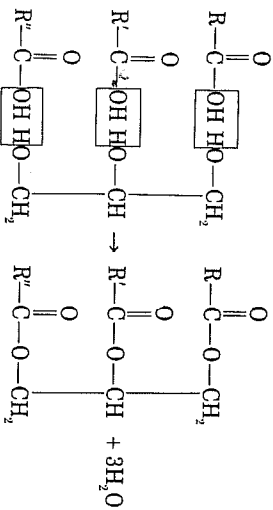


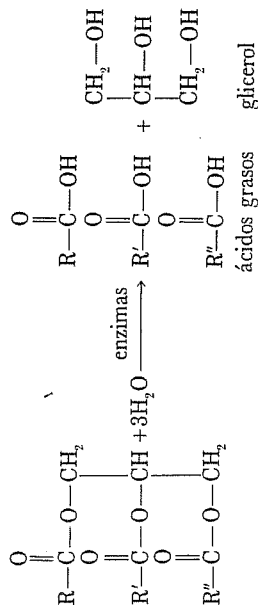
Tabla 12-4 Algunos ésteres

Nombre	Estructura	Fuente o sabor
Etilformato	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	Ron
Isobutilformato	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H} \end{array}$	Frambuesas
Etilacetato	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	
n-Pentilacetato (n-amilacetato)	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Plátanos
Isopentilacetato (isoamilacetato)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3 \end{array}$	Peras
n-Octilacetato	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	Naranjas
Etilbutirato	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Piñas
n-Pentilbutirato	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Duraznos
"Ceras"	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_n-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-(\text{CH}_2)_n\text{CH}_3$	n = 23 a 33: Cera carnauba n = 25 a 27: Cera de abejas n = 14 a 15: Esperma de ballena

Los símbolos R, R' y R'' se refieren a las diferentes sucesiones posibles de carbonos.)

Tales ésteres del glicerol se llaman grasas o aceites. La diferencia entre las grasas y los aceites es que las grasas son sólidas mientras que los aceites son líquidos a la temperatura ambiente. Las grasas se encuentran principalmente en los animales y los aceites en las plantas. Las grasas son una fuente de alimento. Ciertas grasas se almacenan en nuestro cuerpo en el tejido adiposo, el cual puede servir como una cubierta protectora de determinadas partes de nuestro cuerpo. No obstante, demasiada reserva de grasa es desventajosa.

Los ésteres del glicerol pueden romperse enzimáticamente en el glicerol y los ácidos constituyentes, los cuales se llaman ácidos grasos.



La tabla 12-5 enumera algunos ácidos grasos típicos. Las grasas y los

Tabla 12-5. Ácidos grasos típicos

Nombre	Fórmula
Acido mirístico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{O}}\text{H}$
Acido palmítico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{O}}\text{H}$
Acido esteárico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{O}}\text{H}$
Acido oleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{O}}\text{H}$
Acido linoleico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{O}}\text{H}$
Acido linolénico	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{O}}\text{H}$

aceites incluyen productos comunes como la manteca, el aceite de oliva; el aceite de coco, el aceite de cacahuete, el aceite de maíz y el aceite de cártamo. La Tabla 12-6 da la composición de algunos ésteres del glicerol (grasas y aceites) comunes.

Tabla 12-6 Composición de los ácidos grasos obtenidos mediante el análisis de grasas y aceites comunes

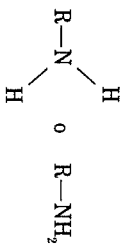
Grasa o aceite	Composición media de los ácidos grasos, en por ciento					
	Acido Mirístico	Acido Palmítico	Acido Estearico	Acido Oleico	Acido Linoleico	Otros
Grasas animales						
Montequilla	8-15	25-29	9-12	18-33	2-4	3-4
Mantequilla	1-2	25-30	12-18	48-60	6-12	1-3
Sebo de res	2-5	24-34	15-30	35-45	1-3	1-3
Aceites vegetales						
Oliva	0-1	5-15	1-4	67-84	8-12	0-1
Cacahuet	-	7-12	2-6	30-60	20-38	0-1
Maíz	1-2	7-11	3-4	25-35	50-60	0-2
Semilla de algodón	1-2	18-25	1-2	17-38	45-55	0-2
Soya	1-2	6-10	2-4	20-30	50-58	4-8
Linaza	-	4-7	2-4	14-30	14-25	25-58
Cártamo	-	1-5	1-5	14-21	73-78	Linoléico
Aceites marinos						
Ballena	5-10	10-20	2-5	33-40		
Pescado	6-8	10-25	1-3			

12-7 Aminas, amidas y aminoácidos

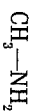
La fórmula estructural del amoniaco es



Los compuestos en los que se reemplaza un -H del amoniaco por un grupo alquilo, -R, se llaman **aminas**.



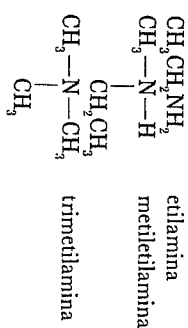
El grupo $-\text{NH}_2$ se llama grupo amino. De donde, una amina podría nombrarse como un aminoalcano. Por ejemplo,



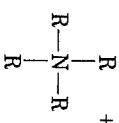
podría nombrarse aminometano. Las aminas también pueden nombrarse como alquiloaminas; el nombre del grupo -R seguido por amina. Usando este método, CH_3NH_2 se llamaría metilamina. Las aminas con un grupo alquilo se llaman aminas **primarias**. Las aminas con dos grupos alquilo (que no necesitan ser iguales) se llaman aminas **secundarias** y aquellas con tres grupos alquilo se llaman aminas **terciarias**.



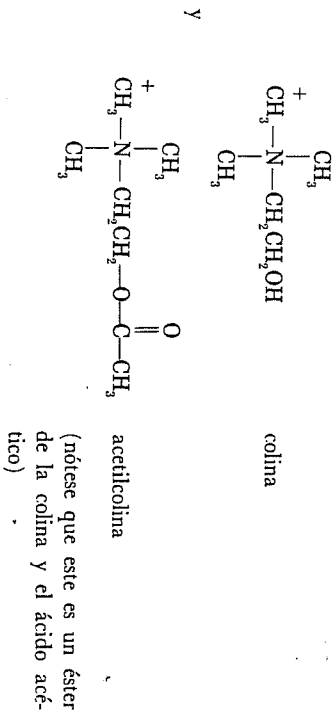
Algunas aminas típicas son



Un cuarto grupo sobre el nitrógeno forma un ion

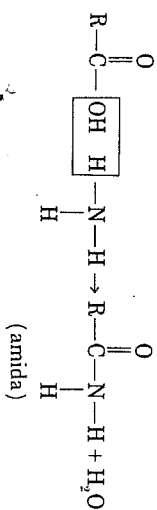


llamado **ion amonio cuaternario**. (Un ion amonio cuaternario es análogo al ion amonio NH_4^+) Dos iones amonio cuaternarios que son importantes en algunos procesos biológicos son



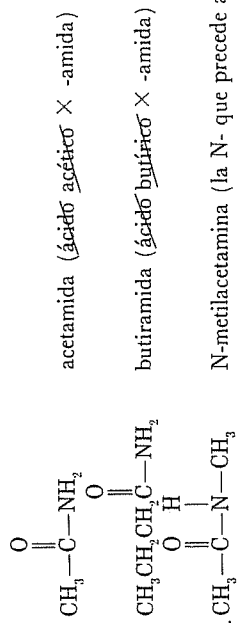
Estos dos iones son importantes en los procesos vitales como el crecimiento, el metabolismo y la transmisión de impulsos nerviosos.

Bajo ciertas condiciones, el amoniaco y algunas aminas pueden combinarse con los ácidos carboxílicos en una forma que es bastante semejante a la formación de un éster

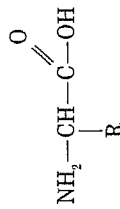


El producto de esta reacción se llama **amida**, el **estabonamiento** de una amina y un ácido se llama **estabonamiento amido**. Las amidas se nom-

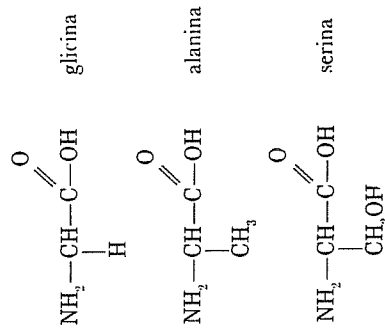
bran usando la raíz del nombre del ácido seguida por -amida. A continuación se dan algunos ejemplos de amidas.



Una clase de compuestos que son importantes en la bioquímica es el de los aminoácidos. Los aminoácidos son ácidos carboxílicos con un grupo amino enlazado al carbono que sigue al carbono del grupo carboxílico.



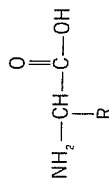
El grupo -R puede ser un grupo alquilo (por ejemplo, $-\text{CH}_3$) o un grupo alquilo con sustitución (por ejemplo, $-\text{CH}_2\text{OH}$). Los diferentes aminoácidos sólo difieren en la estructura del grupo -R. A los aminoácidos comunes que se encuentran en la naturaleza se les han dado nombres comunes. Por ejemplo,



En la Tabla 12-7 se dan los nombres y estructuras de algunos otros aminoácidos. Como se verá en la Sección 12-10, los aminoácidos son las unidades básicas de las proteínas que se encuentran en los organismos vivos. Como un aminoácido puede actuar como un ácido, o bien, como una amina, los aminoácidos pueden encadenarse entre sí a través del eslabonamiento amido. Esto se discute en la Sección 12-10.

Tabla 12-7 Aminoácidos comunes

Todos los aminoácidos, excepto la prolina y la hidroxiprolina, tienen la fórmula general:



en la que R es el grupo característico para cada ácido. Los grupos R, nombres y abreviaturas* son los siguientes.



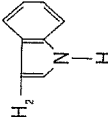
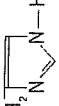
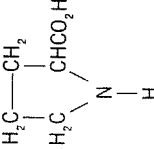
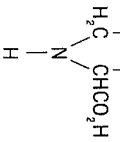
1. Glicina	-H	Gly
2. Alanina	-CH ₃	Ala
3. Serina	-CH ₂ OH	Ser
4. Cisteína	-CH ₂ SH	Cys
5. Cistina	-CH ₂ -S-S-CH ₂ -	Cys-S-S-Cys***
6. Metionina**	-CH ₂ -CH ₃	Thr
	-OH	
7. Valina**	-CH ₂ -CH ₃	Val
8. Leucina**	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Leu
	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	
	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	
9. Isoleucina**	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Ile
10. Metionina**	-CH ₂ -CH ₂ -S-CH ₃	Met
11. Acido aspártico	-CH ₂ CO ₂ H	Asp
12. Acido glutámico	-CH ₂ -CH ₂ -CO ₂ H	Glu
13. Lisina**	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -NH ₂	Lys
14. Arginina	-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -NHCNHNH ₂	Arg
15. Fenilalanina**	-CH ₂ - 	Phe-
16. Tirosina	CH ₂ - 	Tyr
17. Triptofano**	-CH ₂ - 	Trp
18. Histidina	CH ₂ - 	His
19. Prolina		Pro

Tabla 12-7 (Continuación)

20. Hidroxiprolina	$\text{HOHC}-\text{CH}_2$ 	Hyp
--------------------	--	-----

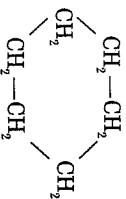
* Estos son los símbolos UICPA oficiales para los aminoácidos.

** Aminoácidos esenciales, necesarios en la dieta de los humanos.

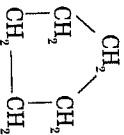
*** La cistina comprende dos unidades de cisteína unidas por el encadenamiento disulfuro (S-S).

12-8 El benceno y los compuestos heterocíclicos

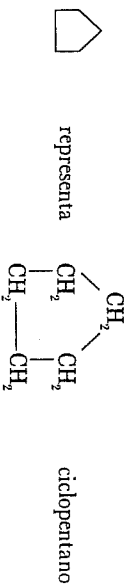
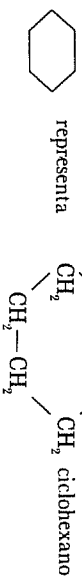
En algunos hidrocarburos, la sucesión de carbonos es una en la que los carbonos forman un anillo. Estos hidrocarburos se llaman compuestos cíclicos o anulares. Por ejemplo, el ciclohexano puede representarse por la fórmula



Otro ejemplo es el ciclopentano:



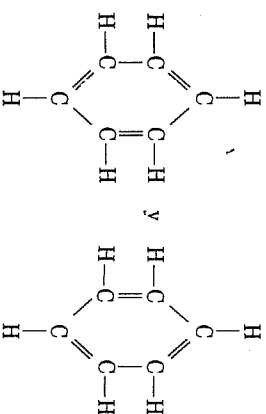
A menudo, por conveniencia, estos compuestos cíclicos se representan mediante una figura geométrica que representa la sucesión de carbonos.



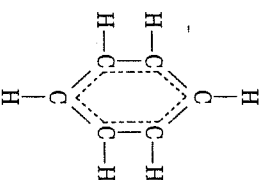
Los compuestos anulares con sustitución pueden representarse usando la figura con el grupo que reemplaza un -H conectado a la figura. Por ejemplo, el alcohol ciclohexanol, ($\text{C}_6\text{H}_{11}\text{OH}$), puede representarse como



Un compuesto anular predominante e importante es el benceno, C_6H_6 , que puede representarse por las fórmulas estructurales



El benceno es un compuesto anular extraordinariamente estable y muchas sustancias importantes se forman sustituyendo los hidrógenos del anillo benénico por otro grupo u otros grupos. Nótese que las fórmulas estructurales dadas arriba indican que el benceno tiene alternadamente enlaces sencillos y dobles alrededor del anillo. Cualquiera de los dos arreglos que se muestran pueden usarse para representar el benceno. En realidad, estas dos fórmulas son diferentes. Una muestra los enlaces dobles en un arreglo posible y la otra muestra los enlaces dobles en otro arreglo. Sin embargo, los estudios han encontrado que todos los enlaces carbono-carbono en el benceno son los mismos. De donde, ninguna de las estructuras representa la distribución electrónica real de enlace en el anillo de benceno. La estructura real está algo entre estos dos extremos. Se dice que la estructura real es un **híbrido de resonancia** entre estas dos estructuras que contribuyen a la resonancia. Entonces, ¿cómo debe representarse el benceno? Una manera posible es trazar la estructura para indicar que los enlaces carbono-carbono no son completamente sencillos ni completamente dobles.



Empero, ya que resulta inconveniente escribir la estructura cada vez que se desea representar el benceno, es posible usar una figura geométrica como se hizo con los alcanos cíclicos. El símbolo usado para representar el benceno como un híbrido de resonancia es



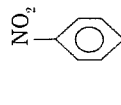
lo cual debe interpretarse como representando la estructura que se muestra en la página anterior. A veces, el benceno se representa me-

dianite símbolos semejantes que corresponden a las fórmulas contribuyentes a la resonancia.

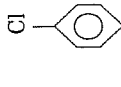


y

El benceno se usa como un material de partida para preparar muchos compuestos útiles. Cerca de cuatro mil millones de litros de benceno se producen anualmente en los Estados Unidos. A veces se da el nombre de **compuestos aromáticos** a los compuestos que contienen un anillo de benceno. Los compuestos de benceno con sustitución pueden representarse mostrando el grupo agregado al anillo. Por ejemplo

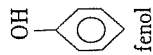


nitrobenzono

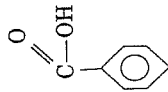


clorobenceno

Algunos compuestos de benceno con sustitución como



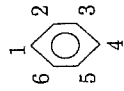
fenol



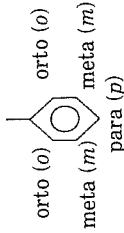
ácido benzoico

tienen nombres comunes.

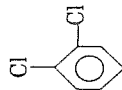
Cuando aparece más de un grupo sustituido sobre el anillo, las posiciones sobre el anillo se distinguen numerando los carbonos



o usando la notación siguiente



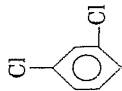
Como ilustración, considérense los compuestos siguientes:



orto-diclorobenceno

o-diclorobenceno

1,2-diclorobenceno



meta-diclorobenceno

m-diclorobenceno

1,3-diclorobenceno



para-diclorobenceno

p-diclorobenceno

1,4-diclorobenceno

En la Tabla 12-8 se enumeran unos cuantos compuestos aromáticos típicos.

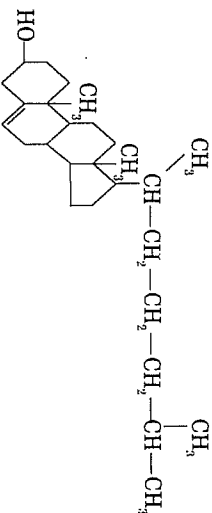
Tabla 12-8 Algunos compuestos aromáticos típicos

Fórmula	Nombre	Comentario
	tolueno	Usado para preparar el TNT, solvente
	anilina	Usado en tintas y drogas
	ácido benzoico	
	benzaldehído	Agente de sabor, "aceite de almendras"
	para-diclorobenceno	bolas contra la polilla
	2,4,6,-trinitrotolueno	TNT, un explosivo
	metilsalicilato	Aceite de gaulteria; usado para ungüentos

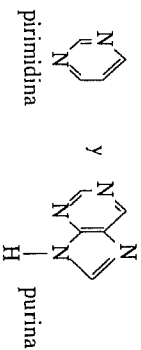
Tabla 12-8 (Continuación)

Fórmula	Nombre	Comentario
	ácido acetilsalicílico	Aspirino; analgésico (remedio para el dolor)
	vainillina	Sabor de vainilla
	ácido tereftálico	Usado en la fabricación de políesteres tales como el "Dacron", "Fortrel" y "Mylar"

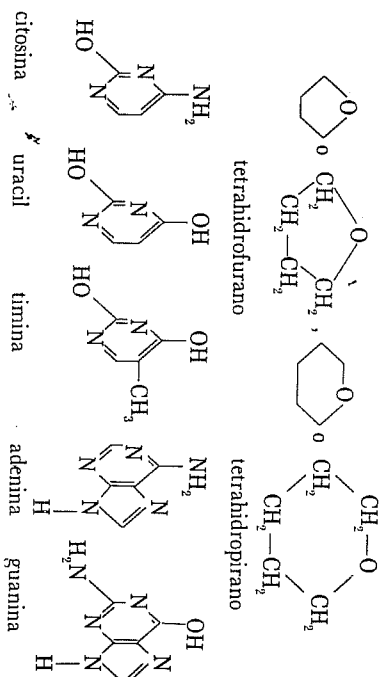
Compuestos como el colesterol (que no es aromático)



en el que dos a más anillos comparten mutuamente los carbonos se llaman compuestos **poli-cíclicos** (muchos anillos). Los compuestos poli-cíclicos son comunes en bioquímica. Algunos compuestos como



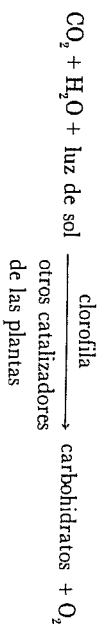
tienen unos cuantos átomos que no son carbonos en los anillos. Tales compuestos cíclicos que incluyen el carbono y algún otro tipo de átomo en el anillo o anillos se llaman compuestos **heterocíclicos**. En la página siguiente se dan algunos compuestos heterocíclicos importantes.



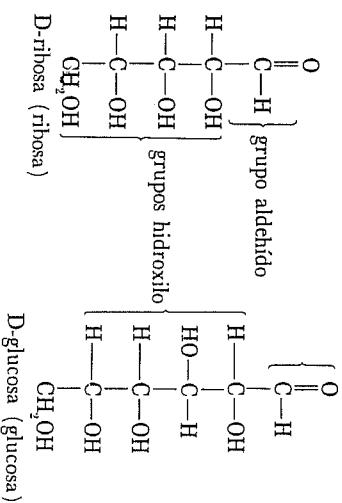
Estos cinco últimos compuestos son las **bases heterocíclicas** o **aminas heterocíclicas**, las cuales se discuten en la Sección 12-11, que están contenidas en los biológicamente importantes ácidos ribonucleicos (ARN) y ácidos deoxiribonucleicos (ADN)

12-9 Carbohidratos (Azúcares)

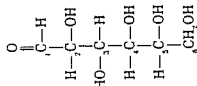
Los **carbohidratos** o **azúcares** son un tipo importante de alimento. Las plantas verdes producen los carbohidratos por el proceso de la fotosíntesis.



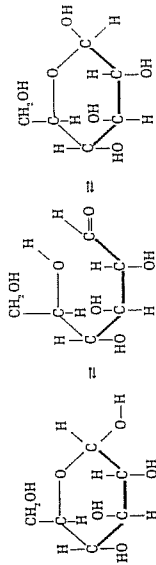
Los carbohidratos contienen carbono, hidrógeno y oxígeno. Se encuentran en una gran variedad de tamaños que van desde los azúcares simples llamados **monosacáridos** hasta las moléculas polímeras llamadas **polisacáridos**. La mayoría de los monosacáridos comunes son aldehídos poli-hidroxílicos. Por ejemplo, los monosacáridos más importantes son



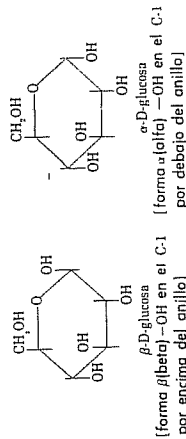
Estas estructuras representan las formas de cadena abierta de estos azúcares. Como referencia, los carbonos se numeran de arriba hacia abajo. Por ejemplo, los carbonos en la glucosa se numeran



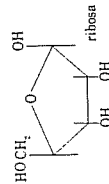
Estos monosacáridos se presentan con mucha frecuencia como un compuesto anular. Comúnmente, estos anillos se forman mediante la reacción intramolecular entre el grupo aldehído y el grupo -OH en el penúltimo carbono para formar un anillo. Las formas anulares de la glucosa pueden concebirse como



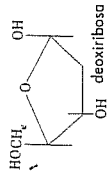
(El -OH en el carbono 1 está por encima del anillo en una de las formas y por debajo en la otra.) Estas formas cíclicas pueden escribirse más convenientemente como un anillo heterocíclico, omitiendo los carbonos del anillo. De donde, las dos formas de la glucosa pueden representarse como



La bioquímicamente importante forma cíclica de la ribosa comprende un anillo de cinco átomos y puede representarse como

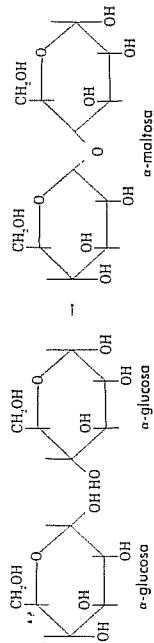


Un compuesto cíclico semejante de importancia bioquímica es uno en el que el grupo -OH en el carbono número dos ha sido reemplazado por un hidrógeno. En otras palabras, puede considerarse que se ha eliminado el oxígeno del grupo -OH. Este compuesto se llama **deoxiribosa** y puede representarse como

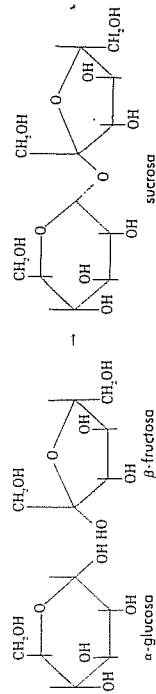


Como se verá en la Sección 12-11, la ribosa y la deoxiribosa están contenidas en la estructura del ADN y el ARN.

La glucosa en la forma combinada o como el monosacárido libre es, indudablemente, el compuesto orgánico más abundante en la naturaleza. Es una fuente importante de alimento (una rápida fuente de energía) que se encuentra en las plantas, frutas y vegetales y está presente en la corriente sanguínea de ciertos animales. Dos moléculas de glucosa pueden encadenarse entre sí a través de ciertos grupos -OH para formar el compuesto maltosa, un **disacárido** (dos monosacáridos unidos).



Las dos unidades α -glucosa se encadenan a través del carbono uno y el carbono cuatro mediante lo que se conoce como encadenamiento α . Otro disacárido interesante es la sucrosa (azúcar de mesa), la cual comprende una α -glucosa encadenada a la forma β del anillo de cinco miembros de monosacárido llamado fructosa.



Muchas unidades de glucosa pueden enlazarse entre sí para formar moléculas polímeras conocidas como **polisacáridos**. Estos polisacáridos se encuentran en las plantas y los animales. Los polisacáridos comprenden largas cadenas de muchas (cientos y miles) unidades de glucosa. El **almidón** es un polisacárido que se encuentra en las semillas y las raíces de muchas plantas. Puede digerirse y se usa como alimento. En realidad existen dos formas de almidón que se presentan en las plantas. La **amilosa** consiste de largas cadenas de unidades de α -glucosa. La **amilopectina** consiste de cadenas ramificadas de unidades de α -glucosa. El glicógeno es un polisacárido que se encuentra en los animales. Los carbohidratos se almacenan en el cuerpo como **glicógeno**. La estructura del glicógeno es semejante a la de la amilopectina. Otro polisacárido importante es la **celulosa**, la cual constituye el material estructural de muchas plantas. La celulosa consiste de largas cadenas de uni-

dades de β -glucosa. No puede ser digerida por los humanos, pero puede ser dividida por ciertos microorganismos. La celulosa se obtiene en grandes cantidades de los árboles y el algodón. Se usa en grandes cantidades en la fabricación de papel, tela de algodón, celofán, nitrato de celulosa (usado como explosivo), acetato de celulosa y rayón; fibras sintéticas usadas para hacer telas. En la Figura 12-1 se da una ilustración de la estructura de las fibras de algodón. La diferencia entre el almidón y la celulosa es que el almidón consiste de moléculas de α -glucosa enlazadas para formar las moléculas polímeras.

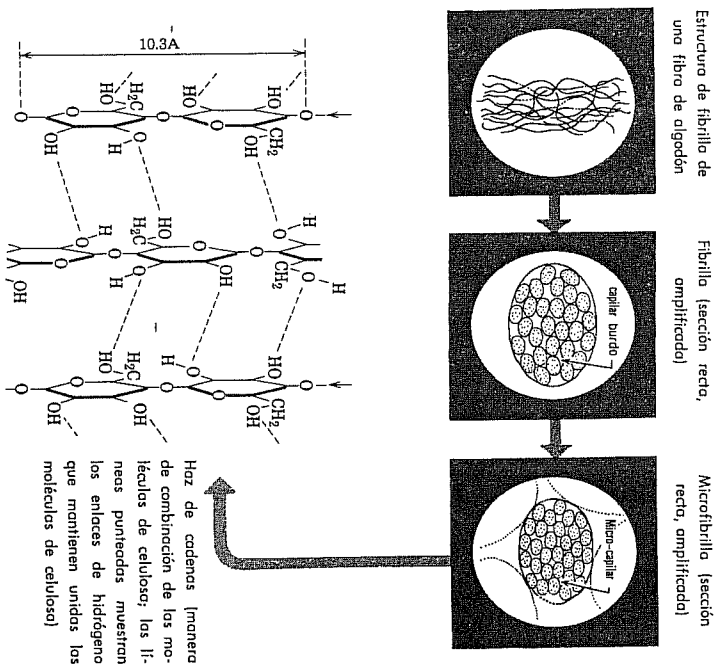


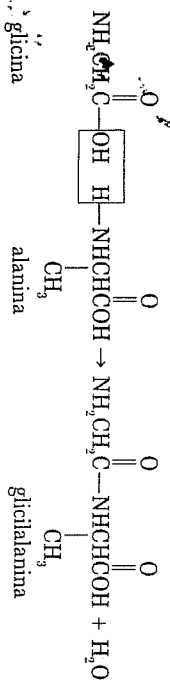
Figura 12-1 Detalles de la fibra de algodón. En esta serie de diagramas, sucesivamente se agrupan y se dibujan porciones cada vez más pequeñas de la fibra de algodón. (Adaptado de las ilustraciones que aparecen en Matthews' *Textile Fibers*, H. R. Mauerhager, editor, John Wiley and Sons, Nueva York, 1954, páginas 73 y 77.) Tomado de *Principles of Physical Organic and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Nueva York, 1969.

12-10 Proteínas

Las proteínas son materiales polímeros que se encuentran en las células vivientes. Sirven como materiales estructurales en el cuerpo y son fundamentales para muchos procesos vitales. Las proteínas son polímeros

de aminoácidos y se producen en las células del cuerpo. Las proteínas de otros animales y de algunas plantas son un alimento importante, ya que proporcionan los aminoácidos que son esenciales para el cuerpo en la producción de las proteínas necesarias. Cuando las proteínas son digeridas en el cuerpo, son divididas por las enzimas digestivas en los aminoácidos constituyentes. Esta sección incluye una breve discusión de la estructura de las proteínas.

La Tabla 12-7 enumera algunos aminoácidos importantes. Recuerdese que los aminoácidos son tanto aminas como ácidos carboxílicos. (Ver la Sección 12-7.) Es posible que el grupo carboxilo de un aminoácido reaccione con el grupo amino de otro para formar un encadenamiento amido entre las unidades de aminoácido. Por ejemplo.



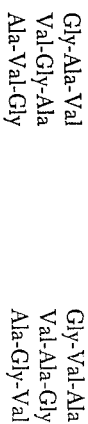
Los compuestos que contienen dos o más aminoácidos ligados por encadenamiento amido se llaman **péptidos**. La glicilalanina que se muestra arriba es un dipéptido. En ocasiones a los eslabonamientos amido en los péptidos



se les da el nombre de enlaces péptidos o encadenamientos péptidos. La Tabla 12-7 enumera las abreviaturas oficiales que pueden usarse para representar los aminoácidos. Pueden usarse estas abreviaturas para representar los péptidos formados a partir de los aminoácidos. De donde, la glicilalanina puede representarse como



Cuando se usa esta notación, se supone que el aminoácido de la izquierda contribuye con el -OH a la formación del enlace péptido y que el aminoácido de la derecha contribuye con el grupo $-\text{NH}_2$. Estas abreviaturas proporcionan una manera más conveniente para mostrar cuales aminoácidos componen un péptido. Tres aminoácidos ligados por enlaces péptidos constituyen un tripeptido. Usando tres aminoácidos, tales como la glicina, Gly, alanina, Ala, y valina, Val, es posible formar seis tripeptidos diferentes.



Resulta evidente que conforme aumenta el número de aminoácidos, el número de péptidos posibles crece mucho.

tomar una forma determinada por el enlace de hidrógeno y otras fuerzas de atracción entre el grupo aminoácido a lo largo de la cadena. La configuración de la cadena protéica se llama estructura secundaria de la misma. Una estructura común para las proteínas es la α -hélice en la cual la cadena protéica se enrolla en la forma de una hélice tridimensional. En la Figura 12-3 se ilustra una α -hélice. En realidad estas hélices protéicas pueden existir en una forma algo doblada o torcida. Esta otra modificación de la forma se llama estructura terciaria de la proteína. Una vez que se conoce la estructura, existe la posibilidad de determinar como funciona la proteína en el cuerpo. Se han determinado las estructuras terciarias para unas cuantas proteínas; en la Figura 12-4 se ilustra una para la proteína mioglobina.

12-11 Ácidos nucleicos

Se ha encontrado que una sustancia polímera llamada ácido deoxirribonucleico (ADN) es el constituyente fundamental de los genes que se encuentran en los cromosomas de las células. Los genes son unidades hereditarias de la célula, por lo que se necesita comprender la estructura del ADN para interpretar los procesos hereditarios. En realidad, el ADN pertenece a una clase de sustancias polímeras llamadas ácidos nucleí-

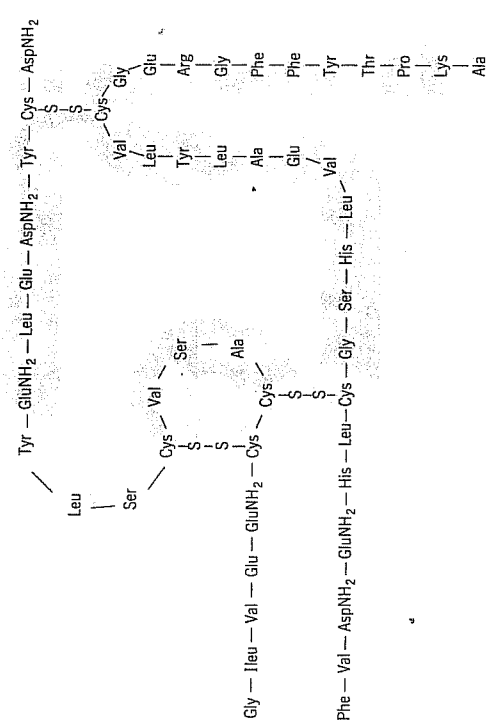


Figura 12-4 Estructura primaria [sucesión de aminoácidos] de la insulina de la carne de res. Esta proteína consiste de 51 aminoácidos que comprenden dos cadenas unidas mediante encadenamientos, disulfuro, característicos del aminoácido cistina. Esta figura muestra la sucesión de aminoácidos, pero esto no quiere decir que dé ideas de la forma tridimensional de la proteína. Las insulinas de otros animales tienen estructuras primarias semejantes.

Las proteínas son péptidos que comprenden cientos o miles de unidades de aminoácidos. De donde, las proteínas reciben el nombre de polipéptidos. Las proteínas sirven como unidades estructurales de las células, interior de los huesos y nervios, como de enzimas, hormonas y en muchas otras funciones importantes en el cuerpo. Independientemente de la diversidad de usos, todas las proteínas son polipéptidos. El análisis de las proteínas revela que todas las proteínas están constituidas por alrededor de 20 aminoácidos diferentes. La Tabla 12-9 enumera la composición en aminoácidos de algunas proteínas.

Se han determinado las sucesiones en las que se encadenan los aminoácidos para unas cuantas proteínas. Esto requiere una cantidad tremenda de trabajo de laboratorio y análisis. La determinación de la sucesión de aminoácidos para la insulina, por ejemplo, tomó alrededor de diez años. La sucesión de aminoácidos relacionada con una proteína se llama estructura primaria de la proteína. En la Figura 12-2 se muestra la estructura primaria de la insulina de la carne de res. Consiste de 51 aminoácidos que componen dos cadenas. Las cadenas están enlazadas por dos eslabonamientos disulfuro (-S-S-), los cuales son característicos del aminoácido cistina.

La estructura primaria de una proteína no da indicación del arreglo tridimensional de la misma. En realidad, la cadena protéica puede

Tabla 12-9 Composición en aminoácidos de las proteínas*

Aminoácido	Peso molecular de la proteína		
	Insulina humana 6000	Hemoglobina del caballo 68 000	Albumina del huevo 45 000
Glicina	4	48	19
Alanina	1	54	35
Valina	4	50	28
Leucina	6	75	32
Isoleucina	2	0	25
Fenilalanina	3	30	21
Triptofano	0	5	3
Prolina	1	22	14
Serina	3	35	36
Treonina	3	24	16
Tirosina	4	11	9
Hidroxiprolina	0	0	0
Acido aspártico	3	51	32
Acido glutámico	7	38	52
Lisina	1	38	20
Arginina	1	14	15
Histidina	2	36	7
Cisteína	0	4	5
Cistina	3	0	1
Metionina	0	4	16

* Expresado como número de residuos de aminoácidos por molécula, cuando se conoce el peso molecular. Datos tomados de *Introduction to Molecular Biology* por G. H. Haggis, D. Michie, A. R. Muir, K. B. Roberts y P. B. M. Waller, John Wiley and Sons, Nueva York, 1964, pp. 40-41.

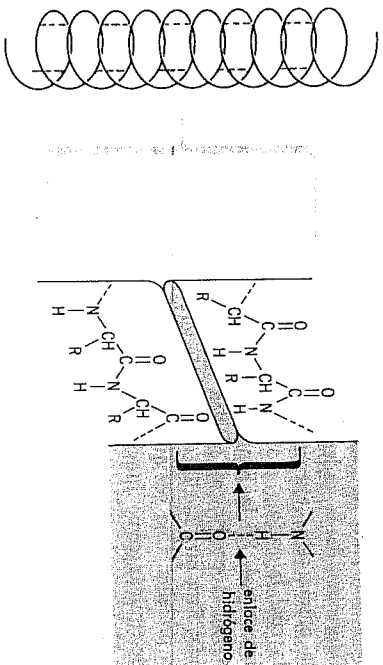
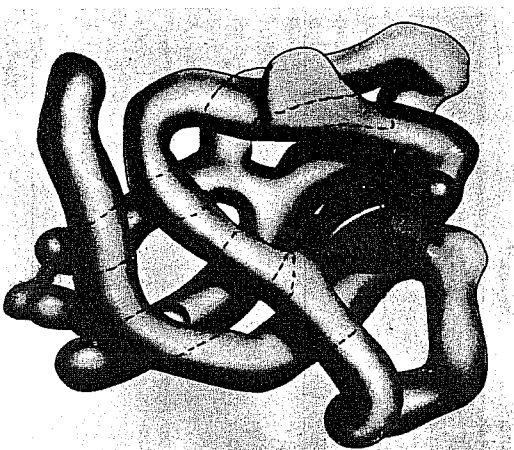
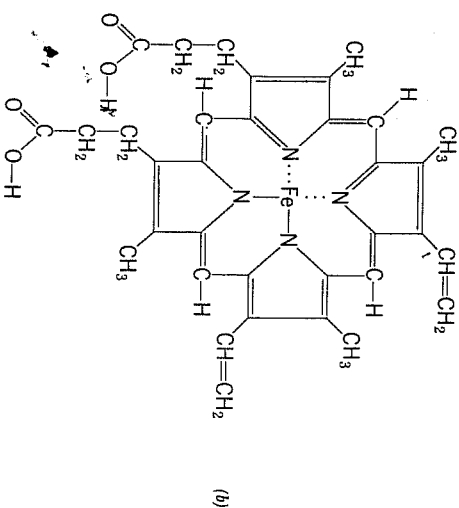


Figura 12-3. Estructura secundaria de una proteína. Algunos proteínas tienden a enrollarse en una forma llamada α -hélice. Este enrollamiento produce un aspecto tubular tridimensional a los cadenas proteínicas. Como se muestra, los enlaces de hidrógeno a lo largo de la cadena tienden a mantener la hélice en su lugar. Bajo ciertas condiciones drásticas (como el calentamiento), pueden romperse los enlaces de hidrógeno y los cadenas tomar una forma aleatoria. Esto se conoce como desnaturalización de la proteína.



(a)

Figura 12-4a. Características estructurales terciarias de la molécula de mioglobina. La porción en forma de salchicha contiene la cadena proteínica; donde está relativamente recta, la cadena se enrolla en una α -hélice. Se estima que el 70% de la molécula tiene esta característica secundaria. La sección en forma de disco, más oscura, representa una unidad heme. La mioglobina difunde y transporta el oxígeno a los músculos. [Cortesía de John C. Kendrew, Universidad de Cambridge.]



(b)

Figura 12-4b. La molécula heme. El hierro en la molécula heme mantiene su estado Fe^{2+} en la hemoglobina oxigenada, es decir, hemoglobina que ha captado moléculas de oxígeno. Sin embargo, en la hemoglobina oxidada, el hierro está en el estado Fe^{3+} y la sustancia tiene un color pardusco. Cuando se cocina la carne, en gran parte el color cambia de rojo a café debido a que el Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+} . Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Nueva York, 1968.

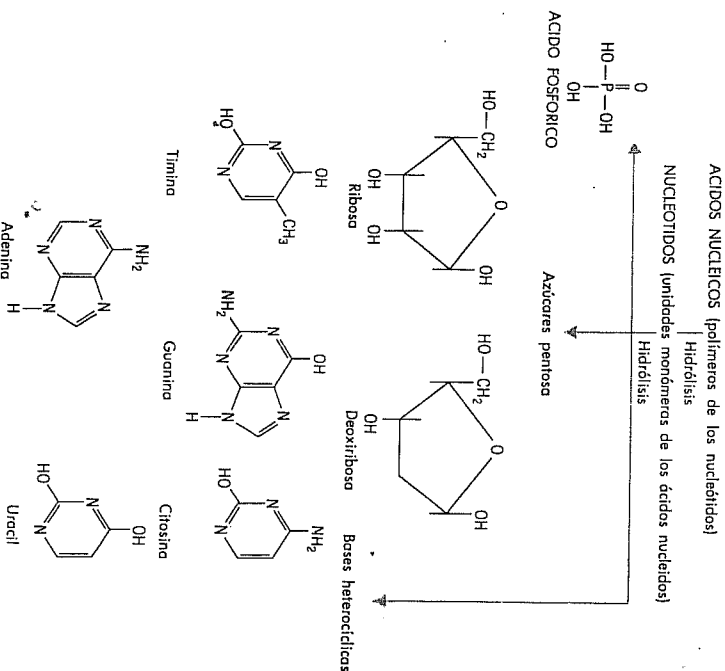
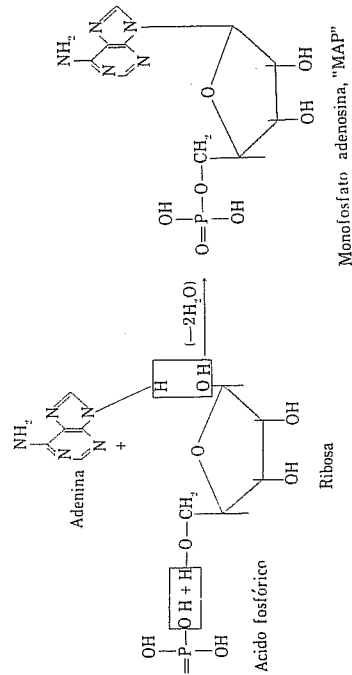


Figura 12-5. Los ácidos nucleicos forman los nucleótidos a través de la hidrólisis. Después de más hidrólisis, los nucleótidos se dividen hasta ácido fosfórico, un azúcar (ribosa o desoxirribosa) y bases heterocíclicas.

cos. Los ácidos nucleicos pueden dividirse en monómeros llamados nucleótidos. Los nucleótidos pueden dividirse aún más en ácido fosfórico, algunas aminas heterocíclicas y azúcar deoxirribosa, o bien, ribosa. Esto se ilustró en la Figura 12-5. Los ácidos nucleicos que contienen deoxirribosa se conocen como ADN y los que contienen ribosa se conocen como ARN (ácido ribonucleico).

Puede considerarse que los monómeros nucleótidos de los ácidos nucleicos están compuestos de una unidad de ácido fosfórico, una unidad de ribosa (o deoxirribosa) y una unidad de adenina, guanina, citosina y timina (en el ADN) o uracil (en lugar de timina en el ARN). En seguida se ilustra la formación de un nucleótido típico.



Estas unidades nucleótidas se ligan entre sí para formar el polímero de ácido nucleico como se muestra en la Figura 12-6. De donde, los ácidos nucleicos consisten de una sucesión de unidades de fosfato y unidades de azúcar (pentosa) que se alternan. Sobresaliendo de esta sucesión están las aminas heterocíclicas. En la Figura 12-7 se da una representación abreviada de los ácidos nucleicos. La estructura secundaria del ADN es importante para concebir como funciona en la célula. Una de las teorías más significativas de la ciencia contemporánea comprende la estructura del ADN como fue propuesta por F. H. C. Crick y J. D. Watson en 1953. Ellos propusieron la estructura de hélice doble del ADN en la que dos ramales de ADN se entrelazan en la forma de dos hélices. El entrelazado se acomoda por el enlace de hidrógeno entre las unidades de timina y adenina y las unidades de guanina y citosina en ramales diferentes. En la Figura 12-8 se ilustra este enlace de hidrógeno y un modelo de la estructura de hélice doble del ADN se tiene en la Figura 12-9.

El ADN en los genes sirve como un punto de partida para los procesos biológicos que se llevan a cabo en la célula. Aparentemente, la información genética está contenida en los genes mediante sucesiones específicas de bases heterocíclicas en los ramales de ADN. Estas sucesiones constituyen el código genético de los genes. Cuando las células se dividen (sufrir la mitosis), es necesario que los genes se dupliquen antes de que la célula se divida, de modo que las nuevas células contengan el código genético. Como se muestra en la Figura 12-10, la teoría de la hélice

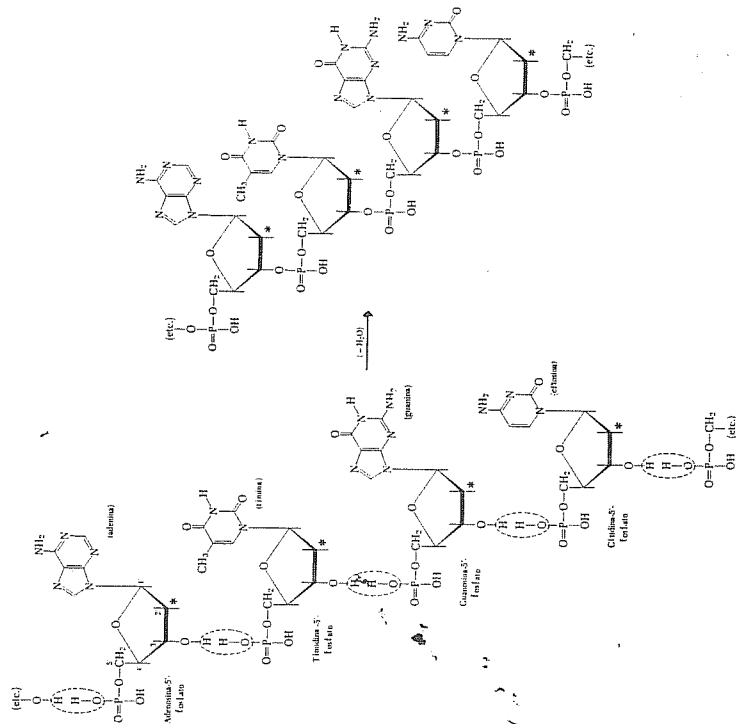


Figura 12-6 Manera de formación de una cadena de ácidos nucleicos. Lo que se muestra aquí es un segmento de una cadena ADN. Si a los sitios marcados con asteriscos se les dieran -OH, el ejemplo sería para el ARN (suponiendo la limina reemplazada por el uracil). La sucesión de las aminas heterocíclicas es puramente arbitraria en este dibujo, pero se ha incluido una de cada una de las cuatro aminas comunes al ADN. Se ha reportado un peso molecular de 2.8×10^9 para el ADN de una especie (E. coli). Usando un valor de 325 como el peso fórmula promedio de cada nucleótido, este ADN estaría formado por 8 600 000 unidades de nucleótidos. Es probable que un ADN así estaría constituido por una colección de genes en lugar de uno sólo. Los estudios genéticos indican que la magnitud media de los genes es de 1 500 pares de nucleótidos (de una hélice doble). Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holum, John Wiley and Sons, Nueva York, 1968.

doble proporciona una explicación de como se realiza la duplicación del ADN. Es más, el ADN proporciona un patrón en el cual puede llevarse a cabo la síntesis del ARN. El ARN interviene en la síntesis de las proteínas y enzimas (proteínas especiales que sirven como catalizadores en los procesos vitales) en la célula. En la Figura 12-11 se ilustra esta función del ADN.

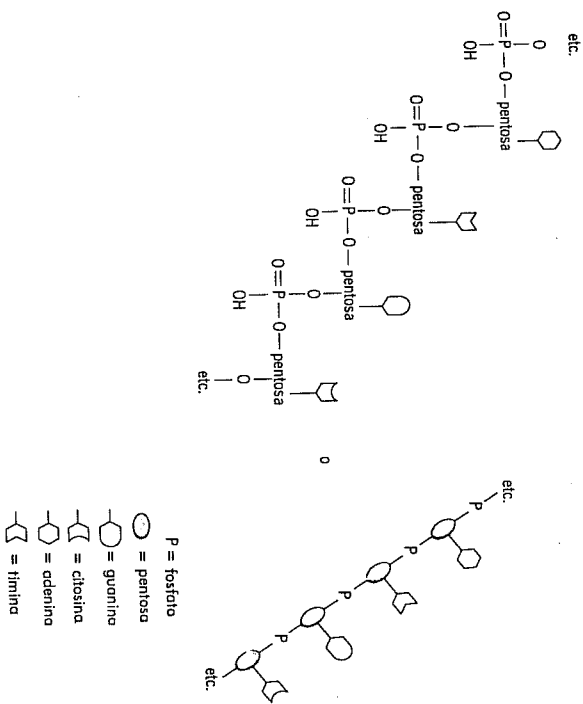


Figura 12-7 Una representación abreviada de una cadena de ácidos nucleicos que consiste de una sucesión alternada de unidades fosfato y unidades azúcar, de la cual sobresalen las omínas heterocíclicas.

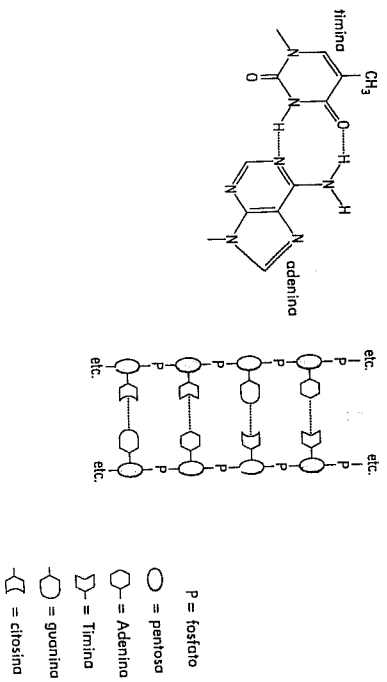


Figura 12-8 Los ramales ADN en la forma de hélice doble del ADN se mantienen unidos mediante enlaces de hidrógeno entre las omínas heterocíclicas.

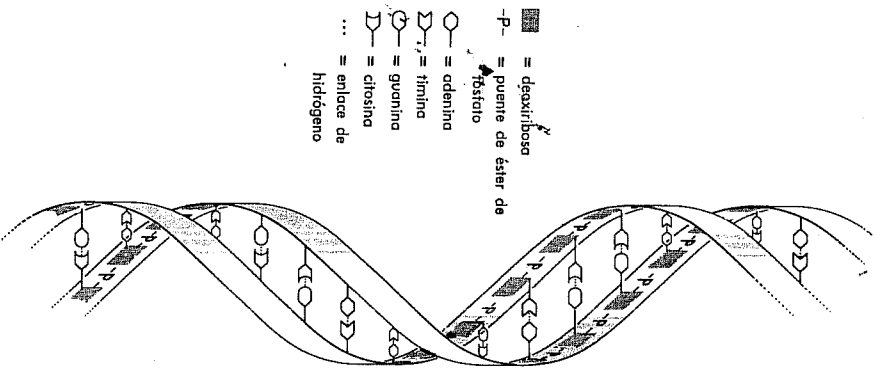
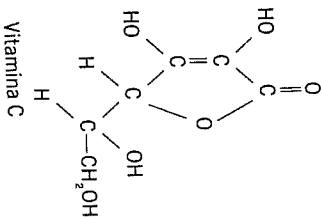
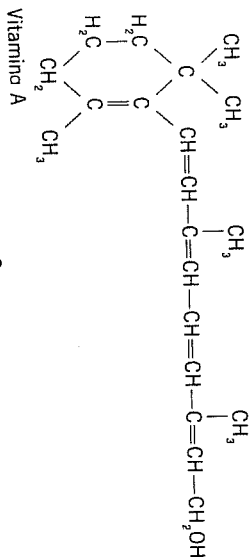


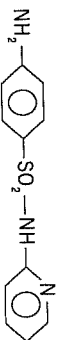
Figura 12-9 Una hélice doble de ADN mostrando pareamiento de base. Tomado de Principles of Physical, Organic and Biological Chemistry por John Holun, John Wiley and Sons, Nueva York, 1969.

hierro así como el ion hierro(II). También son necesarios muchos otros elementos en muy pequeñas cantidades. Estos elementos se llaman elementos traza. Los compuestos orgánicos, que no son los aminoácidos, las grasas y los carbohidratos, los cuales son necesarios para el cuerpo se llaman vitaminas. Estas vitaminas que son compuestos de estructura diversa, incluyen las vitaminas A, B (tiamina), B₂ (riboflavina), B₆ (piridoxina), B₁₂, C (ácido ascórbico), D, K, biotina, inositol, niacina, ácido pantoténico y ácido para-aminobenzoico. En seguida se dan las estructuras de la vitamina A y la vitamina C.



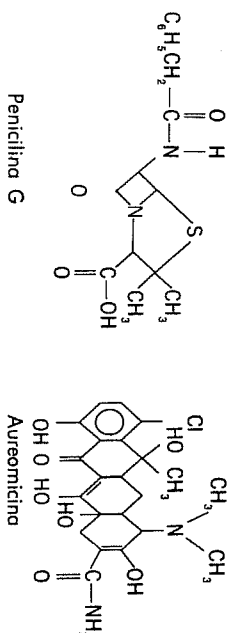
Una buena dieta contiene proteína, minerales y vitaminas suficientes. Sin embargo, con la recomendación de un doctor, pueden obtenerse los minerales y las vitaminas mediante píldoras. Léase cuidadosamente la etiqueta de la botella para saber qué vitaminas contienen las píldoras.

El cuerpo tiene su propio mecanismo para combatir las enfermedades, pero puede ser ayudado mediante ciertas sustancias químicas (medicinas). El uso de las sustancias químicas para eliminar los organismos infecciosos en el cuerpo se llama quimioterapia. Sólo se discutirán unas cuantas aquí. Los sulfas inhiben el crecimiento de ciertas bacterias permitiendo que el cuerpo las combata de manera atractiva. La llamada sulfapiridina

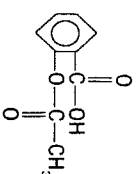


es efectiva en el tratamiento de la neumonía. Los antibióticos son sustancias químicas producidas por ciertos microorganismos que son letales para otros organismos. Estas sustancias químicas pueden acabar con o inhibir el crecimiento de ciertos microorganismos productores de enfermedades. Se ha encontrado que ciertas bacterias del humus y tierra vegetal son la mejor fuente de los antibióticos. Estos antibióticos incluyen las penicilinas, estreptomycin, cloro-

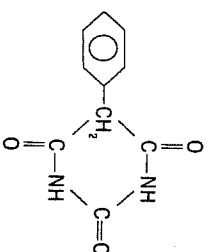
micetina, aureomicina y terramicina. En esta página se muestran las estructuras de la penicilina G y la aureomicina.



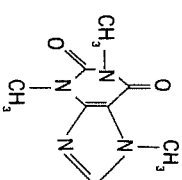
Otras sustancias químicas se usan como remedios para el dolor y estimulantes. Estas drogas tienen efectos fisiológicos y son bastante útiles para ciertos fines médicos. La **Aspirina**, ácido acetilsalicílico.



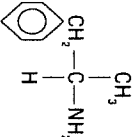
es la medicina más ampliamente usada en el mundo. Es un analgésico (re-medio para el dolor) y antipirético (reductor de la fiebre). Ciertos remedios para el dolor son anestésicos, como el éter (éter dietílico, CH₃CH₂O-CH₂-CH₃) o hipnóticos, como el fenobarbital.



Otras drogas actúan como estimulantes, como la **cafeína** (contenida en el café)

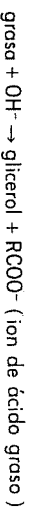


y la **anfetamina** (benzedrina).

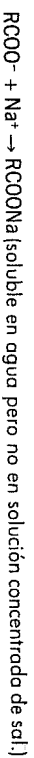


Jabones y detergentes

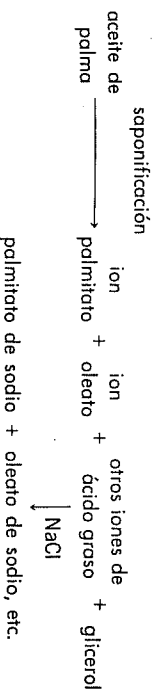
Los grasos y los aceites pueden reaccionar con soluciones fuertes de hidróxido de sodio para formar glicerol e iones de ácidos grasos.



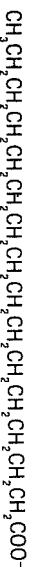
Esto se conoce como reacción de saponificación. Los iones de ácido graso pueden precipitarse de la solución, haciendo muy concentrada la solución en ion sodio, mediante la adición de cloruro de sodio.



El compuesto resultante se llama jabón. A continuación se muestra un ejemplo de la formación de jabón.



Por supuesto, los jabones se utilizan como agentes limpiadores debido a la estructura única de los iones de ácidos grasos. Cuando un objeto está sucio, comúnmente es un resultado de capas adheridas de grasa y aceite que contienen polvo y partículas extrañas. Cuando un objeto así se lava con agua, la "suciedad" no se quita. Sin embargo, cuando se coloca jabón en el agua, puede disolverse para dar iones de ácido graso, como un ion palmitato.



Los extremos iónicos de estos iones son muy solubles en el agua pero los extremos hidrocarburos de la larga cadena tienen fuerte atracción para las moléculas de aceite y de grasa. Estos extremos del ion que ejercen atracción sobre los aceites se empujan en las capas de aceite y de grasa, pero los extremos iónicos permanecen disueltos en el agua. Como se muestra en seguida, esto tiende a tirar de las partículas de grasa y aceite hacia la solución, de modo que pueden desprenderse.



Superficie

(a)

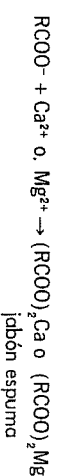


Superficie

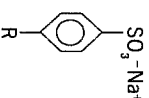
(b)

Acción detergente. (a) Las "colas" no polares de las moléculas de detergente se empujan en la capa de grasa. (b) Las "cabezas" polares de las moléculas de detergente tienden a impulsar a la capa de grasa hacia fuera de la superficie. Tomado de *Principles of Physical, Organic and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Nueva York, 1969.

Este tipo de acción limpiadora se llama acción detergente. En los Estados Unidos se usan cada año alrededor de 1 000 millones de kilogramos de varios tipos de jabón. La dificultad con los jabones es que cuando se usan en agua dura que contiene ion calcio e ion magnesio, pueden formar grumos, eliminando el jabón.



Es posible sintetizar otros compuestos orgánicos que exhiban acción detergente. Tales compuestos se llaman *sindets* (detergentes sintéticos) o simplemente detergentes. La mayoría de los sindets son compuestos de sodio de bencensulfonato sustituido.



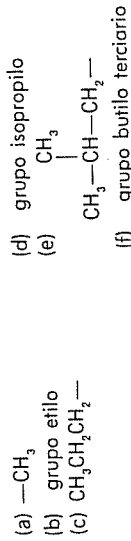
El extremo SO_3^- es soluble en agua y el extremo orgánico ejerce atracción sobre los aceites. Los sindets actúan como agentes limpiadores de la misma manera que se describió para los jabones. La ventaja de los sindets es que no forman grumos en el agua dura. En la actualidad, los detergentes sintéticos se usan con mayor amplitud que los jabones. En los Estados Unidos se usan anualmente alrededor de 3 000 millones de kilogramos de sindets.

El uso de detergentes es importante tanto para la industria como para el hogar. Sin embargo, como se usan en grandes cantidades, son una fuente de contaminación del agua. La mayoría de los sindets son descompuestos por las bacterias de las aguas de albañal; son biodegradables. Como consecuencia, sólo pequeñas cantidades de estos sindets terminan en los abastecimientos de agua. Desafortunadamente, algunos tipos de sindets no son biodegradables y se transforman en contaminantes muy inconvenientes del agua.

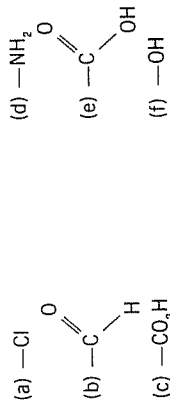
Problemas

1. ¿Qué es química orgánica?
2. ¿Qué es bioquímica?
3. ¿Qué información se da mediante la fórmula estructural de un compuesto orgánico?
4. ¿Qué es un alcano? Dar tres ejemplos.
5. ¿Qué son isómeros estructurales? Dar un ejemplo ilustrativo.

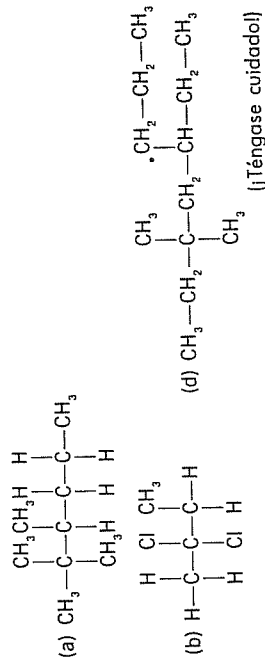
6. Dar el nombre o la fórmula estructural de cada uno de los grupos alquilo siguientes.



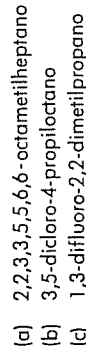
7. Nombrar los grupos siguientes.



8. Dar los nombres UIQPA para los alcanos siguientes:



9. Dar las fórmulas estructurales para los compuestos siguientes:



10. ¿Cuál es la característica distintiva de un alqueno? Dar el nombre y la fórmula estructural de un alqueno típico.

11. ¿Cuál es la característica distintiva de un alquino? Dar el nombre y la fórmula estructural de un alquino típico.

12. Dar una descripción de la reacción de polimerización de un alqueno.

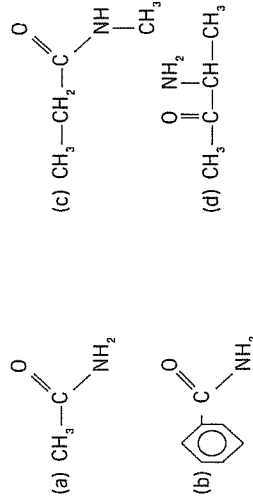
13. El compuesto estireno, $\text{CH}_2=\text{C}(\text{H})\text{C}_6\text{H}_5$, se polimeriza para formar el poliestireno. Dar una ecuación para esta reacción de polimerización.

14. El compuesto metilmetacrilato, $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CO}_2\text{CH}_3$ se polimeriza para formar el polimetilmetacrilato, comúnmente llamado "Plexiglas", "Lucita" o plástico acrílico. Dar una ecuación para esta reacción de polimerización.

15. La masa media de una macromolécula de polietileno es alrededor de 50.000 uma. Determinar el número aproximado de unidades de etileno en tal macromolécula. (Sugerencia. Se tienen 16 uma por unidad de etileno.)

16. Describir la estructura de una grasa o un aceite natural como un éster.

17. Indicar el encadenamiento amido, si lo hay, en los compuestos siguientes.



18. Describir la manera en que las estructuras de la maltosa, sucrosa, almidón y celulosa comprenden la glucosa α o β .

19. Dar las estructuras de los péptidos posibles que comprenden la glicina, Gly, treonina, Thr, y valina, Val, en la notación abreviada (es decir, Gly-Thr-Val).

20. Dar la fórmula estructural de la gliciltreonilvalina, Gly-Thr-Val.

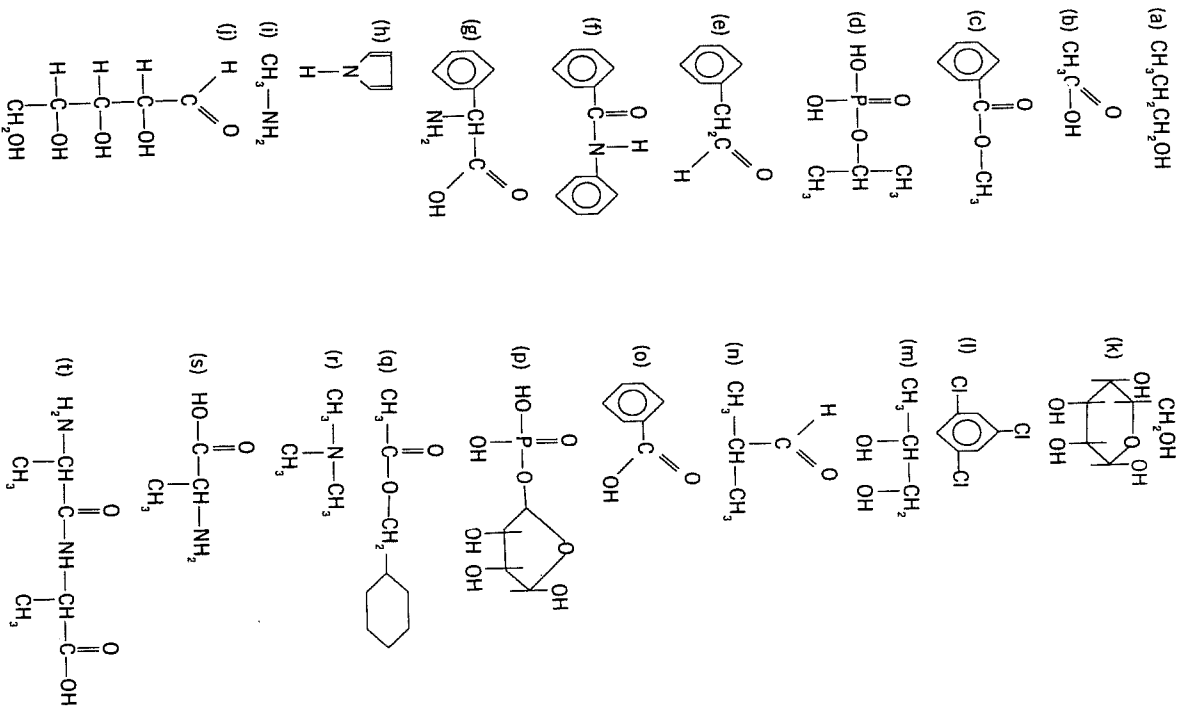
21. Describir la estructura de una proteína como un polipéptido.

22. ¿Cuál es la diferencia entre las estructuras primarias, secundaria y terciaria de las proteínas?

23. Describir la estructura primaria del ADN y el ARN en términos de las unidades fundamentales que comprenden estos ácidos nucleicos.

24. ¿Cuál es la función primaria del ADN en las células vivientes?

25. Clasificar cada uno de los compuestos siguientes como un alcohol, aldehído, ácido carboxílico, éster, éter del fosfato, amina, amida, aminoácido, aromático, heterocíclico o carbohidrato. (Algunos pueden caer en más de una clase.)



Capítulo 13: Química nuclear

Objetivos

Al terminar de estudiar el capítulo, el estudiante debe ser capaz de:

1. Enunciar los nombres y los símbolos de las partículas nucleares comunes.
2. Describir la estructura de un núcleo en términos de los nucleones.
3. Definir el término isótopo en términos de la estructura nuclear.
4. Definir el término núcleo.
5. Definir número atómico y número de masa en términos de la estructura del núcleo.
6. Dar e interpretar la representación simbólica de un núcleo.
7. Dar una definición de radiactividad.
8. Describir el decaimiento a través de partículas alfa.
9. Describir el decaimiento a través de partículas beta.
10. Predecir el producto del decaimiento de un núcleo específico mediante un modo especificado de decaimiento.
11. Describir la emisión de rayos gama.
12. Dar los tres tipos principales de radiación.
13. Definir el término vida media.
14. Indicar cuáles elementos son naturalmente radiactivos.
15. Describir el efecto ionizador de la radiación.
16. Decir por qué es peligrosa la radiación ionizadora.
17. Describir una transmutación nuclear.
18. Predecir el producto de una transmutación, dados el núcleo blanco, el proyectil y la partícula producto.
19. Describir lo que se quiere decir por elementos hechos por el hombre.
20. Describir el proceso de fisión.
21. Definir el término masa crítica.
22. Describir un reactor nuclear.
23. Describir el proceso de fusión.

Tabla 13-1 Partículas nucleares

Nombre	Masa (uma)	Carga	Símbolo
Protón	1.007825	+1	${}^1_1\text{H}$, p
Neutrón	1.008665	0	1_0n , n
Electrón	0.000549	-1	${}^0_{-1}e$, e
Partícula alfa	4.00260	+2	${}^4_2\text{He}$, α
Partícula gama (fotón)	0	0	γ , $h\nu$
Neutrino	0	0	ν

Química nuclear

La estructura y las propiedades de los núcleos de los átomos es la pre-ocupación de los químicos nucleares y los físicos nucleares. La utilización de los núcleos atómicos en formas constructiva y potencialmente destructiva es importante para todos. La misma energía nuclear que interviene en las bombas atómicas puede transformarse, a través del uso de los reactores nucleares, en la fuente principal de energía útil disponible para la humanidad. Es más, la misma radiación nuclear que puede ser destructiva para la vida humana se utiliza como una efectiva herramienta médica.

Este capítulo sirve como una introducción hacia el campo de la **ciencia nuclear**. Se discutirán la estructura y propiedades de los núcleos atómicos.

13-1 Núcleos atómicos

Las teorías de la estructura nuclear no están tan bien establecidas como la teoría de la estructura atómica. La estructura nuclear es un área de investigación muy activa para los científicos nucleares. Para nuestros propósitos, podemos considerar que los núcleos atómicos son agregados de partículas nucleares llamadas **nucleones**. Los nucleones incluyen el **proton** y el **neutrón**. Otras partículas, como el **electrón**, la **partícula alfa**, el **neutrino** y el **fotón gama**, están asociadas con las propiedades de los núcleos. En la Tabla 13-1 se resumen los símbolos y las propiedades de todas estas partículas nucleares.

Por supuesto, los núcleos atómicos son centros masivos de los átomos, alrededor de los cuales los electrones extranucleares están en movimiento. Aunque un núcleo es pequeño (diámetro de 10^{-8} cm comparado con el tamaño de un átomo (diámetro de 10^{-10} cm)), posee la mayor parte de la masa del átomo. Cuando se discutan las propiedades de los núcleos, se considerarán sin tomar en cuenta los electrones

extranucleares. Sin embargo, téngase presente que, con la excepción de unos cuantos casos importantes, los núcleos son siempre partes de los átomos y no partículas separadas.

Los núcleos atómicos pueden imaginarse como racimos de protones y neutrones. Los núcleos de los átomos de un elemento dado siempre tienen el mismo número de protones. Además, los núcleos de los átomos de elementos diferentes siempre tienen números diferentes de protones. De donde, el número de protones en el núcleo de un átomo caracteriza ese átomo como un átomo de un elemento específico. El número de protones en los núcleos de los átomos de un elemento se llama **número atómico** del elemento. Como el número de electrones extranucleares en los átomos neutros siempre es igual al número de protones, los elementos se arreglan en la tabla periódica de acuerdo con el número atómico creciente. El número de neutrones en los núcleos de los átomos de un elemento dado no siempre es el mismo. De hecho, para la mayoría de los elementos existe más de una combinación posible de protones y neutrones que pueden constituir los núcleos de los átomos. Sin embargo, sólo se observan ciertas combinaciones específicas. Los átomos de un elemento dado que contienen el mismo número de protones pero número diferentes de neutrones se llaman **isótopos** de ese elemento. Los núcleos de los diversos isótopos de los elementos se llaman **núclidos**. Numerosos núclidos se encuentran en la naturaleza y otros pueden producirse sintéticamente. (Ver la Sección 13-5.)

Se usa un simbolismo especial para representar un núclido. El número de protones en un núclido es el número atómico. El **número de masa** de un núclido se define como la suma del número de protones y de neutrones. Un núclido se representa como



donde X es el símbolo del elemento correspondiente al núclido, M es el número de masa y Z es el número atómico. (Puede determinarse el número de neutrones en un núclido, restando el número atómico del número de masa; $M - Z$). Unos cuantos ejemplos son



A menudo se leen estos símbolos como el nombre del elemento seguido por el número de masa (es decir, ${}^1_1\text{H}$ hidrógeno uno; ${}^{12}_6\text{C}$ carbono doce; ${}^{16}_8\text{O}$ oxígeno dieciséis; ${}^{238}_{92}\text{U}$ uranio docientos treintaiocho). Se ha reco-

pliado una tabla de todos los núclidos observados y recibe el nombre de tabla de núclidos. La Tabla 13-2 enumera los núclidos de unos cuantos elementos.

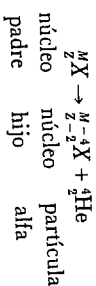
Tabla 13-2 Núclidos de algunos elementos (Naturales)

	^1_1H (protón)	^2_1H (deuterio)	^3_1H (tritio)
Hidrógeno	^1_1H	^2_1H	^3_1H
Helio	^4_2He	^4_2He	
Carbono	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$
Oxígeno	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
Uranio	$^{235}_{92}\text{U}$	$^{238}_{92}\text{U}$	$^{235}_{92}\text{U}$

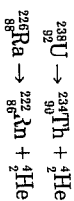
13-2 Radiactividad

La mayoría de los núclidos que se encuentran en la naturaleza son estables y conservan su estructura indefinidamente. No obstante, algunos núclidos no son estables y se dice que son radiactivos. La **radiactividad** puede definirse como el decaimiento espontáneo, no controlable, de un núcleo para formar otro núcleo y una partícula nuclear. Con frecuencia, en este proceso de decaimiento se forma un núcleo más estable a partir de un núcleo menos estable. Las partículas nucleares que se producen durante el **decaimiento radiactivo** son despididas del núcleo original con grandes cantidades de energía cinética (altas velocidades). Estas partículas energéticas hacen peligrosas a las sustancias radiactivas. Pero a veces, bajo ciertas condiciones controladas, son útiles. El decaimiento radiactivo sólo ocurre en ciertas formas. Estas se conocen como modos del decaimiento radiactivo. A continuación se describen los dos modos de decaimiento más importantes.

Decaimiento α través de partículas alfa. Un núcleo decae emitiendo un núcleo de helio cuatro a alta velocidad, llamado **partícula alfa** (α) y se forma un nuevo núcleo con un número de masa que es menor en cuatro al núcleo original y un número atómico que es menor en dos. El decaimiento puede representarse por la ecuación nuclear general



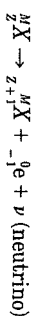
Algunos ejemplos de decaimiento alfa son



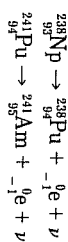
Las partículas alfa emitidas por una sustancia radiactiva reciben el nombre de **radiación alfa**.

Una característica de una ecuación nuclear es que las sumas de los números de masa a ambos lados de la flecha son iguales así como las sumas de los números atómicos.

Decaimiento β a través de partículas beta. Un núcleo decae emitiendo un electrón de alta velocidad, llamado **partícula beta** (β), y se forma un nuevo núcleo con el mismo número de masa que el núcleo original y un número atómico mayor en uno. También se emite una partícula llamada neutrino para conservar la energía.



Algunos ejemplos de decaimiento beta son



Las partículas beta emitidas por una sustancia radiactiva se conocen como **radiación beta**.

Emisión de rayo gamma (fotón). A veces, el núcleo hijo formado en un decaimiento alfa o un decaimiento beta se encontrará en estado excitado (semejante al estado excitado de un átomo). Cuando este núcleo cae hacia un estado más bajo de energía, emite un fotón de energía electromagnética llamado rayo gamma, γ . A menudo, la radiación alfa o la radiación beta producida por el decaimiento de los núclidos en una sustancia radiactiva va acompañada por la emisión de radiación gamma.

Existen tres tipos principales de radiación: **radiación alfa**, **radiación beta** y **radiación gamma**. Los núclidos que son emisores alfa producen radiación alfa (α) acompañada, en algunos casos, por radiación gamma (γ). Los núclidos que son emisores beta producen radiación beta (β) acompañada, en algunos casos, por radiación gamma (γ).

El decaimiento radiactivo es espontáneo y no puede ser evitado. Una muestra de una sustancia radiactiva seguirá decaendo por la emisión de radiación, hasta que toda la muestra haya decaído. No todos los núclidos decaen a la misma rapidez. Una de las características de un núcleo radiactivo dado es la rapidez a la cual decae. Una manera común de expresar la rapidez de decaimiento de un elemento radiactivo es en términos de su **vida media**. La vida media se define como el tiempo requerido para el decaimiento de la mitad de un número grande de átomos de una sustancia radiactiva. En la Figura 13-1 se ilustra la vida media. La vida media de los núclidos varía ampliamente, yendo desde fracciones de segundos hasta miles de millones de años. En la Tabla 13-3 se dan unas cuantas vidas medias típicas. Por lo

Tabla 13-3 Algunos vidas medias

Núcleo	Vida media
${}^{238}_{92}\text{U}$	4.5 $\times 10^9$ años
${}^{235}_{92}\text{U}$	4.5 $\times 10^9$ años
${}^{14}_6\text{C}$	5680 años
${}^{226}_{88}\text{Ra}$	1620 años
${}^{22}_{11}\text{Na}$	2.60 años
${}^{42}_{19}\text{K}$	12.4 hr
${}^{198}_{78}\text{Pt}$	6 min
${}^{17}_8\text{F}$	66 seg
${}^{223}_{87}\text{Fr}$	223 d
${}^{223}_{88}\text{Ra}$	13.8 d
${}^{223}_{89}\text{Ac}$	4.32 d
${}^{223}_{90}\text{Th}$	21.5 d
${}^{223}_{91}\text{Pa}$	4.35 d
${}^{223}_{92}\text{U}$	4.81 d
${}^{223}_{93}\text{Np}$	2.35 d
${}^{223}_{94}\text{Pu}$	4.95 h
${}^{223}_{95}\text{Am}$	4.32 h
${}^{223}_{96}\text{Cm}$	9.4 min
${}^{223}_{97}\text{Bk}$	4.32 min
${}^{223}_{98}\text{Cf}$	4.32 min
${}^{223}_{99}\text{Es}$	4.32 min
${}^{223}_{100}\text{Fm}$	4.32 min
${}^{223}_{101}\text{Md}$	4.32 min
${}^{223}_{102}\text{No}$	4.32 min
${}^{223}_{103}\text{Lr}$	4.32 min
${}^{223}_{104}\text{Rf}$	4.32 min
${}^{223}_{105}\text{Db}$	4.32 min
${}^{223}_{106}\text{Sg}$	4.32 min
${}^{223}_{107}\text{Bh}$	4.32 min
${}^{223}_{108}\text{Hs}$	4.32 min
${}^{223}_{109}\text{Mt}$	4.32 min
${}^{223}_{110}\text{Ds}$	4.32 min
${}^{223}_{111}\text{Rg}$	4.32 min
${}^{223}_{112}\text{Cn}$	4.32 min
${}^{223}_{113}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{114}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{115}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{116}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{117}\text{Ts}$	4.32 min
${}^{223}_{118}\text{Og}$	4.32 min
${}^{223}_{119}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{120}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{121}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{122}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{123}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{124}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{125}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{126}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{127}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{128}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{129}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{130}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{131}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{132}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{133}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{134}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{135}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{136}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{137}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{138}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{139}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{140}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{141}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{142}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{143}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{144}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{145}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{146}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{147}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{148}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{149}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{150}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{151}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{152}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{153}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{154}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{155}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{156}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{157}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{158}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{159}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{160}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{161}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{162}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{163}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{164}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{165}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{166}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{167}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{168}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{169}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{170}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{171}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{172}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{173}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{174}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{175}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{176}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{177}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{178}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{179}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{180}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{181}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{182}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{183}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{184}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{185}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{186}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{187}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{188}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{189}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{190}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{191}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{192}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{193}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{194}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{195}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{196}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{197}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{198}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{199}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{200}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{201}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{202}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{203}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{204}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{205}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{206}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{207}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{208}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{209}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{210}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{211}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{212}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{213}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{214}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{215}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{216}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{217}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{218}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{219}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{220}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{221}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{222}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{223}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{224}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{225}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{226}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{227}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{228}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{229}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{230}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{231}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{232}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{233}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{234}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{235}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{236}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{237}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{238}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{239}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{240}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{241}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{242}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{243}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{244}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{245}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{246}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{247}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{248}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{249}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{250}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{251}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{252}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{253}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{254}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{255}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{256}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{257}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{258}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{259}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{260}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{261}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{262}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{263}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{264}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{265}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{266}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{267}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{268}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{269}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{270}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{271}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{272}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{273}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{274}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{275}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{276}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{277}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{278}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{279}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{280}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{281}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{282}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{283}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{284}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{285}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{286}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{287}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{288}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{289}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{290}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{291}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{292}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{293}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{294}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{295}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{296}\text{Fl}$	4.32 min
${}^{223}_{297}\text{Mc}$	4.32 min
${}^{223}_{298}\text{Lv}$	4.32 min
${}^{223}_{299}\text{Nh}$	4.32 min
${}^{223}_{300}\text{Fl}$	4.32 min

13-3 Elementos radiactivos

En la naturaleza se encuentran alrededor de 330 núclidos diferentes. Algunos elementos sólo tienen un isótopo natural (por ejemplo, el flúor ^{19}F), mientras que otros tienen numerosos isótopos naturales (por ejemplo, el estaño ^{112}Sn , ^{114}Sn , ^{115}Sn , ^{116}Sn , ^{117}Sn , ^{118}Sn , ^{119}Sn , ^{120}Sn , ^{122}Sn , ^{124}Sn). Con algunos elementos, todos sus núclidos son radiactivos. Todos los isótopos de los 20 elementos de número atómico mayor que el del bismuto (número atómico 83) son radiactivos. Unos cuantos núclidos de los otros elementos son naturalmente radiactivos (por ejemplo, el ^{204}Pb y el ^{40}K). Además de los núclidos naturales, se han producido alrededor de 100 núclidos artificiales mediante reacciones nucleares. (Ver la Sección 13-5.) El término artificial se refiere al hecho de que los núclidos no ocurren naturalmente.

Los núclidos radiactivos son inestables y sufren el decaimiento para formar núclidos estables u otros núclidos radiactivos. Los estudios de los elementos que ocurren naturalmente han revelado que los núclidos radiactivos de número atómico mayor que 82 pertenecen a una u otra de las cadenas o series radiactivas. En otras palabras, estos elementos decaen mediante emisión alfa o beta de acuerdo a patrones definidos. En la Figura 13-2 se da la serie de decaimiento radiactivo del uranio 238. En esta serie, el uranio 238 decae hacia torio 234, el cual decae hacia otro núclido y así sucesivamente hasta que se forma el plomo 206 estable. Otros núclidos pertenecen a otras series.

El conocimiento de las series de decaimiento radiactivo proporciona una manera de estimar la edad de la Tierra. Suponiendo que el uranio 238 se formó cuando se formó la Tierra, entonces una muestra de una roca sin tocar que contenga uranio, contendrá una cierta cantidad de plomo 206. (El producto final de la cadena de decaimiento del uranio 238.) La cantidad de plomo 206 dependerá del tiempo durante el cual el uranio 238 haya estado decayendo. Dado que la vida media del uranio 238 es de 4.5×10^9 años, una medida de las cantidades de uranio 238 y plomo 206 indica la edad de la roca. (En una vida media, 1 g de ^{238}U decaería hasta alrededor de 0.4 g de ^{206}Pb y quedarían alrededor de 0.5 g de ^{238}U .) Usando este método de fechar mediante las rocas y otros métodos similares, se estima que la edad de la Tierra es de alrededor de 4.5 miles de millones de años.

13-4 Detección y peligros de la radiación

La radiactividad se caracteriza por la emisión de radiación alfa o beta y gamma durante el proceso de decaimiento. Esta radiación se usa para detectar e identificar las sustancias radiactivas y puede ser muy peligrosa para los seres humanos. En esta sección se considerará la manera en que puede detectarse la radiación y como puede dañar a las personas.

Las partículas emitidas durante el decaimiento alfa o beta son partículas de muy alta velocidad, alta energía. Estas partículas son lanzadas

general, es posible determinar experimentalmente la vida media de un elemento radiactivo. Un núclido dado tendrá una vida media específica.

Cuando se trabaja con una muestra radiactiva, es importante saber qué tan radiactiva es (qué tan "caliente" es la muestra). El curie es una unidad que se usa para expresar grados de radiactividad. Un curie es una unidad de actividad igual a 3.7×10^{10} desintegraciones por segundo. Puede determinarse la cantidad real en gramos de un material radiactivo que tendrá una actividad de un curie, conociendo la rapi-

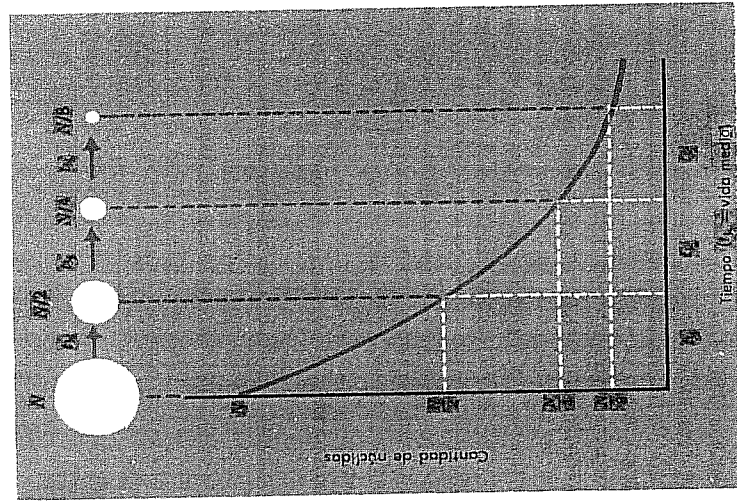


Figura 13-1 Partiendo con una cantidad dada del núcleo radiactivo (N), quedará la mitad de la cantidad después de que ha pasado una vida media. Después de un tiempo igual a una segunda vida media, queda un cuarto de la cantidad original. Después del paso de otra vida media, queda un octavo de la cantidad original. Esto continúa hasta que han decaído todos los núclidos.

dez de decaimiento de un elemento radiactivo. Por ejemplo, 1 g de radio 226 es equivalente a 1 curie. Un curie es una cantidad grande de radiactividad. Normalmente, por seguridad, en el trabajo de laboratorio se usan cantidades radiactivas de un milicurie (10^{-3}) y un microcurie (10^{-6}).

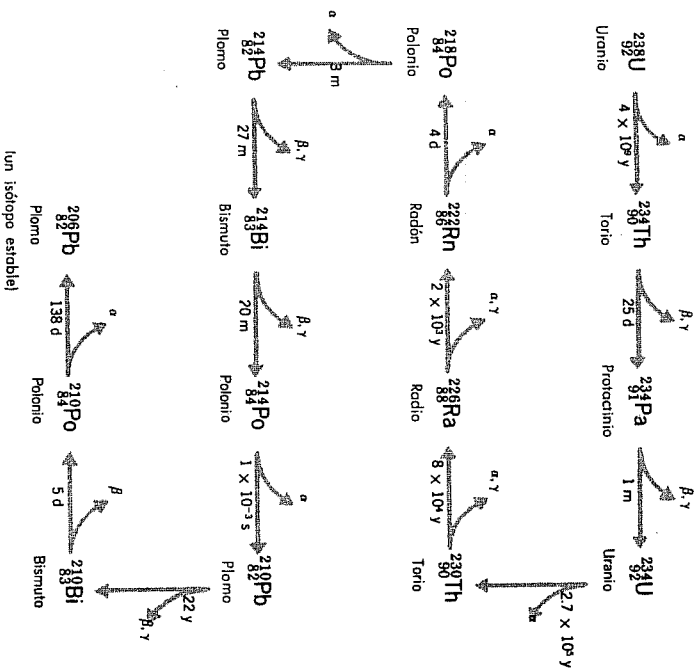


Figura 13-2. Serie de desintegración radiactiva del uranio 238. El número que se encuentra debajo de la flecha significa la vida media del isótopo precedente: a = años, d = días, m = minutos, s = segundos. La flecha pequeña que se curva hacia afuera de cada flecha principal indica la clase (o clases) de radiación emitida por el isótopo precedente. Tomado de *Elements of General and Biological Chemistry* por John Holm, John Wiley and Sons, Nueva York, 1968.

desde el núcleo que está decayendo y viajan hacia afuera, hacia el material que rodea la sustancia radiactiva. Esta interacción conduce a que una partícula alfa o beta provoque que un electrón sea perdido por un átomo o molécula, como se ilustra en la Figura 13-3. En otras palabras, estas partículas pierden sus energías haciendo que los átomos y moléculas se ionicen. El electrón y el ion positivo producidos por esta interacción se llaman pareja iónica. Conforme una partícula alfa o beta pasa a través de la materia, provocará la formación de muchas parejas iónicas. Las partículas más masivas alfa (^4He) son menos penetrantes que las partículas beta (^-_1e) pero producen más parejas iónicas. La partícula alfa típica podría viajar alrededor de 6 cm en el aire y producir alrededor de 4×10^4 parejas iónicas, mientras que una partícula beta típica viajaría 10^6 cm en el aire y produciría alrededor de 2×10^5 parejas iónicas. La radiación gamma consiste del fotón gamma (γ), los cuales son fotones de radiación electromagnética semejante a los rayos X. Las partículas gamma también interactúan con la materia para formar iones y son muy penetrantes. Debido a que la radiación provoca la formación de parejas iónicas en la materia a través de la cual pasa, recibe el nombre de radiación ionizadora.

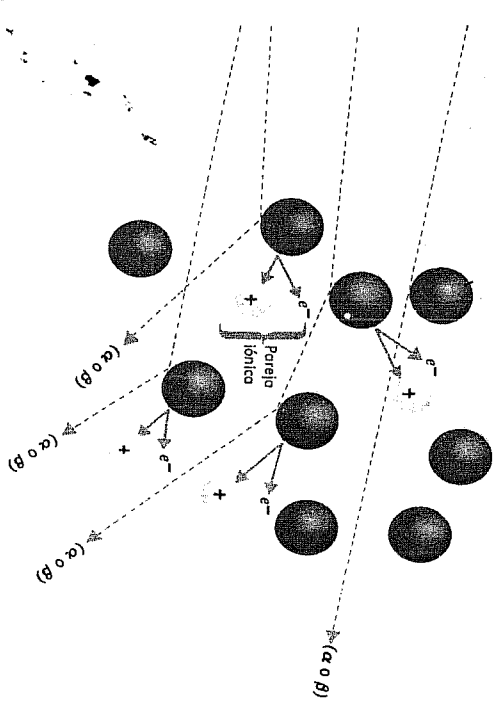


Figura 13-3. Cuando la radiación ionizadora pasa a través de la materia, algunos de los átomos y moléculas se ionizan produciendo una pareja iónica que comprende un electrón y un ion positivo.

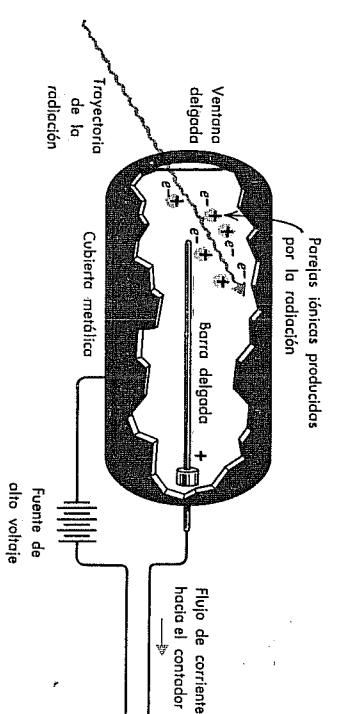


Figura 13-4. Principio de operación de un tubo Geiger-Müller.

La detección de la radiación se basa en su capacidad para formar iones. Un aparato típico usado para detectar la radiación es el tubo Geiger-Müller, el cual se ilustra en la Figura 13-4. El tubo consiste de un cilindro de metal con una ventana delgada (de mica) en uno de sus extremos. El tubo está lleno con un gas especial y tiene una barra delgada de metal en el centro. Usando una fuente externa de potencia, se mantiene una diferencia de voltaje entre la barra y el cilindro. Cuando una partícula de radiación ionizadora entra al tubo, se forman algunas parejas iónicas. Los electrones formados en la ionización son atraídos intensamente hacia la barra central. Estos electrones se mueven hacia la barra con una gran velocidad y, en el proceso, actúan esencialmente como partículas beta, en el sentido de que producen más parejas iónicas. Esto produce un gran número de electrones que fluyen rápidamente

hacia la barra central. Este flujo de electrones es equivalente a una pequeña corriente que pasa a través del tubo. Este flujo de corriente se lleva a un aparato electrónico, llamado contador, que está conectado al tubo. El contador reconoce el flujo de corriente, al cual registra como un evento de ionización provocado por una partícula de radiación. Cada vez que una partícula entra al tubo y provoca la "avalancha" de electrones, el contador registrará el evento. De esta manera, el tubo Geiger-Müller y el contador sirven como un medio para medir la actividad de una sustancia radiactiva. El contador se usa para determinar el número de desintegraciones por segundo o el número de desintegraciones por minuto que están asociadas con una muestra radiactiva. Esta es una forma mediante la cual puede determinarse la vida media de un núcleo radiactivo. La actividad de una muestra, expresada en desintegraciones por segundo, está directamente relacionada a la cantidad de núclidos. De donde, midiendo la actividad de una muestra sobre un período de tiempo y construyendo la gráfica de la actividad contra el tiempo, es posible determinar la vida media del núcleo. Esto se ilustra en la Figura 13-5. Por lo general, un contador es una manera conveniente de determinar la actividad de cualquier sustancia radiactiva.

El efecto ionizador de la radiación es el factor que hace peligrosa la radiación para la vida. La exposición a radiación de demasiada intensidad puede provocar la **enfermedad de la radiación** y la muerte.

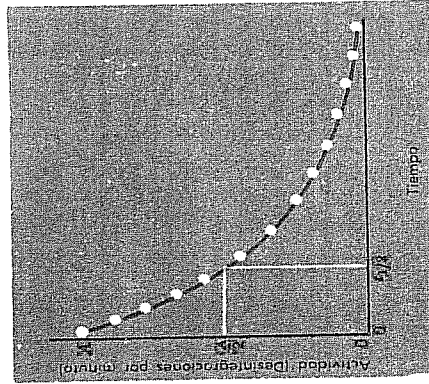


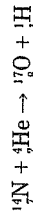
Figura 13-5 Una muestra en la que puede determinarse la vida media por algunos elementos radiactivos es medir la actividad de una muestra a ciertos intervalos de tiempo, hasta que la actividad tiende hacia cero. Estos datos pueden mostrarse en un gráfico como la de la figura. El tiempo correspondiente al punto en el que la actividad es la mitad de la actividad original es la vida media.

Las partículas alfa no pueden penetrar a través de la piel y no son externamente peligrosas. Sin embargo, si se come o se inhala algún emisor de partículas alfa, puede provocar daños severos en el interior del cuerpo. La radiación gamma, los rayos X y los neutrones pueden penetrar en el cuerpo y, en consecuencia, son el tipo más nocivo de radiación. Es importante protegerse contra la exposición indebida a ellos. Las partículas beta pueden penetrar un poco en la piel y provocar quemaduras. La introducción de cualquier fuente de radiación en el cuerpo puede ser peligroso. La radiación ionizadora puede provocar la ionización de varios compuestos en el interior del cuerpo, el cual

entonces no funcionará correctamente. Se piensa que la radiación ionizadora interactúa con el agua de las células del cuerpo para formar agregados atómicos inestables llamados **radicales libres**. Estos radicales libres reaccionan con los componentes vitales de la célula, tales como las enzimas y los cromosomas, evitando así su función normal. Esto conduce a la función defectuosa o a la destrucción de la célula. La sobreexposición a la radiación puede provocar náuseas, vómito y debilidad seguidos por un período (días o semanas) de malestar. Lo anterior es seguido por un período que se caracteriza por debilidad, pérdida de peso, fiebre, diarrea, hemorragia interna y pérdida del cabello. Por último la víctima se recupera lentamente o muere.

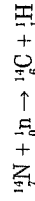
13-5 Transmutaciones nucleares

Una partícula nuclear de alta velocidad puede, bajo ciertas condiciones, chocar con un núcleo para provocar una reacción nuclear, la cual produce un núcleo diferente. Este proceso se llama **transmutación nuclear**. Algunas transmutaciones pueden ocurrir naturalmente, pero muchas son inducidas en el laboratorio de ciencia nuclear. Un ejemplo de una transmutación es



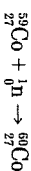
En esta reacción, la partícula nuclear, ${}^4_2\text{He}$, se llama **proyectil** y el ${}^1_7\text{N}$ se llama **núcleo blanco**. (Nótese que las sumas de los números de masa y los números atómicos son las mismas en ambos lados de la ecuación.) El proceso de transmutación comprende una colisión de los núcleos blanco con los proyectiles, lo cual conduce a nuevas combinaciones de neutrones y protones correspondientes a los productos.

Los científicos nucleares han usado las transmutaciones nucleares como un medio para preparar núclidos artificiales que a veces reciben el nombre de **isótopos hechos por el hombre**. Casi todos los núclidos naturales se han usado como blancos y una gran variedad de partículas nucleares, tales como protones (${}^1_1\text{H}$) deuterones (${}^2_1\text{H}$), neutrones (${}^1_0\text{n}$) partículas alfa (${}^4_2\text{He}$) y electrones (${}^0_{-1}\text{e}$), se han usado como proyectiles. Con frecuencia, deben darse a estos proyectiles grandes energías cinéticas, antes de ser lanzados hacia los núcleos blanco. Se usan aparatos aceleradores de partículas, tales como los **ciclotrones**, **aceleradores lineales**, **sincrotrones** y reactores nucleares, para producir los proyectiles. A través de las transmutaciones, los científicos nucleares han sido capaces de producir alrededor de 1000 núcleos artificiales diferentes. Algunos de los núclidos son útiles en la investigación y en la medicina. Por ejemplo, el carbono 14, producido mediante la transmutación



es un isótopo (emisor β) radiactivo del carbono. El carbono 14 puede ser incorporado a los compuestos orgánicos y servir como una **marca radiactiva**. Entonces el carbono radiactivo puede ser seguido a través

de una serie de reacciones químicas. El uso de compuestos marcados proporciona una forma conveniente de estudiar la manera en la que se lleva a cabo una serie de reacciones. Usando el dióxido de carbono marcado con carbono 14, Melvin Calvin fue capaz de realizar un estudio detallado de la fotosíntesis, el proceso mediante el que las plantas convierten el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos. El núcleo artificial radiactivo cobalto 60, el cual se produce por la transmutación



se usa como una herramienta médica para destruir las células cancerosas en el tratamiento del cáncer.

Entre las transmutaciones más interesantes se encuentran aquellas que se usan para producir los llamados elementos hechos por el hombre. El uranio es el elemento de número atómico más alto que se encuentra en la naturaleza. No obstante, llevando a cabo ciertas transmutaciones, los científicos nucleares han sido capaces de producir elementos de número atómico más alto que el uranio. Estos se conocen como **elementos transuránicos**. Las transmutaciones se han realizado usando aceleradores especiales de partículas y con el uranio y otros elementos previamente sintetizados como blancos. En la Tabla 13-4 se dan las transmutaciones mediante las cuales se han producido los elementos transuránicos. Es posible que en el futuro se produzcan más elementos transuránicos.

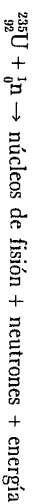
Tabla 13-4 Transmutaciones nucleares usadas para producir elementos transuránicos

Elemento	Número atómico	Reacción
Neptunio, Np	93	${}_{92}^{238}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{93}^{239}\text{Np} + {}_0^0\text{e}$
Plutonio, Pu	94	${}_{92}^{238}\text{U} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{94}^{239}\text{Pu} + {}_0^1\text{n}$ ${}_{92}^{238}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{94}^{240}\text{Pu} + {}_0^0\text{e}$
Americio, Am	95	${}_{94}^{239}\text{Pu} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{95}^{240}\text{Am} + {}_0^0\text{e}$
Curio, Cm	96	${}_{95}^{240}\text{Am} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{96}^{242}\text{Cm} + {}_0^1\text{n}$
Berkelio, Bk	97	${}_{96}^{242}\text{Cm} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{97}^{244}\text{Bk} + {}_0^1\text{n}$
Californio, Cf	98	${}_{96}^{242}\text{Cm} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{98}^{245}\text{Cf} + {}_0^1\text{n}$
Einsteinio, Es	99	${}_{98}^{245}\text{Cf} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{99}^{246}\text{Es} + {}_0^0\text{e}$
Fermio, Fm	100	${}_{99}^{246}\text{Es} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{100}^{247}\text{Fm} + {}_0^0\text{e}$
Mendelevio, Md	101	${}_{100}^{247}\text{Fm} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{101}^{249}\text{Md} + {}_0^1\text{n}$
Nobelio, No	102	${}_{101}^{249}\text{Md} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{102}^{251}\text{No} + {}_0^1\text{n}$
Lawrencio, Lr	103	${}_{102}^{251}\text{No} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{103}^{252}\text{Lr} + {}_0^0\text{e}$
Kurchatovio, Ku *	104	${}_{103}^{252}\text{Lr} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{104}^{253}\text{Ku} + {}_0^0\text{e}$

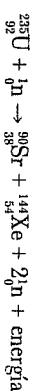
* No oficial.

13-6 Fisión y fusión

Un tipo muy importante de reacción nuclear es la **fisión nuclear**, la cual fue descubierta por Hahn y Strassman en 1938. En la fisión, un neutrón choca con y es capturado por un núcleo pesado, haciendo que el núcleo se vuelva inestable. El núcleo inestable se divide en dos nuevos núcleos mas unos cuantos protones. En la figura 13-6 se ilustra esta fisión. La fisión del uranio 235 puede representarse como



Se producen varios núcleos de fisión, dependiendo de la manera en que se divida el núcleo original. Una fisión típica del ${}_{92}^{235}\text{U}$ es



Cuando ocurre la fisión, se forman los núcleos producto más estables a partir de los núcleos padres menos estables, lo cual conduce a que se produzca una gran cantidad de energía. Esta energía es el aspecto más

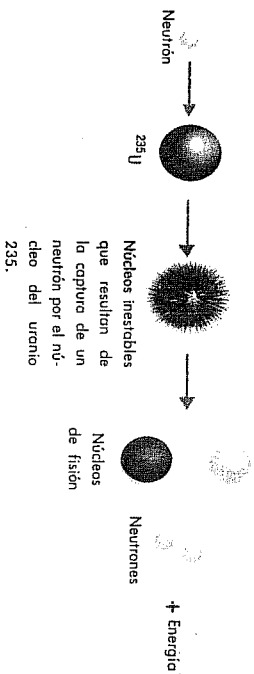


Figura 13-6 Fisión del uranio 235

importante de la fisión, ya que representa la energía nuclear que puede obtenerse llevando a cabo el proceso de fisión. Pueden obtenerse cantidades tremendas de energía mediante la fisión. La fisión de un gramo de uranio 235 produciría alrededor de 2×10^{10} cal de energía. Esto significa que una lb de uranio 235 puede producir tanta energía como la combustión de aproximadamente 1300 toneladas de carbón. La energía de la fisión es la base para la producción de la **energía atómica**.

Algunos de los productos de los procesos de fisión son los neutrones, los cuales son lanzados durante el proceso de fisión y son potencialmente capaces de causar que otros núcleos sufran la fisión. Cada vez que ocurre una fisión, se producen más neutrones y puede llevarse a cabo más fisión. De hecho, cada fisión produce más neutrones que se usan en un proceso de fisión. De donde, si están presentes núcleos suficientes, es posible tener una reacción en cadena no controlada de los procesos de fisión. Esto se ilustra en la figura 13-7. Si están presentes núcleos insuficientes en una muestra de material fisionable (metal uranio 235), entonces escapan neutrones suficientes sin provocar más fisión

y la fisión que avanza lo hace tan lentamente que puede ser controlada. Sin embargo si está presente suficiente material fisionable, puede ocurrir una **reacción en cadena** de fisión autosostenida. La cantidad mínima de material fisionable en la cual una reacción de fisión en cadena puede ser autosostenida se llama **masa crítica** del material. La masa crítica del uranio 235 puro es menor que un kilogramo. Una reacción en cadena de fisión puede llevarse a cabo muy rápidamente y cada proceso de fisión liberará una gran cantidad de energía. Esto explica la tremenda potencia destructiva de las bombas atómicas (bombas de fisión).

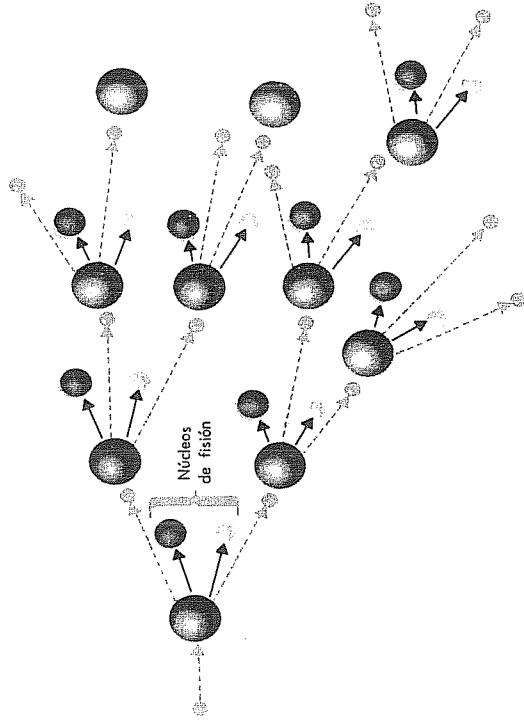


Figura 13-7 Una reacción nuclear en cadena. Los neutrones liberados por el proceso de fisión pueden provocar la fisión de otros núcleos. Ya que cada proceso de fisión produce alrededor del doble de los neutrones necesarios para provocar la fisión, puede producirse una reacción nuclear en cadena cuando están presentes una gran cantidad de núcleos fisionables.

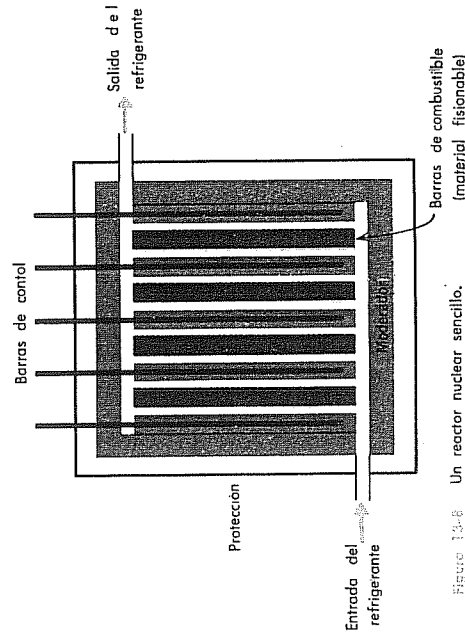
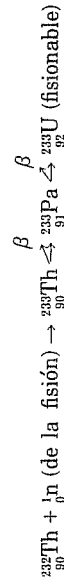
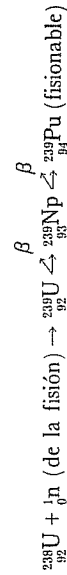


Figura 13-8 Un reactor nuclear sencillo.

Las reacciones nucleares en cadena pueden ser controladas y la energía puede ser utilizada como una fuente de potencia. Un aparato en el que puede realizarse una reacción de fisión autosostenida, bajo condiciones controladas, se llama **reactor nuclear**. La clave para usar la fisión en un reactor es el control del proceso, de manera que no ocurra una explosión nuclear. En la figura 13-8 se ilustra un reactor nuclear típico. Primero, el **combustible nuclear** que contiene cantidades suficientes de material fisionable. Además de uranio 235, los núclidos plútonio 239 y uranio 233 también son fisionables. Segundo, se usa un **moderador** para retardar a los neutrones de la fisión. Comúnmente se usan como moderadores el grafito y el agua pesada (agua con el isótopo hidrógeno 2 en lugar del hidrógeno 1; ${}^2\text{H}_2\text{O}$ en lugar de ${}^1\text{H}_2\text{O}$). Tercero, se usan **barras de control**, hechas de acero al cadmio o al boro, para controlar la fisión. Estas barras son capaces de absorber los neutrones. Por tanto, moviendo estas barras hacia adentro del reactor, es posible controlar cuidadosamente el número de neutrones presentes. Estas barras de control permiten que estén disponibles el número correcto de neutrones sólo para sostener la fisión continua. Cuarto, se hace circular un refrigerante, tal como agua o sodio fundido, alrededor del núcleo del reactor para absorber el calor producido por la fisión. El refrigerante calentado puede usarse para formar vapor, el cual se usa para generar potencia eléctrica. De hecho, este es el propósito de un reactor nuclear para producir potencia eléctrica. Quinto, debe usarse algún material de protección, con el fin de proteger a la gente del núcleo altamente radiactivo del reactor. A menudo, la protección consiste de una gruesa cubierta de concreto alrededor del reactor.

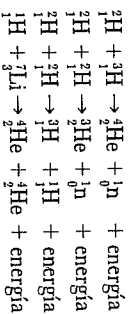
Numerosos reactores nucleares se usan en ciertos países para proporcionar potencia eléctrica. También se usan como fuentes de potencia para submarinos. Los reactores prometen ser una fuente barata de energía útil en un futuro no muy lejano. Ciertos reactores no sólo producen potencia sino también son capaces de producir material fisionable. Los reactores en los que se usa el proceso de fisión para producir más material fisionable se llaman **reactores regenerativos**. Estos reactores funcionan colocando ciertas cantidades de los isótopos naturales uranio 238 y torio 232 en el reactor. Estos isótopos al final se transmutan en núclidos fisionables como se muestra a continuación.



Estos reactores regenerativos tienen el potencial de proveer vastas cantidades de material fisionable.

Otro tipo de proceso de transmutación, el cual puede producir grandes cantidades de energía se llama **fusión**. A altas temperaturas, es posible que algunos núcleos ligeros se fundan entre sí para formar núcleos más pesados. Este proceso de fusión puede producir grandes cantidades de energía. De hecho, la energía producida en el Sol proviene de la fusión. Los científicos nucleares encontraron que las temperaturas producidas durante la fisión (temperaturas termonucleares) eran suficien-

tes para provocar ciertas reacciones de fusión que comprenden varios núclidos de hidrógeno y núclidos de litio, como se muestra en seguida.

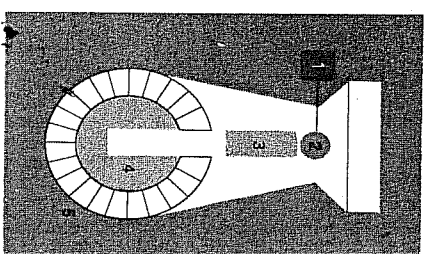


El proceso de fusión puede producir mayores cantidades de energía, para una cantidad dada de material, que el proceso de fisión. La fusión termonuclear no controlada libera una gran cantidad de energía y explica la tremenda potencia destructiva de las bombas termonucleares (bombas H, bombas de hidrógeno o bombas de fisión-fusión). No se ha encontrado aún medio alguno para llevar a cabo un proceso controlado de fusión, de manera que pueda usarse la energía. Sin embargo, se está dedicando mucha investigación al estudio de la fusión controlada y, algún día, es posible que se desarrollen reactores de fusión para proporcionar vastas cantidades de energía a bajo costo.

Bombas nucleares

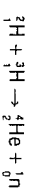
Uno de los usos para la fisión y fusión nucleares está en las armas nucleares. Dado que estos procesos nucleares producen tremendas cantidades de energía, pueden utilizarse en las bombas. Por supuesto, la esperanza es de que estas bombas nunca puedan usarse nuevamente. Sin embargo, es importante examinar como están construidas. Una bomba atómica se basa en la fisión. Cuando se acumula una masa crítica de plutonio ${}^{239}_{94}\text{Pu}$, ocurre una explosión nuclear. En una bomba, se usan porciones de plutonio, cada uno de los cuales es menor que una masa crítica. La bomba se detona, uniendo las porciones de plutonio para formar una masa crítica. A continuación se muestra un esquema de una bomba.

En esta bomba, el detonador, el cual puede controlarse mediante la presión barométrica, hace detonar a la pequeña carga explosiva. Esta detonación fuerza a las dos cargas de plutonio a unirse para formar una masa crítica, conduciendo a una explosión nuclear. El reflector de neutrones hace que éstos regresen hacia el plutonio, consiguiendo así una fisión más eficiente. La explosión ocurre en unas cuantas millonésimas de segundo y la temperatura de la explosión alcanza varios millones de grados. Las primeras bombas atómicas, como las que dejaron caer los Estados Unidos sobre las ciudades japonesas de Hiroshima y Nagasaki, tenían una potencia equivalente a 200 000 toneladas de TNT (trinitrotolueno, un explosivo convencional). En la actualidad, se conocen bombas atómicas con potencial explosivo de hasta 500 000 toneladas de TNT.



1. Detonador de la bomba
2. Carga explosiva (TNT)
3. Cilindro de plutonio
4. Carga de plutonio
5. Reflector de neutrones

La fusión nuclear ocurre a altas temperaturas. Tales temperaturas, llamadas temperaturas termonucleares, son alcanzadas por las bombas atómicas. Bombas más poderosas comprenden la fusión nuclear inducida por la temperatura del proceso de fisión. Tales bombas se llaman bombas termonucleares, bombas de hidrógeno o bombas de fisión-fusión. Estas comprenden una bomba normal de fisión, la cual sirve como una fuente de temperatura para inducir la reacción de fusión



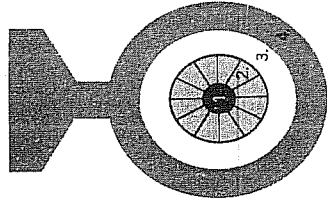
Esta reacción de fusión actúa como un segundo disparador, incrementando la temperatura hasta sobre 10 millones de grados, la cual provoca reacciones adicionales, como



Estas reacciones de fusión producen tremendas cantidades de energía. Estas bombas tienen una potencia explosiva superior a 1 millón de toneladas (megatón) de TNT. En la página siguiente se muestra una representación esquemática de una bomba de fisión-fusión.

La bomba de fisión-fusión de un megatón que explotó sobre el Océano Pacífico en 1958 produjo una bola de fuego de alrededor de 16 kilómetros de diámetro y que se elevó hasta aproximadamente 160 kilómetros de altura. La bola de fuego fue rodeada por una nube en forma de hongo de 960 kilómetros de diámetro. La bomba nuclear más grande que ha sido explorada fue la bomba de 60 megatones detonada por Rusia en 1961.

El poderoso efecto destructivo de las bombas nucleares tiene varias causas. Primero, se producen vastas cantidades de calor, lo cual produce incendios. El destello de luz es mucho más brillante que el Sol. Las fuertes ondas de choque y los vientos producen una destrucción general. Las explosiones nucleares también producen radiación ionizadora, la cual es extremadamente devastadora para la vida. Es más, la radioactividad producida por las explosiones



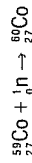
- ${}^2_1\text{H}$ y ${}^3_1\text{H}$ como compuestos de litio
- Bomba de fisión de plutonio
- ${}^3_1\text{Li}$ ${}^3_1\text{H}$ (deuterio de litio)
- Cubierta metálica

nucleares puede permanecer durante años. Incluso en la actualidad, algunos de los isótopos radiactivos, como el estroncio 90, producidos por las bombas nucleares de prueba aún están presentes en el mundo.

Se han fabricado bombas con potencial destructivo mayor que el descrito líneas anteriores. Se encontró que los neutrones de alta energía, formados en una bomba de hidrógeno, podían provocar la fisión del uranio 238 ordinario. Por lo tanto, es posible construir una superbomba, encerrando una bomba de fisión-fusión en una capa de metal uranio. Una bomba así se llama bomba de fisión-fusión-fisión y es más poderosa que una bomba ordinaria de hidrógeno. Estas superbombas tienen potencia destructiva que varía entre los 20 y 60 megatones de TNT. (Todas las bombas usadas en la II Guerra Mundial tuvieron la potencia destructiva de sólo 6 megatones de TNT aproximadamente. Consecuentemente, una superbomba puede tener 10 veces más potencia destructiva que el total de las bombas usadas en la II Guerra Mundial.)

Las bombas sucias son aquellas que se diseñan para producir una cantidad máxima de precipitación radiactiva (productos radiactivos liberados por la explosión).

Si se cubre una superbomba con metal cobalto ordinario, la explosión nuclear puede formar grandes cantidades de cobalto 60 mediante la reacción



El cobalto 60 es un emisor radiactivo beta, gama con una vida media de 5 años. Podría explotarse una bomba de cobalto, de modo que la precipitación se depositara dentro de un radio de muchos kilómetros. El cobalto altamente radiactivo podría eliminar la vida y hacer inhabitable el área por un tiempo de aproximadamente 20 años.

Problemas

- Dar los símbolos para las partículas siguientes:
 - electrón
 - protón
 - neutrón
 - partícula alfa
 - partícula gama (fotón)

- Dar una descripción de la estructura de un núcleo.
- ¿Qué son los isótopos? ¿Qué son los núclidos?
- Definir el número atómico y el número de masa. ¿Cómo puede determinarse el número de neutrones en un núcleo, a partir del número de masa y el número atómico?
- Dar el símbolo usado para representar los núclidos siguientes:
 - carbono 14
 - oxígeno 16
 - uranio 238
 - radio 226
 - potasio 40
- Determinar el número de neutrones en los núcleos de cada uno de los núclidos del Problema 5.
- Definir la radiactividad.
- Explicar el decaimiento a través de partículas alfa, en términos de lo que sucede al núcleo padre.
- Explicar el decaimiento a través de partículas beta, en términos de lo que sucede al núcleo padre.
- Dar la ecuación nuclear para los casos siguientes:
 - ${}^{48}_{20}\text{Ca}$ (decaimiento β)
 - ${}^{238}_{92}\text{U}$ (decaimiento α)
 - ${}^{14}_6\text{C}$ (decaimiento β)
 - ${}^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + {}^4_2\text{He}$
 - ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^4_2\text{He}$
- ¿Qué es la emisión de rayos gamma?
- Dar una definición de la vida media de un núcleo radiactivo.
- ¿Cuáles de los elementos son naturalmente radiactivos y no tienen isótopos estables?
- Describir lo que sucede cuando la radiación pasa a través de la materia.
- ¿Por qué es peligrosa la radiación para los humanos? ¿Cuál tipo de radiación es la más peligrosa?
- ¿Qué es una transmutación nuclear?
- Completar las ecuaciones siguientes que representan transmutaciones nucleares.
 - ${}^{23}_{11}\text{Na} + {}^1_0\text{n} \rightarrow \text{---} + \gamma$
 - ${}^{35}_{17}\text{Cl} + \text{---} \rightarrow {}^{35}_{16}\text{S} + {}^1_1\text{H}$
 - ${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{24}_{11}\text{Na} + \text{---}$
 - ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + \text{---}$
 - ${}^7_3\text{Li} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + \text{---}$

18. ¿Qué son los elementos hechos por el hombre?
19. Dar una descripción del proceso de fisión.
20. ¿Qué es masa crítica?
21. Dar una descripción de los componentes básicos de un reactor nuclear.
22. Dar una descripción del proceso de fusión.

Apéndice I

Repaso de matemáticas

En química a veces es necesario llevar a cabo cálculos aritméticos con números. Los números usados comúnmente consisten de sucesiones de dígitos decimales con un punto decimal (273.16, 0.0821) o, si no se tienen dígitos a la derecha del punto decimal, el punto no se incluye en el número (27 376 025). La mayoría de los números con los que se trata se llaman números positivos, pero algunos son números negativos, ya que son valores menores que cero en la escala de los números. Los números negativos se denotan mediante un signo negativo (-30 , -76.25). Normalmente, los números usados en química son constantes o mediciones. De donde, tienen unidades asociadas con ellos.

$$273 \text{ }^{\circ}\text{K} \quad 26.2 \text{ g} \quad 25 \text{ ml} \quad 0.521 \text{ m}$$

Adición. Cuando se suman números, siempre se alinean los puntos decimales correctamente:

$$\begin{array}{r} 153.6 \\ 6.2 \\ \hline 12.4 \end{array} \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \text{sumandos}$$

$$172.2 \text{ suma}$$

Cuando se suman números con unidades, téngase cuidado de que los números tengan las mismas unidades. En tales casos, la suma tendrá las mismas unidades que los sumandos.

$$\begin{array}{r} 273 \text{ }^{\circ}\text{K} \\ 25 \text{ }^{\circ}\text{K} \\ \hline 298 \text{ }^{\circ}\text{K} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 700 \text{ torr} \\ 20 \text{ torr} \\ \hline 40 \text{ torr} \end{array}$$

$$760 \text{ torr}$$

Sustracción. Cuando se restan números, siempre se alinean los puntos decimales y se tiene cuidado de que las unidades sean las mismas.

$$760 \text{ torr} - 24 \text{ torr}$$

$$\begin{array}{r} 760 \text{ torr} \\ - 24 \text{ torr} \\ \hline 736 \text{ torr} \end{array} \qquad \begin{array}{r} \text{minuendo} \\ \text{sustraendo} \\ \hline \text{diferencia} \end{array}$$

Multiplicación. La operación de multiplicación se representa en varias maneras diferentes.

$$ab \quad a \times b \quad a(b) \quad (a)(b) \quad \frac{a}{b}$$

Cuando se multiplican números

$$\begin{array}{r} 24.2 \\ 2.1 \\ \hline 242 \\ 484 \\ \hline 50.82 \end{array} \left. \begin{array}{l} \text{factores} \\ \text{producto} \end{array} \right\}$$

el número de dígitos a la derecha del punto decimal en el producto es igual a la suma del número de dígitos a la derecha del punto decimal en cada factor.

Elevar al cuadrado un número significa multiplicar el número por sí mismo. El cuadrado se representa por un superíndice dos en seguida del número.

$$(2.2)^2 = (2.2)(2.2) = 4.84$$

Elevar un número al cubo significa multiplicar el número por sí mismo tres veces. El cubo se representa por un superíndice tres en seguida del número.

$$(1.2)^3 = (1.2)(1.2)(1.2) = 1.728$$

Cuando se multiplican números con unidades, las unidades se vuelven parte del producto.

$$(2.2 \text{ l})(1.3 \text{ atm}) = 2.86 \text{ l atm}$$

Cuando se eleva al cuadrado o al cubo un número con una unidad, la unidad también se eleva al cuadrado o al cubo.

$$\begin{aligned} (2 \text{ g})^2 &= 4 \text{ g}^2 \text{ (léase como 4 gramos cuadrados)} \\ (3 \text{ cm})^3 &= 27 \text{ cm}^3 \text{ (léase como 27 centímetros cúbicos)} \end{aligned}$$

Del mismo modo, cuando se multiplican números con las mismas unidades, las unidades se multiplican y expresan como parte del producto.

$$(3.5 \text{ m})(20 \text{ m}) = 70 \text{ m}^2 \text{ (léase como 70 metros cuadrados)} \\ (4 \text{ cm})(2 \text{ cm})(3 \text{ cm}) = 24 \text{ cm}^3 \text{ (léase como 24 centímetros cúbicos)}$$

División. La operación de división es la inversa de la operación de multiplicación. La división comprende la determinación de cuántas veces está contenido un número en otro. Esto puede denotarse de varias maneras.

$$a \overline{)b} \quad a \div b \quad a/b \quad \frac{a}{b}$$

Cuando se divide un número entre otro

$$\begin{array}{r} 11 \\ \text{cociente} \\ 8 \overline{)93} \\ \underline{8} \\ 13 \\ \underline{8} \\ 5 \\ \text{residuo} \end{array}$$

es posible realizar los cálculos para obtener un cociente de cualquier número deseado de dígitos. El punto decimal en el cociente puede hallarse moviendo el punto decimal completamente en el divisor, de modo que todos los dígitos queden a la izquierda y moviendo el punto decimal en el dividendo el mismo número de posiciones.

$$\begin{array}{r} 24. \\ 625 \overline{)15,000} \\ \underline{1250} \\ 2500 \\ \underline{2500} \end{array}$$

A menudo se expresa la operación de división como una fracción.

$$\frac{a}{b} \text{ numerador} \\ \text{denominador}$$

Cuando se dividen números con unidades, las unidades del resultado se expresan como una fracción.

$$\frac{50 \text{ g}}{25 \text{ ml}} = \frac{2 \text{ g}}{\text{ml}} \text{ (las partes numéricas se dividen y las unidades se expresan como una fracción)}$$

$$\frac{75 \text{ millas}}{50 \text{ hr}} = \frac{150 \text{ millas}}{\text{hr}}$$

Una fracción se puede leerse como 150 millas por hora. A veces se usa el signo / para denotar la palabra "por", como en 150 millas/hora. Cuando las unidades en el numerador y el denominador son las mismas, se cancelan.

$$\frac{250 \text{ g}}{25 \text{ g}} = 10$$

Multiplicación de fracciones. Puede determinarse el producto de dos o más fracciones, encontrando el producto de todos los numeradores y dividiendo éste entre el producto de todos los denominadores.

$$\left(\frac{30}{2}\right)\left(\frac{3}{5}\right)\left(\frac{5}{6}\right)\left(\frac{2}{5}\right) = \left(\frac{900}{300}\right) = 3$$

Cuando se multiplica una serie de fracciones que comprenden unidades, las unidades del resultado se determinan multiplicando, dividiendo y cancelando las unidades de los factores.

$$\left(\frac{35 \cancel{\text{¢}}}{1 \cancel{\text{ggal}}}\right) \left(\frac{1 \cancel{\text{gal}}}{20 \text{ millas}}\right) = 1.75 \cancel{\text{¢}} = 1 \text{ milla}$$

$$40 \cancel{\text{hr}} \left(\frac{60 \cancel{\text{min}}}{1 \cancel{\text{hr}}}\right) \left(\frac{60 \cancel{\text{seg}}}{\cancel{\text{min}}}\right) = 144\,000 \text{ seg}$$

Recíproco o inverso (multiplicativo). Si el producto de dos números o cantidades es uno, entonces cada uno recibe el nombre de recíproco o inverso multiplicativo del otro:

5 y $\frac{1}{5}$ son inversos entre sí, ya que

$$5 \times \frac{1}{5} = 1$$

$\frac{3}{4}$ y $\frac{4}{3}$ son recíprocos, ya que

$$\frac{3}{4} \times \frac{4}{3} = 1$$

El recíproco o inverso de una fracción se encuentra intercambiando las posiciones del numerador y el denominador o "invirtiendo la fracción".

Por lo tanto, el recíproco de $\frac{2}{3}$ es $\frac{3}{2}$ y el recíproco de

$$\left(\frac{32.0 \text{ g}}{1 \text{ mol}}\right) \text{ es } \left(\frac{1 \text{ mol}}{32.0 \text{ g}}\right)$$

Cuando se divide una cantidad entre una fracción, el resultado puede obtenerse multiplicando la cantidad por el recíproco de la fracción.

$$C = c \left(\frac{b}{a}\right)$$

Por ejemplo, $\frac{3}{1} = 3 \left(\frac{2}{1}\right) = 6$

Cuando se trata con números que tienen unidades, las unidades se llevan junto con la inversión y las unidades de la respuesta se determinan en la manera usual.

$$\frac{20 \cancel{\text{g}}}{\left(\frac{5 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{ml}}}\right)} = 20 \cancel{\text{g}} \left(\frac{1 \cancel{\text{ml}}}{5 \cancel{\text{g}}}\right) = 4 \text{ ml}$$

$$\frac{64 \cancel{\text{g}}}{\left(\frac{32 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{mol}}}\right)} = 64 \cancel{\text{g}} \left(\frac{1 \cancel{\text{mol}}}{32 \cancel{\text{g}}}\right) = 2 \text{ moles}$$

Dígitos significativos. Cuando los números se obtienen a partir de mediciones, no son números exactos. Las mediciones nunca son exactas, ya

que el número de dígitos expresados en una medida depende de los límites del instrumento de medición usado. Por ejemplo, si se encuentra que la longitud de un objeto es de 152 mm, usando una regla graduada en milímetros, puede decirse que se conoce la longitud hasta el milímetro más próximo, el cual es la unidad de medición menor sobre la regla. La incertidumbre en la medición está en el último dígito que se lee con base en la unidad de medición menor sobre el instrumento. Todos los dígitos en una medida, incluyendo el último dígito, se llaman dígitos significativos. Cuando se trata con números obtenidos de mediciones, se aplican las reglas siguientes:

1. Todos los dígitos diferentes de cero son significativos: 525.2 g (4 dígitos significativos).
2. Ceros entre dígitos diferentes de cero son significativos: 2005 seg (4 dígitos significativos).
3. Ceros a la izquierda de dígitos diferentes de cero nunca son significativos pero se usan para indicar la posición del punto decimal: 0.0123 m (3 dígitos significativos).
4. Cuando un número termina en ceros, los ceros no son significativos, a menos que se especifique lo contrario: 3200 mg (a menos que se indique lo contrario, sólo se tienen 2 dígitos significativos en esta medida).

Cuando se hace una medición, debe expresarse el número apropiado de dígitos, lo cual depende del instrumento de medición. Si una medición llega a terminar en ceros, téngase cuidado de hacer notar que esos ceros son significativos.

Redondeo. A veces resulta apropiado expresar unos cuantos dígitos menos que el número de dígitos en una medición o resultado calculado. Esto se hace redondeando el número al número deseado de dígitos. Las reglas para el redondeo de los números son las siguientes:

1. Si el primer dígito que sigue a los dígitos que van a conservarse es menor que cinco, los dígitos que van a conservarse no se alteran.
2. Si el primer dígito que sigue a los dígitos que van a conservarse es mayor que cinco, el último dígito de los que se conservan se incrementa en uno.
3. Si el primer dígito que sigue a los dígitos que van a conservarse es cinco y le siguen ceros, el último dígito que se conserva se incrementa en uno si es impar y sigue siendo el mismo si es par.

Unos cuantos ejemplos de redondeo son:

Redondear 127.63 hasta 4 dígitos — 127.6 (regla 1)

Redondear 251.7 hasta 3 dígitos — 252 (regla 2)

Redondear 15.999 hasta 4 dígitos — 16.00 (ceros significativos — regla 2)

Redondear 0.0255 hasta 2 dígitos — 0.026 (regla 3)

Redondear 122.5 hasta 3 dígitos — 122 (regla 3)

El número de dígitos y la posición del punto decimal en un resultado calculado. Cuando se lleva a cabo un cálculo, surge la pregunta referente a cuántos dígitos significativos debe tener la respuesta. Como los factores que intervienen tienen números específicos de dígitos significativos, el resultado calculado que se obtiene a partir de los factores debe tener un número específico de dígitos significativos. El número de dígitos en un resultado que se calcula por adición o sustracción depende de la posición del punto decimal. El resultado no puede tener más dígitos significativos hacia la derecha del punto decimal que el factor con el menor número de dígitos a la derecha del punto decimal. Con frecuencia, se lleva un dígito extra y el resultado se redondea hasta el número correcto de dígitos.

- 16.00 (2 dígitos después del punto decimal)
2.016 (3 dígitos después del punto decimal)
 18.016 → la respuesta es 18.02, ya que el resultado sólo puede tener 2 dígitos después del punto decimal
- 12.02 (2 dígitos después del punto decimal)
 6.048 (3 dígitos después del punto decimal)
16.00 (2 dígitos después del punto decimal)
 34.048 → la respuesta es 34.05, ya que el resultado sólo puede tener 2 dígitos después del punto decimal

El número de dígitos permitidos en un resultado que se obtiene cuando se multiplican y dividen factores **depende de las incertidumbres relativas** de los factores. En realidad, la incertidumbre en cada factor contribuye a la incertidumbre en el resultado. Una regla general para determinar el número de dígitos en un resultado que se obtiene por multiplicación y división es que el resultado no puede tener más dígitos significativos que el factor con el menor número de dígitos significativos. Desafortunadamente, existen excepciones a esta regla, pero, para nuestros propósitos, normalmente indicará el número apropiado de dígitos necesarios en la respuesta.

En seguida se dan algunos ejemplos de esta regla.

- $25 \left(\frac{2.72}{3.27} \right) = 21$ La respuesta debe tener dos dígitos significativos, dado que el factor menos exacto (25) sólo tiene dos dígitos.
- 1.016 $\left(\frac{52.7}{262} \right) \left(\frac{10.52}{0.998} \right) = 2.16$ La respuesta debe tener tres dígitos, ya que los factores menos exactos tienen tres dígitos.

Algunos factores comprenden números puros que deben descartarse cuando se determina el número de dígitos en la respuesta.

$$64.0 \cancel{g} \left(\frac{1 \cancel{\text{mol}} \text{O}_2}{32.0 \cancel{g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{mol}} \text{O}_2} \right) = 4.00 \text{ moles H}_2\text{O}$$

El 1 en el segundo factor y el 2 y el 1 en el tercer factor son números puros y no afectan el número de dígitos en el resultado calculado. Un número puro es un número exacto y, por lo tanto, tiene un número infinito de dígitos implicados.

En un cálculo que comprende la multiplicación de varios factores, la posición del punto decimal en el resultado no siempre es obvia. Puede facilitarse la colocación del punto decimal, expresando los números que intervienen en la forma de notación científica y, a continuación, separando las potencias de diez de los otros números. Algunos ejemplos son:

- (460)(0.00021)
 (4.60 × 10²)(2.1 × 10⁻⁴) Expresar los números en notación científica.
- (4.60 × 2.1)(10² × 10⁻⁴) Rearreglar para agrupar las potencias de diez.
 9.7 × 10⁻² o 0.097 Respuesta.
- (7.60)(273)(0.0821)(5.25)
 (7.60 × 10²)(2.73 × 10²)(8.21 × 10⁻²)(5.25) Expresar los números en notación científica.
- (7.60 × 2.73 × 8.21 × 5.25)(10² × 10² × 10⁻²) Rearreglar para agrupar las potencias de diez.
 895 × 10² o 8.95 × 10⁴ Respuesta.

La posición del punto decimal en un cálculo en el que interviene la división puede determinarse de modo semejante.

$$\frac{862}{0.032} \quad \text{Expresar los números en notación científica.}$$

$$8.62 \times 10^2$$

$$3.2 \times 10^{-2}$$

$$\left(\frac{8.62}{3.2} \right) \left(\frac{10^2}{10^{-2}} \right) \quad \text{Rearreglar para agrupar las potencias de diez.}$$

$$\left(\frac{8.62}{3.2} \right) 10^{2-(-2)} = \left(\frac{8.62}{3.2} \right) 10^{2+2} = \left(\frac{8.62}{3.2} \right) 10^4 = 2.7 \times 10^4$$

Cuando los cálculos comprenden varias multiplicaciones y divisiones, los términos en el numerador y el denominador pueden tratarse por separado y, después, combinarse para obtener el resultado.

$$30.0 \left(\frac{405}{298} \right) \left(\frac{760}{721} \right)$$

$$3.00 \times 10^1 \left(\frac{4.05 \times 10^2}{2.98 \times 10^2} \right) \left(\frac{7.60 \times 10^2}{7.21 \times 10^2} \right) \quad \text{Expresar los términos en notación científica.}$$

$$(3.00 \times 4.05 \times 7.60)(10^1 \times 10^2 \times 10^2) \quad \text{Rearreglar para separar las potencias de diez.}$$

$$(2.98 \times 7.21)(10^2 \times 10^2) = 4.30 \times 10^4$$

A menudo, los cálculos como los anteriores se realizan usando una regla de cálculo. La regla de cálculo es muy buena para los cálculos que comprenden factores que tienen números expresados hasta la aproximación de la regla de cálculo o menos. (La aproximación de la regla de cálculo

se refiere al número de dígitos que pueden leerse sobre ella — tres dígitos o números significativos empezando con cualquiera de los dígitos del dos al nueve y cuatro dígitos significativos para los números que empiezan con el dígito uno.) Por lo general, la regla de cálculo puede usarse para determinar los dígitos en la respuesta hasta su propia aproximación, pero la posición del punto decimal debe determinarse por separado, en la forma antes descrita. Empero, el proceso puede simplificarse, redondeando los números que intervienen hasta un dígito para obtener una aproximación de la respuesta. Dado que los dígitos reales en la respuesta se determinan con la regla de cálculo, la posición del punto decimal en la respuesta real será la misma que en la respuesta aproximada. Algunos ejemplos son:

$$30.0 \left(\frac{405}{298} \right) \left(\frac{760}{721} \right) = 430$$

$$3 \times 10^1 \left(\frac{4 \times 10^2}{3 \times 10^2} \right) \left(\frac{8 \times 10^3}{7 \times 10^2} \right)$$

$$\left(\frac{3 \times 4 \times 8}{3 \times 7} \right) \left(\frac{10^1 \times 10^2 \times 10^3}{10^2 \times 10^2} \right) = 4 \times 10^1 \quad \text{Respuesta aproximada.}$$

Como la respuesta aproximada es 4×10^1 , la respuesta real debe ser 4.30×10^1 .

$$\left(\frac{0.500}{0.0821} \right) \left(\frac{1.237}{300} \right) = 251$$

$$\left(\frac{5 \times 10^{-1}}{8 \times 10^{-2}} \right) \left(\frac{1}{3 \times 10^2} \right) = \left(\frac{5}{8 \times 3} \right) \left(\frac{10^{-1}}{10^{-2} \cdot 10^2} \right)$$

$$\left(\frac{5}{24} \right) 10^1 = 0.2 \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-1} \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-2}$$

Como la respuesta aproximada es 2×10^{-2} , la respuesta real debe ser 2.51×10^{-2} ó 0.0251 .

Estos son los dígitos en la respuesta. La posición del punto decimal se determina calculando la respuesta aproximada.

$$1.873 \left(\frac{293}{273} \right) \left(\frac{760}{776} \right) (22.4) = 440$$

$$2 \left(\frac{3 \times 10^2}{3 \times 10^2} \right) \left(\frac{8 \times 10^2}{8 \times 10^2} \right) (2 \times 10^1) = 4 \times 10^1$$

Como la respuesta aproximada es 4×10^1 , la respuesta real debe ser 4.40×10^1 ó 44.0 .

$$276 \left(\frac{425}{0.00376} \right) \left(\frac{0.0237}{3250} \right) (52.5) = 1192$$

$$3 \times 10^2 \left(\frac{4 \times 10^2}{4 \times 10^{-3}} \right) \left(\frac{2 \times 10^{-2}}{3 \times 10^3} \right) (5 \times 10^1)$$

Estos son los dígitos en la respuesta hasta la aproximación de la regla de cálculo. La posición del punto decimal se determina calculando la respuesta aproximada.

$$\left(\frac{3 \times 4 \times 2 \times 5}{3 \times 4} \right) \left(\frac{10^2 \times 10^2 \times 10^{-2} \times 10^1}{10^{-3} \times 10^3} \right) = 10 \times 10^2$$

Como la respuesta aproximada es 10×10^2 , la respuesta real debe ser 11.92×10^2 ó $1.192 \times 10^3 \times 10^2 = 1.192 \times 10^4$.

Apéndice II

Ecuación unitaria y resolución de problemas

Siempre que hacemos una medición de alguna propiedad asociada con un objeto o un fenómeno, es importante expresar siempre la medida en la forma de un número y una unidad. La unidad indica la referencia definida contra la cual se compara la medición. Una medida sin una unidad no siempre comunica el significado que se desea. La inclusión de las unidades de medida es muy útil, cuando las medidas se usan en los cálculos. En la química, a menudo se desea describir una observación de modo que incluya combinaciones de propiedades fundamentales. Estas combinaciones tendrán más de una unidad y a menudo se expresan en términos de una cierta magnitud de una propiedad, comparada con una magnitud fija de otra. Como un ejemplo, considérese como se expresa normalmente la rapidez de un movimiento. Cuando se desea expresar la velocidad, no se dan por separado la distancia recorrida y el tiempo transcurrido sino que, en lugar de ello, se da la magnitud de la distancia recorrida en una unidad específica de tiempo. Es decir, en lugar de decir que una velocidad fue de 100 kilómetros en 2 horas o de 25 kilómetros en 1/2 hr, normalmente se expresaría esa velocidad como 50 kilómetros por hora o 50 kilómetros/hr, o bien,

$$\left(\frac{50 \text{ kilómetros}}{1 \text{ hr}} \right)$$

Se expresaría la distancia recorrida por unidad de tiempo. Esta expresión de una observación por cantidad unitaria de otra es simplemente una manera conveniente de dar una relación entre las dos propiedades. Las expresiones que relacionan las propiedades entre sí son muy importantes en la química. De hecho, tales expresiones son bastante comunes en la vida cotidiana. Por ejemplo, cuando compramos manzanas en el mercado, el precio se da en términos del costo por kilogramo. En otras palabras, el precio se da en términos de la cantidad de dinero por cantidades unitaria (kilogramo).

Con frecuencia, una medida puede expresarse en términos de más de una unidad. Las distancias pueden medirse y expresarse en centímetros, metros o kilómetros. Obviamente, una distancia dada sería la misma sin importar que unidad se use para expresar la medida de la distancia. Comúnmente se define o puede deducirse la relación entre dos

unidades diferentes usadas en la medición de la misma propiedad. Por ejemplo, la relación entre los pies y las pulgadas puede expresarse como

$$1 \text{ pie} = 12 \text{ pulg}$$

Esta relación podría expresarse en una forma de cantidad por cantidad unitaria, como

$$\left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \right) \text{ (léase: 12 pulgadas por pie)}$$

Esto se conoce como factor de conversión. Cualquier relación entre dos unidades usadas para medir la misma propiedad puede expresarse en esta forma. ¿Qué beneficio nos proporciona el expresar tales relaciones en la forma de factores de conversión? Como se verá, estos factores son muy útiles en la química, cuando se tienen que resolver problemas numéricos. Cuando una cantidad se multiplica por un factor de conversión, no se cambia fundamentalmente. Sin embargo, no se efectuaría esta multiplicación sin una razón. Pueden usarse los factores de conversión que expresan una relación entre unidades para convertir una medida expresada en términos de una unidad, a una forma que expresa la medida en términos de otra unidad. Multiplicando una medida por un factor de conversión, no alteraría fundamentalmente la medida, sino sólo la cambiaría de una unidad a otra. Por supuesto, convertir una medida de una unidad a otra cambia la parte numérica de la medida así como la unidad.

Ejemplo A-1 Expresar la medida 2.00 pies en pulgadas.

Esta medida en pies puede convertirse a pulgadas, multiplicando la medida por el factor de conversión que expresa la relación entre las pulgadas y los pies.

$$2.00 \text{ pie} \left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \right) = 24.0 \text{ pulg}$$

Nótese que los unidades que no se desean (pies) se cancelan y que las partes numéricas de la medida y el factor se multiplican, de manera que la medida puede expresarse en términos de un cierto número de pulgadas.

Como puede verse en el ejemplo anterior, es muy importante incluir las unidades en una medida y cualquier factor usado en los cálculos. Incluyendo las unidades, puede tenerse la seguridad de que se cancelan las unidades que no se desean y que se conserva la unidad apropiada. Téngase presente que las unidades pueden tratarse como cantidades algebraicas y, por lo tanto, es posible cancelar, multiplicar y dividir unidades. El tratamiento de las unidades en los cálculos es muy importante pero puede ser confuso. Cuando la misma unidad aparece en el numerador y el denominador de un cálculo, puede cancelarse. Cuando la misma unidad aparece en dos o más factores que intervienen en operaciones de multiplicación, las unidades pueden multiplicarse para formar unidades cuadradas, unidades cúbicas, etc. Por ejemplo, en el cálculo

$$3.00 \text{ pie} \left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \right) 10.00 \text{ pulg} = 360 \text{ pulg}^2$$

los pies se cancelan y las pulgadas se multiplican y expresan como pulg² (pulgadas cuadradas). Las partes numéricas de los factores se manipulan en la forma aritmética normal.

Muchos problemas en la química pueden resolverse mediante el uso de los factores de conversión. Cualquier cantidad puede multiplicarse por cualquier número de estos factores sin cambiarla fundamentalmente. Las relaciones que expresan la cantidad de una propiedad por cantidad unitaria de otra también son factores de conversión, ya que representan una equivalencia entre las dos propiedades. Por ejemplo, cuando se da una velocidad, tal como

$$\left(\frac{50.0 \text{ mi}}{1 \text{ hr}}\right)$$

ésto indica que 50.0 mi es la distancia recorrida en 1 hr. De donde, una expresión como ésta puede considerarse como un factor de conversión de propiedad y puede usarse para convertir de una propiedad a otra.

Ejemplo A-2 Si un automóvil está viajando a una velocidad media de 50.0 km/hr, ¿cuántos metros recorrerá en 2.00 horas?

Este problema puede resolverse, convirtiendo el tiempo al número de kilómetros, usando la velocidad como un factor. Entonces puede convertirse la distancia en kilómetros a metros, usando el factor de conversión que relaciona los metros con los kilómetros (1000 m/km)

$$2.00 \text{ hr} \left(\frac{50.0 \text{ km}}{1 \text{ hr}}\right) \left(\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}\right) = 1 \times 10^5 \text{ m}$$

Nótese que se cancelan las unidades que no se desean y que se conserva la unidad deseada. Además, los números que intervienen se usan para calcular la parte numérica de la respuesta.

Con frecuencia, un factor de conversión se expresa en términos de una cantidad por cantidad unitaria de otra. Sin embargo, cualquier factor de conversión puede expresarse en una forma que sea el recíproco de la forma normal. El recíproco de una cantidad X es $1/X$. A veces, el recíproco, $1/X$, recibe el nombre de inverso de X . El recíproco o inverso de un factor se forma, intercambiando el numerador con sus unidades y el denominador con sus unidades. Muy a menudo se necesita el recíproco de un factor para resolver un problema. Por ejemplo, puede expresarse la relación entre los pies y las pulgadas como

$$\left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}}\right)$$

o en la forma recíproca que se encuentra invirtiendo el factor anterior.

$$\left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}\right)$$

La forma en que se expresa un factor depende de la manera en que se desea usarlo. Es decir, el primer factor anterior puede usarse en la con-

versión de una medida de pies a pulgadas, mientras que el segundo factor puede usarse en la conversión de una medida de pulgadas a pies.

Ejemplo A-3 Expresar la medida de 72.0 pulg en términos de yardas. Esta medida puede convertirse a yardas mediante el uso del factor que relaciona los pies y las pulgadas y el factor que relaciona las yardas y los pies.

$$\left(\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}}\right) \text{ y } \left(\frac{3 \text{ pies}}{1 \text{ yarda}}\right)$$

Debe decidirse si se desean los factores en esta forma o en la forma recíproca. Por supuesto, ésto depende de las unidades que deben cancelarse y las que deben conservarse. Dado que se desea convertir la medida en pulgadas a yardas, se requerirá que se cancelen las pulgadas y los pies. De donde, deben usarse los factores unitarios en las formas recíprocas.

$$\left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}\right) \text{ y } \left(\frac{1 \text{ yarda}}{3 \text{ pies}}\right)$$

Usando estos factores, la conversión se realiza como sigue:

$$72.0 \text{ pulg} \left(\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}\right) \left(\frac{1 \text{ yarda}}{3 \text{ pies}}\right) = 2.00 \text{ yardas}$$

Siempre que se resuelve un problema por el procedimiento del factor de conversión, debe decidirse que factores se necesitan y si los factores se usan en una forma o en su forma recíproca. Esta decisión depende de cuales unidades van a cancelarse y que unidad se desea en la respuesta final. Cuando el problema se plantea, deben resultar las unidades deseadas. Si no es así, probablemente el problema no se plantó correctamente o no se usaron las unidades apropiadas en todos los factores. El problema se plantea, dando la cantidad que va a convertirse y, a continuación, multiplicando esta cantidad por los factores necesarios. La elección de los factores depende del problema. Comúnmente, resulta conveniente encerrar estos factores en grandes paréntesis, de modo que puedan establecerse con facilidad los números y las unidades a partir de los de los otros factores.

Ejemplo A-4 ¿Cuántos minutos requerirá un automóvil para recorrer 5.00 km, si la velocidad media del automóvil es de 50.0 km/hr?

Se desea que la respuesta tenga unidades de minutos. La distancia recorrida está dada en kilómetros y la velocidad en kilómetros por hora. Puede usarse el recíproco de la velocidad para convertir la distancia al tiempo requerido en horas. Entonces puede convertirse el número de horas al número de minutos, usando el factor unitario que relaciona los minutos y las horas (60 min/hr). Los factores unitarios que deben usarse son

$$\left(\frac{1 \text{ hr}}{50.0 \text{ mi}}\right) \text{ y } \left(\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ hr}}\right)$$

La sucesión de conversiones que se usa para convertir la distancia recorrida al número de minutos requeridos debe ser

$$\text{kilómetros} \longrightarrow \text{horas} \longrightarrow \text{minutos}$$

El planteamiento de la conversión debe ser

$$5.00 \text{ mi} \left(\frac{1 \text{ hr}}{50.0 \text{ mi}} \right) \left(\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ hr}} \right) = 6.00 \text{ min}$$

Nótese que las unidades se cancelan para dar las unidades deseadas en la respuesta y que las partes numéricas de los factores se usan para calcular la parte numérica de la respuesta.

Problema A-1 Si la velocidad media de un automóvil es de 60 km/hr, ¿cuántos kilómetros recorrerá en 10.00 seg? (Respuesta: 0.1667 km).

Apéndice III

Algunos factores de conversión útiles

Inglés a métrico Métrico a inglés

Longitud

1 pulgada (pulg) = 2.54 centímetros (cm)	$\left(\frac{2.54 \text{ cm}}{1.000 \text{ pulg}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ pulg}}{2.54 \text{ cm}} \right)$
1 pie (pie) = 0.305 metros (m)	$\left(\frac{0.305 \text{ m}}{1.000 \text{ pie}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ pie}}{0.305 \text{ m}} \right)$
1 yd (yd) = 0.914 metros (m)	$\left(\frac{0.914 \text{ m}}{1.000 \text{ yd}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ yd}}{0.914 \text{ m}} \right)$
1 milla (mi) = 1.609 kilómetros (km)	$\left(\frac{1.609 \text{ km}}{1.000 \text{ mi}} \right)$	$\left(\frac{1.0000 \text{ mi}}{1.609 \text{ km}} \right)$

Volumen

1 pinta = 0.473 litros (l)	$\left(\frac{0.473 \text{ l}}{1.000 \text{ pinta}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ pinta}}{0.473 \text{ l}} \right)$
1 cuarto = 0.946 litros (l)	$\left(\frac{0.946 \text{ l}}{1.000 \text{ cuarto}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ cuarto}}{0.946 \text{ l}} \right)$
1 galón (gal) = 3.79 litros (l)	$\left(\frac{3.79 \text{ l}}{1.000 \text{ gal}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ gal}}{3.79 \text{ l}} \right)$

Masa (Peso)

1 libra (lb) = 454 gramos (g)	$\left(\frac{454 \text{ g}}{1.000 \text{ lb}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ lb}}{454 \text{ g}} \right)$
1 onza (oz) = 28.3 gramos (g)	$\left(\frac{28.3 \text{ g}}{1.000 \text{ oz}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ oz}}{28.3 \text{ g}} \right)$
1 libra (lb) = 0.454 kilogramos (kg)	$\left(\frac{0.454 \text{ kg}}{1.000 \text{ lb}} \right)$	$\left(\frac{1.000 \text{ lb}}{0.454 \text{ kg}} \right)$

Factores especiales

1 Unidad Angstrom (Å) = 10 ⁻⁸ centímetros	$\left(\frac{10^{-8} \text{ cm}}{1 \text{ Å}} \right)$	$\left(\frac{10^8 \text{ Å}}{1 \text{ cm}} \right)$
1 litro (l) = 10 ³ centímetros cúbicos (cm ³)	$\left(\frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ l}} \right)$	$\left(\frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ cm}^3} \right)$
1 mililitro (ml) = 1 centímetro cúbico (cm ³)	$\left(\frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ ml}} \right)$	$\left(\frac{1 \text{ ml}}{1 \text{ cm}^3} \right)$
1 atmósfera (atm) = 760 torr	$\left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right)$	$\left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right)$
1 torr = 1 milímetro Hg (mm Hg)	$\left(\frac{1 \text{ mm Hg}}{1 \text{ torr}} \right)$	$\left(\frac{1 \text{ torr}}{1 \text{ mm Hg}} \right)$

$$2-4 \quad 5.00 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{34.0 \text{ g}} \right) = 0.1471 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$2-5 \quad 0.237 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \left(\frac{342 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \right) = 81.1 \text{ g}$$

por
2-6 ciento de H = $\left(\frac{3 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \right) \left(\frac{1.008 \text{ g}}{1 \text{ mol H}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{98.0 \text{ g}} \right) 10^2 = 3.09\% \text{ H}$

por ciento de P = $\left(\frac{1 \text{ mol P}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \right) \left(\frac{31.0 \text{ g}}{1 \text{ mol P}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{98.0 \text{ g}} \right) 10^2 = 31.6\% \text{ P}$

por ciento de O = $\left(\frac{4 \text{ moles O}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \right) \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{98.0 \text{ g}} \right) 10^2 = 65.3\% \text{ O}$

$$2-7 \quad 1270 \text{ g C} \left(\frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g}} \right) = 1.058 \text{ moles C}$$

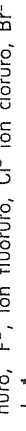
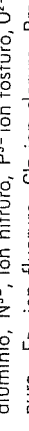
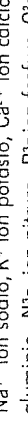
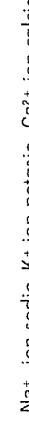
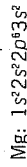
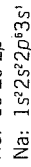
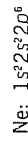
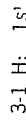
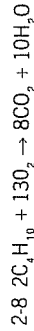
$$3.18 \text{ g H} \left(\frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g}} \right) = 3.16 \text{ moles H}$$

$$84.1 \text{ g Br} \left(\frac{1 \text{ mol Br}}{79.9 \text{ g}} \right) = 1.052 \text{ moles Br}$$

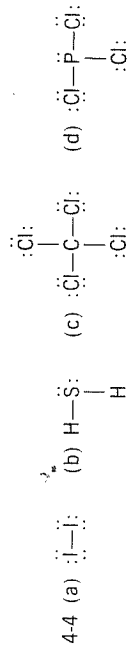
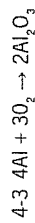
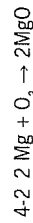
$$\left(\frac{1.058 \text{ moles C}}{1.052 \text{ moles Br}} \right) = \left(\frac{1.004 \text{ moles C}}{1.000 \text{ moles Br}} \right)$$

$$\left(\frac{3.16 \text{ moles H}}{1.052 \text{ moles Br}} \right) = \left(\frac{3.00 \text{ moles H}}{1.000 \text{ mol Br}} \right)$$

La fórmula más sencilla es CH_3Br



4-1 Na^+ ion sodio, K^+ ion potasio, Ca^{2+} ion calcio, Ba^{2+} ion bario, Al^{3+} ion aluminio, N^{3-} ion nitrato, P^{3-} ion fosforo, O^{2-} ion óxido, Se^{2-} ion selenuro, F^- ion fluoruro, Cl^- ion cloruro, Br^- ion bromuro, I^- ion yoduro.



Solución de Problemas

$$1-1 \quad (6.00 \times 10^2 \text{ mg}) \left(\frac{1.000 \text{ g}}{1.000 \times 10^3 \text{ mg}} \right) = 0.600 \text{ g}$$

$$1-2 \quad (a) \quad 20.0 \text{ pm} \left(\frac{5280 \text{ pies}}{1 \text{ mi}} \right) \left(\frac{12 \text{ pulgadas}}{\text{pie}} \right) \left(\frac{2.54 \text{ cm}}{\text{pulg}} \right) = 3.22 \times 10^6 \text{ cm}$$

$$(b) \quad 1.000 \text{ día} \left(\frac{24 \text{ hrs}}{\text{día}} \right) \left(\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ hr}} \right) = 1.440 \times 10^3 \text{ min}$$

$$1-3 \quad 11.10^3 \text{ pulgadas} \left(\frac{2.54 \text{ cm}}{\text{pulg}} \right) \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right) \left(\frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \right) = 22.4 \text{ km}$$

$$1-4 \quad \left(\frac{2.00 \text{ g}}{0.0985 \text{ cm}^3} \right) = 20.3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$1-5 \quad 2.00 \text{ pm} \left(\frac{1 \text{ cm}}{10^3 \text{ pm}} \right) \left(\frac{0.797 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \right) = 1.594 \text{ g}$$

$$1-6 \quad 20.0 \text{ mg} \left(\frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \right) \left(\frac{1 \text{ L}}{5.27 \text{ g}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ ml}}{1 \text{ L}} \right) = 3.80 \times 10^3 \text{ ml}$$

$$1-7 \quad (a) \quad \left(\frac{9 \text{ }^\circ\text{F}}{5 \text{ }^\circ\text{C}} \right) - 32 \text{ }^\circ\text{C} + 32 \text{ }^\circ\text{F} = -25.6 \text{ }^\circ\text{F}$$

$$(b) \quad \left(\frac{5 \text{ }^\circ\text{C}}{9 \text{ }^\circ\text{F}} \right) (2632 \text{ }^\circ\text{F} - 32 \text{ }^\circ\text{F}) = 1444.4 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$2-1 \quad 25.0 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{55.8 \text{ g}} \right) = 0.448 \text{ mol}$$

$$2-2 \quad 1.000 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol Na}}{23.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol Na}} \right) = 2.62 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

$$2-3 \quad (a) \quad \left(\frac{2 \text{ moles H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \text{ y } \left(\frac{2 \text{ moles O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

$$2 \left(\frac{1.008 \text{ g}}{\text{mol H}} \right) + 2 \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} \right) = \left(\frac{34.0 \text{ g}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

$$(b) \quad \left(\frac{12 \text{ moles C}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \right) \left(\frac{22 \text{ moles H}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \right) \text{ y } \left(\frac{11 \text{ moles O}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \right)$$

$$12 \left(\frac{12.01 \text{ g}}{1 \text{ mol C}} \right) + 22 \left(\frac{1.008 \text{ g}}{1 \text{ mol H}} \right) + 11 \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} \right) = \left(\frac{342 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \right)$$

$$(c) \quad \left(\frac{2 \text{ moles Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right) \text{ y } \left(\frac{3 \text{ moles O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right)$$

$$2 \left(\frac{23.0 \text{ g}}{1 \text{ mol Na}} \right) + 1 \left(\frac{12.0 \text{ g}}{1 \text{ mol C}} \right) + 3 \left(\frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} \right) = \left(\frac{106.0 \text{ g}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \right)$$

- 6-11 (a) sulfato de magnesio
sulfato de magnesio
sulfato de magnesio
sulfato de magnesio
sulfato de calcio
2-sulfato de calcio
2-sulfato de calcio
monohidrato
- (b) 7-agua
7-hidrato
heptahidrato
1-agua
1-hidrato
monohidrato
- (c) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- (d) sulfato de hierro(III)
sulfato de hierro(III)
sulfato de hierro(III)
heptahidrato
heptahidrato
heptahidrato
- (e) $\text{Co}(\text{BrO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

$$7-1 \quad 0.896 \text{ atm} \left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right) = 681 \text{ torr}$$

$$7-2 \quad R = \frac{VP}{Tn} = \left(\frac{1 \text{ torr}}{295 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol}}{0.603 \text{ mol}} \right) = 5.82 \text{ moles } \text{CO}_2$$

$$7-3 \quad R = \frac{(15.00 \text{ l})(740 \text{ torr})}{(295 \text{ }^\circ\text{K})(0.603 \text{ mol})} = \left(\frac{62.4 \text{ l torr}}{295 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 0.211 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6$$

$$7-4 \quad V = \frac{(0.893 \text{ mol}) \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol}} \right) (298 \text{ }^\circ\text{K})}{(0.873 \text{ atm})} = 25.0 \text{ l}$$

$$7-5 \quad 500 \text{ ml} \left(\frac{752 \text{ torr}}{742 \text{ torr}} \right) = 507 \text{ ml}$$

$$7-6 \quad 500 \text{ ml} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{323 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = 423 \text{ ml}$$

$$7-7 \quad p = kT$$

Para una muestra de un gas a volumen fijo, la presión es directamente proporcional a la temperatura Kelvin.

$$7-8 \quad 25.0 \text{ l} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{373 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1.500 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) = 51.2 \text{ l}$$

$$7-9 \quad P_t = P_{N_2} + P_{O_2} = \frac{(0.532 \text{ mol}) \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol}} \right) (273 \text{ }^\circ\text{K})}{(11.20 \text{ l})} + \frac{(0.068 \text{ mol}) \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol}} \right) (273 \text{ }^\circ\text{K})}{(11.20 \text{ l})}$$

$$P_t = 1.065 \text{ atm} + 1.361 \text{ atm} = 1.201 \text{ atm}$$

7-10 La p.v del agua a 20 °C es de 18 torrs, de donde al presión original del N_2 es de 762 torrs (780 torr - 18 torr).

$$500 \text{ ml} \left(\frac{298 \text{ }^\circ\text{K}}{293 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{762 \text{ torr}}{780 \text{ torr}} \right) = 497 \text{ ml}$$

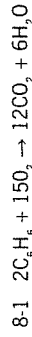
$$7-11 \quad \frac{1.762 \text{ g}}{1 \text{ l}} \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{673 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1.200 \text{ atm}}{1.000 \text{ atm}} \right) = \frac{.858 \text{ g}}{1 \text{ l}}$$

$$7-12 \quad (a) \left(\frac{28.0 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{N}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{22.4 \text{ l}} \right) = \frac{1.250 \text{ g}}{1 \text{ l}}$$

$$(b) \left(\frac{1.250 \text{ g}}{1 \text{ l } \text{N}_2} \right) \left(\frac{758 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{83 \text{ }^\circ\text{K}} \right) = \frac{4.1 \text{ g}}{1 \text{ l}}$$

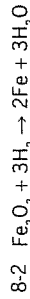
$$7-13 \quad \left(\frac{1.237 \text{ g}}{300 \text{ l}} \right) \left(\frac{62.4 \text{ l torr}}{^\circ\text{K mol}} \right) \left(\frac{373 \text{ }^\circ\text{K}}{780 \text{ torr}} \right) = \left(\frac{123.0 \text{ g}}{\text{mol}} \right)$$

$$\left(\frac{1.237 \text{ g}}{300 \text{ l}} \right) \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol}} \right) \left(\frac{373 \text{ }^\circ\text{K}}{780 \text{ torr}} \right) \left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right) = \left(\frac{123.0 \text{ g}}{\text{mol}} \right)$$



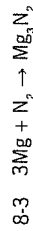
$$(a) \quad 7.27 \text{ moles } \text{O}_2 \left(\frac{12 \text{ moles } \text{CO}_2}{15 \text{ moles } \text{O}_2} \right) = 5.82 \text{ moles } \text{CO}_2$$

$$(b) \quad 0.823 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \left(\frac{2 \text{ moles } \text{C}_6\text{H}_6}{6 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}} \right) = 0.274 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_6$$

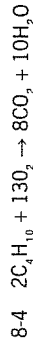


$$(a) \quad 0.527 \text{ mol } \text{H}_2 \left(\frac{2 \text{ moles } \text{Fe}}{3 \text{ moles } \text{H}_2} \right) \left(\frac{55.8 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{Fe}} \right) = 19.60 \text{ g}$$

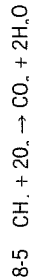
$$(b) \quad 32.5 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{3 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}} \right) = 0.0602 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3$$



$$5.37 \text{ Mg} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{Mg}}{24.3 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{Mg}_3\text{N}_2}{3 \text{ moles } \text{Mg}} \right) \left(\frac{100.9 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{Mg}_3\text{N}_2} \right) = 7.43 \text{ g}$$

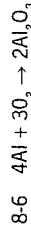


$$50.2 \text{ g } \text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{32.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_{10}}{13 \text{ moles } \text{O}_2} \right) \left(\frac{58.1 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_{10}} \right) = 14.02 \text{ g}$$

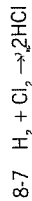


$$64.0 \text{ g } \text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{32.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{2 \text{ moles } \text{O}_2} \right) \left(\frac{22.4 \text{ l}}{1 \text{ mol } \text{CH}_4, \text{TPE}} \right)$$

$$\left(\frac{1.000 \text{ atm}}{1.200 \text{ atm}} \right) = 18.67 \text{ l } \text{CH}_4$$



$$500 \text{ ml } \text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ l}}{10^3 \text{ ml}} \right) \left(\frac{780 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \right) \left(\frac{273 \text{ }^\circ\text{K}}{303 \text{ }^\circ\text{K}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{22.4 \text{ l}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles } \text{Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ moles } \text{O}_2} \right) \left(\frac{102.0 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{Al}_2\text{O}_3} \right) = 1.404 \text{ g}$$



$$100.0 \text{ l } \text{HCl} \left(\frac{1 \text{ l } \text{Cl}_2}{2 \text{ l } \text{HCl}} \right) = 50.0 \text{ l } \text{Cl}_2$$

8-8 rendimiento teórico =

$$500 \text{ g glucosa} \left(\frac{1 \text{ mol glucosa}}{180.2 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles } C_2H_5OH}{1 \text{ mol glucosa}} \right)$$

$$\left(\frac{46.1 \text{ g}}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} \right) = 256 \text{ g}$$

por ciento de

$$\text{rendimiento} = \left(\frac{200 \text{ g } C_2H_5OH}{256 \text{ g } C_2H_5OH} \right) 10^2 = 78.1 \%$$

8-9 (a) $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$

$$\left(\frac{71.7 \text{ kcal}}{46.5 \text{ g}} \right) \left(\frac{28.0 \text{ g}}{1 \text{ mol } N_2} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ moles } NO} \right) = \left(\frac{21.6 \text{ kcal}}{1 \text{ mol } NO} \right)$$

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \quad \Delta H = + \left(\frac{21.6 \text{ kcal}}{1 \text{ mol } NO} \right)$$

$$(b) 237 \text{ g } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles } NO}{1 \text{ mol } O_2} \right) \left(\frac{21.6 \text{ kcal}}{1 \text{ mol } NO} \right) = 320 \text{ kcal}$$

9-1 (a) iónico

(d) no polar

(g) metálico

(b) no polar

(e) polímero

(h) polar

(c) polar

(f) metálico

(i) iónico

$$9-2 \left(\frac{3.90 \text{ cal}}{1 \text{ g}} \right) \left(\frac{153.8 \text{ g}}{1 \text{ mol } CCl_4} \right) = \left(\frac{600 \text{ cal}}{1 \text{ mol } CCl_4} \right)$$

$$CCl_4(s) \rightarrow CCl_4(l) \quad \Delta H_{\text{fusión}} = + \left(\frac{600 \text{ cal}}{1 \text{ mol } CCl_4} \right)$$

$$9-3 500 \text{ g} \left(\frac{79.7 \text{ cal}}{1 \text{ g}} \right) = 3.98 \times 10^4 \text{ cal}$$

$$10-1 \left(\frac{25.0 \text{ g } KMnO_4}{250 \text{ mL}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{158.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = \left(\frac{0.633 \text{ mol } KMnO_4}{1 \text{ L}} \right)$$

$$0.633 \text{ M } KMnO_4$$

$$10-2 10.00 \text{ mL} \left(\frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \right) \left(\frac{15.00 \text{ moles } NH_3}{1 \text{ L}} \right) = 0.1500 \text{ mol } NH_3$$

$$10-3 5.00 \times 10^{-3} \text{ mol } H_2S \left(\frac{1 \text{ L}}{0.1000 \text{ mol } H_2S} \right) \left(\frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 50.0 \text{ mL}$$

$$10-4 500 \text{ mL} \left(\frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \right) \left(\frac{0.1000 \text{ mol } KMnO_4}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{158.0 \text{ g}}{1 \text{ mol } KMnO_4} \right) = 7.90 \text{ g}$$

$$10-5 1.000 \text{ l} \left(\frac{2.00 \times 10^{-3} \text{ mol } CdSO_4}{1 \text{ l}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } 3 CdSO_4 \cdot 8H_2O}{3 \text{ moles } CdSO_4} \right)$$

$$\left(\frac{770 \text{ g}}{1 \text{ mol } 3CdSO_4 \cdot 8H_2O} \right) = 0.513 \text{ g}$$

10-6 gramos de soluto = 100.0 g solución - 76.3 g solvente = 23.7 g

$$\text{por ciento de soluto} = \left(\frac{23.7 \text{ g soluto}}{100.0 \text{ g solución}} \right) 10^2 = 23.7 \%$$

$$10-7 X_{O_2} = \frac{42.3 \text{ g } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32.0 \text{ g}} \right)}{42.3 \text{ g } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32.0 \text{ g}} \right) + 158.0 \text{ g } N_2 \left(\frac{1 \text{ mol } N_2}{28.0 \text{ g}} \right)} = 0.1899$$

$$X_{N_2} = \frac{158.0 \text{ g } N_2 \left(\frac{1 \text{ mol } N_2}{28.0 \text{ g}} \right)}{158.0 \text{ g } N_2 \left(\frac{1 \text{ mol } N_2}{28.0 \text{ g}} \right) + 42.3 \text{ g } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32.0 \text{ g}} \right)} = 0.810$$

$$10-8 \left(\frac{120.0 \text{ g } C_2H_5OH}{2.37 \text{ kg } H_2O} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46.1 \text{ g}} \right) = 1.098 \frac{\text{moles } C_2H_5OH}{\text{kilogramo } H_2O}$$

$$10-9 \left(\frac{36.0 \text{ g } HCl}{100 \text{ g solución}} \right) \left(\frac{1.180 \text{ g solución}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } HCl}{36.5 \text{ g}} \right) = 11.64 \text{ M}$$

$$10-10 \left(\frac{71.0 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g solución}} \right) \left(\frac{1.420 \text{ g solución}}{1 \text{ mL}} \right) \left(\frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63.0 \text{ g}} \right) = 16.00 \text{ M}$$

$$10-11 50.0 \text{ mL} \left(\frac{4.27 \text{ M}}{3.00 \text{ M}} \right) = 71.2 \text{ mL}$$

$$10-12 1.000 \text{ l} \left(\frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{0.1000 \text{ M}}{3.00 \text{ M}} \right) = 33.3 \text{ mL}$$

10-13 (a) HF(ac)

(e) H_3O^+ (ac) y Br^- (ac)(b) NH_4^+ (ac) y Cl^- (ac)(f) H_2S (ac)(c) Na^+ (ac) y PO_4^{3-} (ac)(g) H_3O^+ (ac) y NO_3^- (ac)(d) $C_{12}H_{22}O_{11}$ (ac)11-1 (a) Pb^{2+} (ac) + $2Cl^-$ (ac) \rightarrow $PbCl_2(s)$ (b) Ca^{2+} (ac) + $2F^-$ (ac) \rightarrow $CaF_2(s)$

(c) no hay reacción

(d) Mg^{2+} (ac) + $2OH^-$ (ac) \rightarrow $Mg(OH)_2(s)$ (e) Ba^{2+} (ac) + SO_4^{2-} (ac) \rightarrow $BaSO_4(s)$ (f) Zn^{2+} (ac) + S^{2-} (ac) \rightarrow $ZnS(s)$

11-2

parejas pares

(d) ácidos H_3O^+ (a) ácidos HNO_3 (e) ácidos H_3O^+ bases NO_3^- (f) bases H_2O (b) ácidos H_3PO_4 (g) ácidos H_3O^+ bases $H_2PO_4^-$ (h) bases H_2O (c) ácidos NH_4^+ (i) bases H_2O bases NH_3 (j) bases OH^- 11-3 H_3O^+ (ac) + OH^- (ac) \rightarrow $2H_2O$ 11-4 (a) H_3O^+ (ac) + $C_2H_3O_2^-$ (ac) \rightarrow H_2O + $HC_2H_3O_2$ (ac)(b) $2H_3O^+$ (ac) + S^{2-} (ac) \rightarrow $2H_2O$ + $H_2S(g)$ 11-5 (a) OH^- (ac) + HSO_4^- (ac) \rightarrow H_2O + SO_4^{2-} (ac)(b) $2OH^-$ (ac) + H_2S (ac) \rightarrow $2H_2O$ + S^{2-} (ac)11-6 (a) $2MnO_2$ (ac) + $10Cl^-$ (ac) + $16H_3O^+$ (ac) \rightarrow $2Mn^{2+}$ (ac) + $5Cl_2(g)$ + $24H_2O$ (ac)(b) H_2O_2 + $2Fe^{2+}$ (ac) + $2H_3O^+$ (ac) \rightarrow $4H_2O$ + $2Fe^{3+}$ (ac)(c) MnO_2 + $2Cl^-$ (ac) + $4H_3O^+$ (ac) \rightarrow Mn^{2+} (ac) + $Cl_2(g)$ + $6H_2O$

Atómica, energía, 437
 Atómicos, núcleos, 426
 Avomo(s) 44, 53, 78
 diámetro de los, 81
 distribución electrónica en los, 97
 en el estado fundamental, 85
 excitado, 85
 modelo mecánico, cuántico del, 87
 modelo nuclear del, 81
 Aureomichina, 417
 Avogadro, hipótesis de, 235
 Avogadro, número de, 49, 69
 Azúcares, 401
 Azúcar de mesa, 403
 Azufre, 162
 formas cristalinas del, 271

B

Balanco, 67
 Balanza, 17
 Barómetro, 193
 Barras de control, 439
 Base(s), 336
 heterocíclicas, 401, 409
 tabla de las, 337
 Baterías, 300, 320
 Benceno, 396
 Benzaldehído, 399
 Benzoico, ácido, 399
 Beta
 decaimiento a través de partículas, 429
 radiación, 429
 Binarias, soluciones, 35
 Binarios, compuestos, 155
 nomenclatura de los, 170
 Bioquímica, 370
 Blauquoador, 164
 Bohr, Niels, 85
 Bolas contra la polla, 399
 Bombas
 atómicas, 440
 de fisión-fusión, 441
 de hidrógeno, 441
 nucleares, 440
 sucias, 452
 termonucleares, 441
 Boyle, ley de, 198
 Bronsted-Lowry, teoría de, 336
 Bureta, 354
 Butano, 372

C

Calefina, 417
 Cal, 25
 Calor, 22
 de condensación, 275
 de cristalización, 274
 de fusión, 273

de solución, 294
 de vaporización, 274
 Cálculos masa a masa, 230
 Cálculos masa a moles, 227
 Cálculos volumen a volumen, 234
 Caloría, 26
 Calvin, Melvin, 436
 Cambio
 de entalpia, 239
 de fase, 37
 Cambio estándar de entalpia, 239
 Cambios de estado, 273
 Carbohidratos, 401
 Carbono, química del, 370
 Carboxílicos, ácidos, 388
 Carga eléctrica, 3
 Catalizadores, 68, 241
 Cationes, 79
 Cátodo, 300
 Cauchos, 383
 Celda electrolítica, 301
 Celsius, escala de temperatura, 23, 25
 Celulosa, 37, 403
 Centímetro
 cuadrado, 15
 cúbico, 15
 Cera, 390
 Ciencia nuclear, 426
 Cíclicos, compuestos, 396
 Ciclohexano, 396
 Ciclohexanol, 396
 Cidlotrones, 435
 Citosina, 401, 409
 Charles, ley de, 200
 Clordano, 418
 Clorhídrico, ácido, 164, 277
 Clorinidad, 317
 Cloro, 114, 164
 Cloruro de hidrógeno, 120
 Cloruro de sodio cristalino, 115
 Código genético, 410
 Coeficiente, 67
 Colesterol, 400
 Colina, 393
 Coloide, 310
 Combustible nuclear, 439
 Compuestos orgánicos, 148, 370
 nombres comunes de los, 378
 nombres UIOPA de los, 378
 nomenclatura de los, 377
 Compuestos, 34, 36, 44
 aromáticos, 398
 anulares, 396
 binarios, 155
 cíclicos, 396
 covalentes, 117, 133
 heterocíclicos, 400
 inorgánicos, 148
 iónicos, 114, 133, 136
 metal-no metal, 170, 174

moleculares, 117
 mol de un, 54
 nombres comunes de los, 169
 número de gramos por mol de un, 54
 orgánicos, 148, 370
 políclicos, 400
 químicos, 33
 (ver también compuestos)
 ternarios, 177, 178
 Concepto de mol, 48, 49, 68
 Condensación, 37, 258
 Conductancia, 22
 Configuración
 de gas inerte, 102
 de octeto, 102, 113
 Configuración electrónica,
 de los elementos, 93, 94
 de los iones, 114
 Congelación, 37, 262
 Contaminación del agua, 313
 Contaminación por partículas, 217
 Constante(s)
 de depresión del punto de
 congelación, 318
 de elevación del punto de ebullición,
 318
 de equilibrio, 368
 de los gases, 195, 196
 universal de los gases, 193
 Conversión, 22
 Conversión de temperaturas, 25
 Covalentes, 117, 133
 Crick, F.H.C., 410
 Cristal, 63, 263
 de hielo, 266
 Cristalización, 37, 262
 Cromatografía, 72
 de capa delgada, 73
 de columna, 72
 de papel, 73
 Cromosomas, 407
 Cuantizada, energía, 84
 Curie, 430
 Curva de la presión de vapor, 260

D

Dalton, ley de las presiones parciales de,
 204
 DDT, 418, 419
 d, orbital, 90, 103
 Decaimiento radiactivo, 428
 modos del, 428
 Delicuescente, 182
 Demanda de oxígeno bioquímico (DOB),
 315
 Densidad 19
 de los elementos, 147
 Deoxirribosa, 402, 409
 Deoxirribonucleico, ácido
 (ADN), 407
 Depresión del punto de congelación, 308,
 318
 Desalinización, 317
 Desecador, 182
 Desecantes, 182
 Destilación, 261
 Detección de la radiación, 431
 Detergentes, 420
 Diálisis, 313
 Diamante, 268, 269
 Dieldrina, 418
 Diferencia de potencial, 300
 Dilución, 291
 Dimensiones
 atómicas, 144
 iónicas, 144
 Dígitos significativos, 5, 448
 adición o sustracción de, 56
 Dispersión coloidal, 311
 Disolución, 35
 Distribución tetraédrica, 126
 División, 446
 Dirac, P. A. M., 88
 Disacrido, 403
 Doble enlace, 121, 472
 Drogas sufla, 416

E

Ebullición, 261
 Ecuación(es)
 balanceada, 67
 esquelética, 347
 interpretaciones moleculares de las,
 224
 netas iónicas, 329
 escritura de las, 331
 químicas, 64, 66, 224, 329
 unitaria, 456
 Efecto de cobertura, 143
 Efecto Tyndall, 311
 Efluorescencia, 182
 Einstein, 3
 Electrones, 300
 Electrólisis, 301
 Electrólisis de una solución de cloruro
 de sodio, 302
 Electroíto(s), 303
 débiles, 303
 fuertes, 303, 305
 Electrón(es), 79, 81, 113, 436
 compartimiento de, 113
 de valencia, 103
 del nivel externo de energía, 103
 extranucleares, 81
 transferencia de, 113

- Electronegatividad, 131
 Electropositivo, 131
 Elementos, 34, 38
 colores de los, 149
 configuración electrónica de los, 93, 94
 de transición, 102
 números de oxidación de los, 155
 del bloque d, 99
 del bloque f, 97
 del bloque p, 99
 del bloque s, 99
 densidades de los, 147
 diatómicos, 146
 distribución de los, 42
 electronegatividades de los, 131
 estados de oxidación de los, 154
 formas,
 físicas de los, 149
 químicas de los, 149
 gaseosos, 62
 hechos por el hombre, 436
 internos, 102
 líquidos, 62
 número de gramos por mol de los,
 49, 136
 números de oxidación de los, 171
 puntos de ebullición de los, 147
 puntos de fusión de los, 147
 pesos atómicos de los, 50
 propiedades periódicas de los, 140
 químicos, 34, 38
 radiactivos, 441
 raíces de los nombres de los, 172
 representativos, 102
 representación electrónica puntual
 de los, 104
 sólidos, 62
 tierras raras, 99
 Elevación del punto de ebullición, 308, 318
 Emisión de rayos gamma, 424
 Empírica, 60
 Endotérmicas, reacciones, 64, 238
 Energía, 64
 atómica, 437
 calorífica, 2, 24
 cinética, 2
 cuantizada, 84
 de disociación del enlace, 250
 de ionización, 140
 de movimiento, 2
 eléctrica, 2
 mecánica, 2
 potencial, 2
 química, 239
 química, 243
 radiante, 2
 solar, 2
 subniveles de, 87, 90
 tipos de, 2
 Enfermedades de la radiación, 434
 Enlace, covalente, 113, 117
 dobles, 121
 iónicos, 113, 114
 múltiples, 121
 polares, 130
 triples, 121
 Enlace de hidrógeno, 253
 Enlaces químicos, 112
 Entalpía de solución, 294
 Equilibrio
 dinámico, 258, 296, 359
 estado de, 298
 químico, 298, 358
 Escala Internacional de Temperatura, 24
 Escala(s),
 centígrada, 23
 de temperatura, 22, 25
 termodinámica, 23
 Espacio, 3
 Especies químicas, 53, 135
 Estado(s),
 de energía, 81
 de oxidación de los elementos
 representativos, 154
 físicos, 37
 gaseosos, 188
 líquido, 254
 principales, 87
 sólido, 262
 térmico, 22
 Esteres, 389, 390
 del glicerol, 390
 del fosfato, 389
 Estequiometría, 224, 231
 y cambios de energía, 238
 Estratósfera, 214
 Estructura(s),
 atómica, 78
 electrónica, 89
 electrónicas puntuales, 119
 Estructural condensada, fórmula, 372
 Estructural, fórmula, 371
 Etano, 375
 Etileno, 242, 381
 Etilico, alcohol, 277, 386
 Eutroficación, 316
 Evaporación, 257
 Extracción líquido-líquido, 72
 Exotérmicas, reacciones, 64, 238
 Factores
 de conversión, 8, 12, 13, 458, 461
 de conversión de propiedades, 19, 20.
 unitarios, 14

- Fahrenheit, escala de temperatura, 23, 25
 Familias, 102
 Fases, gas (vapor), 37
 líquido, 37
 sólido, 37
 Fenobarbital, 417
 Fenol, 398
 Fermentación, 386
 Filtración, 70
 Fisión, 437
 del uranio, 437
 f, orbital, 90
 Formaldehído, 121, 387
 Fórmico, ácido, 388
 Fórmula (s), 34, 60
 empírica, 59, 60
 estructural, 371
 condensada, 372
 molecular, 371
 predicción de las, 155
 Fotón y gamma, 426
 Fotosíntesis, 2, 401
 Floruro de hidrógeno, molécula de, 118
 Fracción molar, 288
 Fuerza(s)
 de repulsión, 250
 eléctricas, 3
 electrostáticas, 3
 intermoleculares, 250
 magnéticas, 3
 Función del ADN en la célula, 415
 Fungicidas, 418
 Fusión, 37, 439
 Fusión de zona, 71
 f, subnivel, 90
 Gaseosos, elementos, 62
 Gases, 188
 densidad de los, 210
 inertes, 63
 monoatómicos, 63
 nobles, 63
 número de gramos por mol de los, 210
 teoría cinética molecular de los, 189
 Gay-Lussac, ley de, 202
 Geiger-Müller, tubo de, 433
 Genes, 407, 409
 Glicerol, 387
 Glicogeno, 403
 Glucosa, 386, 401
 Gramo, 5, 45
 Grado Celsius, 23
 Grados, 22, 23
 Celsius, 5, 6
 Kelvin, 5, 6
 Grafito, 269, 439

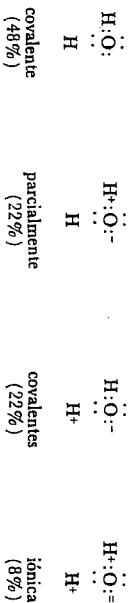
- Grasas, 390
 Grasos, ácidos, 391
 Gravedad, 3
 Grupo(s), 102
 boro-aluminio, 102, 103
 carbono, 102, 154
 de los halógenos, 154
 del nitrógeno, 102, 154
 del oxígeno, 102, 154
 Guanina, 401, 405
 Haber, proceso, 241
 Hahnio, 38
 Halógenos, 102, 115, 154, 163
 Heisenberg, Werner, 87
 Heme, molécula, 409
 Hemoglobina, 409
 Herbicidas, 418
 Heterocíclicos, compuestos, 400
 Híbridos de resonancia, 397
 Hidratos, nomenclatura de los, 181
 porcentaje de agua en los, 182
 Hidrocarburos, 375
 saturados, 375
 no saturados, 381
 Hidrógeno, 161
 molécula de, 118
 Hidróxidos, 159, 160, 341
 Hierro, 164
 Higroscópica, 182
 Humedad, 215
 relativa, 215
 Hund, regla de, 94
 Indicador, 354
 Inertes, gases, 59, 99
 Inglés a métrico, 12
 factores de conversión, 461
 Inorgánicos, compuestos, 148
 Insolubles, 36
 Instrumentos de medición, 17
 Interacción
 de dipolo instantáneo, 251
 dipolo-dipolo, 251
 inducido, 251
 Interpolación, 30
 Interpretaciones molares de las
 ecuaciones, 224
 Inverso, 21, 448
 Inversión de la temperatura, 216
 Ion(es), 53, 79, 114, 135
 amonio cuaternario, 393
 carbonato, 159, 160

- configuración electrónica de los, 114
 cloruro, 114
 espectadores, 329
 hidratado, 293
 hidróxido, 159, 160
 monatómicos, 114, 135
 número de gramos por mol de los, 136
 óxido, 159, 160
 peróxido, 159, 160
 poliatómicos, 122, 135
 positivo, 85
(ver también cationes)
 sodio, 113
 tabla de los, 123, 170
- Iónico(s)
 compuestos, 114, 133, 136
 enlace, 113, 114
 sólidos, 264
- Ionización, 299
- Ionosfera, 214
- Isómeros, 376
- estructurales, 376
- Isótopos, 45, 84, 427
- hechos por el hombre, 435
- porcentajes de abundancias de los, 47
- J
 Jabón, 420
- K
 Kelvin, 24
 Kelvin, escala de temperatura, 23, 25
 Kiloграмo, 5, 6
 Kurchatov, 38
- L
 Lanántidos, 102
- Le Chatelier, principio de, 358, 360
- Ley(es)
 combinadas de los gases, 203
 de conservación de la materia, 44, 64
 de la composición constante, 43
 de los gases, 198
 ideales, 193, 218
 perfectos, 192, 193
 periódica, 99
- Lewis, estructura electrónica puntual de,
 119
- Licuefacción, 254
- Ligeramente soluble, 332
- Líquidos, 250
- Líquidos, elementos, 62
- Líquido, presión de vapor de un, 259
- Litro, 15, 16
- Logaritmos, 362
- Longitud, 4
- Longitudes del enlace, 134
- Lord Kelvin, 23
- Lord Rutherford, 79
- Luna, 104
- Macromoléculas, 268
- Macroscópicos, 8
- Malatión, 418
- Maltosa, 386, 403
- Marca radiactiva, 435
- Maca, 3, 4, 17
 crítica, 438
 determinación de la, 18
 molar, 136
- Matemáticas, repaso de, 445
- Materia, 3
 homogénea, 34
- Matraz, alforado, 286
- Maxwell-Boltzmann, distribución de, 257
- Medidas,
 de longitud, 17
 de volumen, 15, 30
 del tiempo, 17
- Megascópicos, 8
- Megaton, 441
- Membrana
 dialítica, 313
 osmótica, 308
- semipermeable, 308
- Mendeleev, D. I., 98
- Menisco, 30
- Metales, 63
 de transición, 102
 interna, 102
- reacciones redox de los, 357
- Metálicos, sólidos, 268
- Metaloídes, 63, 64
- Metal-nometal, compuestos, 170, 174
- Meta, 398
- Metano, 120, 374
- Metilamina, 392
- Meñío, acetato de, 389
- Meñífico, alcohol, 385
- Métrico a inglés, factores de
 conversión, 12, 461
- Metro(s) 5, 6
 cuadrados, 15
 cúbicos, 15
- Meyer, L., 98
- Mezclas heterogéneas, 34
- Microcurie, 430
- Microscópicos, 8
- Millicurie, 430
- Minerales, 415
- Mitoglobina, 408
- Modelo
 del átomo de Bohm, 84
 mecánico cuántico del átomo, 87
- Moderrador, 439
- Molalidad, 289
- Molaridad, 283
- Molécula(es)
 compuestos, 117, 136
 número de gramos por mol de los,
 136
 fórmula, 371
 no polares, sólidos, 265
 polares, sólidos, 265
- Moléculas, 54, 117, 135
 de agua, 117
 de fluoruro de hidrógeno, 118
 de hidrógeno, 118
 diaatómicas, 63
 formas de las, 124
 polares, 129, 130
- Mol, 45, 49, 68, 137
- Moles, número de, 53
- Momentó dipolar, 130
- Monatómicos
 gases, 63
 iones, 114, 136
 nomenclatura de los, 116, 168
- Monosacáridos, 401
- Multiplicación, 446
 de fracciones, 447
- Múltiples, enlaces, 120
- Murático, ácido, 164
- N
 N, 49
- Neutralización, 342
- Neutrón, 426, 429
- Neutrones, 81, 426
- Nitrúo, ácido, 242, 277
- Nitrógeno, fijación del, 241
- Niveles de energía, 85, 87
 principales, 90
- trasape de energía de los, 92
- Nobles, gases, 63, 99
- Nomenclatura química, 168
- Nomenclatura, 168
 de los ácidos, 177
 de los compuestos binarios, 170
 de los compuestos orgánicos, 377
 de los hidratos, 181
 de los óxidos, 178
 de los oxianiones, 180
 oso-ico, 174
 resumen de, 183
 sistema Stock de, 172
- No acuosas, soluciones, 283
- No electrohío, 303
- No metales, 63
- No saturadas, soluciones, 296
- No saturados, hidrocarburos, 381
- Notación científica, 10, 450
- Notación, orbital, 93
- Nubes electrónicas, 88
- Nuclear, fisión, 437
- Nuclear, transmutación, 435
- Núcleo, 80
 blanco, 435
 cubierto, 143
 diámetro del, 81
- Nucleos, ácidos, 407
- Nucleones, 81, 426
- Nucleóidos, 410
- Nucleidos, 427
 artificiales, 431
- Número(s)
 atómico, 84, 427
 de gramos por mol, 49
 de masa, 427
 de oxidación, 148
 de los elementos de transición, 154,
 155
 predicción de los, 153
 reglas para los, 150, 152
 tabla de los, 154, 171
- O
 Orbital(es), 87
 atómico, 107
 formas de los, 107
(ver también orbitales)
 completo, 91
 capacidad electrónica de los, 89
 d, 90, 103
 degenerados, 91
 electrónicos, 87
 f, 90
 orden de energía creciente de los, 92
 p, 90, 103
 s, 90
 semicompletos, 91
- Orto, 398
- Osmosis, 308
- inversa, 310, 317
- Oxidación-reducción, reacciones de, 320
 328, 345, 348
- Oxidación, 178
- Oxidaciones, 158
- Oxianiones, 158
- Oxidación, 346
- Oxígeno, 159
 disuelto (OD), 315
 -hidrógeno, pila de combustible de,
 321
- Ozono, 217, 273
- P
 Papel filtro, 70
- Para, 398

Temperatura, 4, 22	U
Temperatura crítica, 255	
Termómetro de mercurio, 26	
Termarios, compuestos, 177, 178	
Tensión superficial, 256	
Teoría	
atómica, 42, 44	
cristalina molecular, 189	
de la hélice doble, 410	
de la repulsión de la pareja electrónica de capa de valencia (RPECV), 126	
Tiempo, 4	
Tierra, edad de la, 425	
Tierras raras, elementos de las, 102	
Timina, 401, 409	
Titulaciones, 353	
Titulador, 354	
Tolueno, 399	
Tor, 194	
TNT, 399	
Transmutaciones, 435	
Transuránidos, elementos, 436	
Traslape de la energía, 92	
Triple, enlace, 121, 373	
Van der Waals, fuerzas de, 250	
Vaporizarse, 37	
Vapor, 256	
Vida media, 429, 434	
Viscosidad, 256	
Vitamina A, 416	
Vitamina C, 416	
Vitaminas, 416	
Volumen, 7	
de probabilidad, 88, 107	
molar, 197, 231	
Watson, J. D., 410	

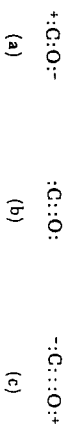
NOTA 1: En realidad, el agua tiene varios tipos de unión entre el O y el H y por tanto hay varias estructuras posibles de resonancia.

Una molécula de agua puede decirse que resuena entre 4 estructuras electrónicas:



La resonancia estabiliza la molécula, que es híbrida entre estas 4 estructuras. Sin embargo, la molécula es esencialmente covalente, pero tiene cierto carácter iónico y su comportamiento químico corresponde al promedio ponderado de sus estructuras de resonancia.

NOTA 2: Usualmente se representa la molécula de monóxido de carbono como C = O, con una unión-valencia ordinaria. Es probable que su estado normal esté mejor representado por la resonancia entre estas 3 estructuras:



El C tiene una fuerte tendencia a compartir 4 pares de electrones con los átomos vecinos. El CO es una molécula muy informal. Su inestabilidad natural se manifiesta en un grado relativamente alto de actividad química, en contraste con el comportamiento del CO₂ (Ver págs. 464).

Símbolo	Número atómico	Peso atómico (uma)	Símbolo	Número atómico	Peso atómico (uma)
Actinio	Ac	89	Litio	Li	3
Aluminio	Al	13	Lutecio	Lu	71
Americio	Am	95	Magnesio	Mg	12
Antimonio	Sb	51	Manganeso	Mn	25
Argón	Ar	18	Mendelevio	Md	101
Arsénico	As	33	Mercurio	Hg	80
Astafino	At	85	Molibdeno	Mo	42
Azufre	S	16	Neodimio	Nd	60
Bario	Ba	56	Neón	Ne	10
Berilio	Be	4	Nepuntio	Np	93
Berkelio	Bk	97	Níquel	Ni	28
Bismuto	Bi	83	Niobio	Nb	41
Boro	B	5	Nitrogeno	N	7
Bromo	Br	35	Nobelio	No	102
Cadmio	Cd	48	Oro	Au	79
Calcio	Ca	20	Cosmio	Os	76
Californio	Cf	98	Oxígeno	O	8
Carbono	C	6	Paladio	Pd	46
Cerbio	Ce	58	Plata	Ag	47
Cesio	Cs	55	Platino	Pt	78
Cinc	Zn	30	Plomo	Pb	82
Cloro	Cl	17	Plutonio	Pu	94
Cromo	Cr	24	Polonio	Po	84
Cobalto	Co	27	Potasio	K	19
Cobre	Cu	29	Praseodimio	Pr	59
Curio	Cm	96	Prometio	Pm	61
Disproscio	Dy	66	Protactinio	Pa	91
Einsteinio	Es	99	Radio	Ra	88
Erbio	Er	68	Radón	Rn	86
Escandio	Sc	21	Renio	Rh	75
Estañio	Sn	50	Radio	Rd	45
Estroncio	Sr	38	Rubidio	Rb	37
Europio	Eu	63	Rutenio	Ru	44
Fermio	Fm	100	Samario	Sm	62
Fluor	F	9	Selenio	Se	34
Fosforo	P	15	Silicio	Si	14
Francio	Fr	87	Sodio	Na	11
Gadolinio	Gd	64	Talio	Tl	81
Galio	Ga	31	Tantalo	Ta	73
Germanio	Ge	32	Tecnecio	Tc	43
Hafnio	Hf	72	Terbio	Tb	65
Helio	He	2	Titanio	Ti	22
Hidrogeno	H	1	Torio	Th	90
Hierro	Fe	26	Tulio	Tm	69
Holmio	Ho	67	Tungsteno	W	74
Indio	In	49	Uranio	U	92
Iridio	Ir	77	Vanadio	V	23
Iterbio	Yb	70	Xenón	Xe	54
Itrio	Y	39	Yodo	I	53
Lantano	La	57	Zirconio	Zr	40
Lawrencio	Lr	103			

* Elementos que no tienen isótopos. Estos elementos existen con un sólo tipo de átomo.
 † Elementos con un isótopo predominantemente (abundancia de 99 o 100%).
 ‡ Elementos para los cuales la variación isotópica abunda en algunos muestras terrestres limitadas por su peso atómico.
 § Isótopos más aprovechables (radiactividad).

CAPÍTULO 6o.	
Nomenclatura de los compuestos químicos	52
Objetivos	53
Contenido en el texto	54
Procedimiento de aprendizaje	55
Preguntas de comprobación de avance	56

CAPÍTULO 7o.	
Gases	60
Objetivos	61
Contenido en el texto	62
Procedimiento de aprendizaje	63
Preguntas de comprobación de avance	64

CAPÍTULO 8o.	
Estequiometría química	70
Objetivos	71
Contenido en el texto	72
Procedimiento de aprendizaje	73
Preguntas de comprobación de avance	74

CAPÍTULO 9o.	
Líquidos y sólidos	78
Objetivos	79
Contenido en el texto	80
Procedimiento de aprendizaje	81
Preguntas de comprobación de avance	82

CAPÍTULO 10o.	
Soluciones	86
Objetivos	87
Contenido en el texto	88
Procedimiento de aprendizaje	89
Preguntas de comprobación de avance	90

CAPÍTULO 11o.	
Reacciones químicas	96
Objetivos	97
Contenido en el texto	98
Procedimiento de aprendizaje	99
Preguntas de comprobación de avance	100

CAPÍTULO 12o.	
Química orgánica y bioquímica	104
Objetivos	105
Contenido en el texto	106
Procedimiento de aprendizaje	107
Preguntas de comprobación de avance	108

Respuestas a las preguntas de comprobación de avance	115
--	-----

Instrucciones para el estudiante

La materia "Química" corresponde al cuarto semestre del bachillerato de Ciencias Físico Matemáticas.

Se ha escogido el libro "Introducción a la Química" de T. R. Dickson, editado por Publicaciones Cultural, S. A. (PCSA), porque introduce al estudiante a los conocimientos y a la problemática química, y lo capacita para continuar abordando otros cursos superiores de Química.

El estudio de este libro puede hacerse en un semestre aproximadamente; sin embargo, dado que en los sistemas abiertos de enseñanza se respeta la capacidad de avance de cada estudiante, no se indica el tiempo que *debe* utilizar para cubrir adecuadamente esta materia.

Se recomienda estudiar este texto con cuidado y detenimiento para captar todo su sentido. El estudiante debe permitirse algún tiempo para reflexionar.

En cada capítulo de esta guía el estudiante encontrará, a modo de introducción, una síntesis de las ideas más importantes relacionadas con el tema genérico —motivo de estudio— y una breve consideración sobre la importancia y utilidad de su aprendizaje.

En seguida aparecen los *objetivos*, que señalan aquello que el estudiante deberá ser capaz de realizar para que su rendimiento se considere aceptable.

Al final de cada capítulo de esta Guía se incluyen varias preguntas que permiten *comprobar el avance* en el aprendizaje.

Al final de la Guía se encuentran las *respuestas* a las preguntas de comprobación de avance. Si acaso no contesta correctamente, el estudiante debe revisar aquellos contenidos del texto en los que haya detectado sus propias fallas.

En cada capítulo del libro, inmediatamente después de los contenidos básicos, el estudiante encontrará una serie de temas motivadores relacionados con dichos contenidos. Se recomienda su lectura para completar la formación química.