

Quinta edición
Ralph A. Burns

Fundamentos de

Química

Contenido sinóptico

Prefacio	xvii
Guía para el uso del texto	xxiii
Carta para el alumno	xxix
1	La química está en todas partes 1
2	Materia y energía 12
3	Mediciones fundamentales 35
4	Elementos, átomos y la tabla periódica 76
5	Estructura atómica: iones y átomos 114
6	Nombres, fórmulas y usos de los compuestos inorgánicos 154
7	Propiedades periódicas de los elementos 184
8	Enlaces químicos 213
9	Cantidades químicas 249
10	Reacciones químicas 276
11	Estequiometría: cálculos con base en ecuaciones químicas 312
12	Gases 338
13	Líquidos y sólidos 376
14	Soluciones 407
15	Velocidades de reacción y equilibrio químico 437
16	Ácidos y bases 469
17	Oxidación y reducción 507
18	Fundamentos de química nuclear 539
19	Química orgánica 577
20	Bioquímica 624
APÉNDICE A	Conversiones entre los sistemas métrico y anglosajón y algunas constantes físicas 656
APÉNDICE B	Operaciones algebraicas básicas 657
APÉNDICE C	Uso de la notación exponencial 660
APÉNDICE D	Uso de factores de conversión para resolver problemas 664
APÉNDICE E	Glosario 671
APÉNDICE F	Soluciones de los ejercicios y respuestas a los problemas impares 684
	Créditos de fotografías 718
	Índice 721

CONTENIDO

- 2.1 Materia
- 2.2 La materia tiene estados
- 2.3 Elementos y compuestos
- 2.4 Sustancias puras y mezclas
- 2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos
- 2.6 Ley de conservación de la masa
- 2.7 Energía y cambio químico
- 2.8 Ley de conservación de la energía
- 2.9 Conversión de materia en energía

Materia y energía



Las cataratas del Niágara ofrecen un ejemplo impresionante de la materia y la energía. Cada segundo se precipitan 6.0 millones de litros de agua por esta caída. Las cataratas del Niágara, situadas en la frontera entre Canadá y Estados Unidos, separan el lago Erie del lago Ontario.

“ ¿Qué es eso?” Ésta es una de las primeras preguntas que hacemos casi todos en la época en que aprendemos a andar, al tiempo que señalamos diversos objetos. Cuando el pequeño señala una pelota, un globo, una cuchara u otra cosa, por lo general queda satisfecho al escuchar el nombre del objeto, aunque tal vez quiera examinarlo también. Las preguntas básicas acerca de la constitución (composición) química no se plantean en esa edad. A medida que el pequeño crece, cada vez hace menos preguntas. Queremos despertar de nuevo tu interés para que formules las preguntas básicas acerca de la composición y naturaleza de todo lo que hay en nuestro mundo físico. No hay preguntas “tontas”. No titubees en hacerte a ti mismo y a los demás las preguntas más elementales a lo largo de tu estudio de estos fundamentos de la química.

2.1 Materia

Podemos describir la materia simplemente como la “sustancia” de la que están hechas todas las cosas materiales del universo. El agua, la sal, la arena, el azúcar, el acero, las estrellas, e incluso los gases presentes en el aire, se componen de materia. Por definición, la **materia** es todo lo que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. De hecho, la **química** es la ciencia que estudia la materia y los cambios que ésta experimenta.

La **masa** es una medida de la cantidad de materia. Incluso el aire tiene masa, pero quizá sólo te das cuenta de ello cuando caminas contra un viento fuerte. Solemos confundir la masa con el peso. El **peso** es la acción de la fuerza de la gravedad sobre la masa y no puede ser articular.

La intensidad de la gravedad de un planeta depende de su masa y de su tamaño. Durante la mayor parte de su historia, la especie humana estuvo restringida a la superficie del planeta Tierra, que ejerce una fuerza gravitatoria relativamente constante sobre un objeto dado; por esta razón, los términos *masa* y *peso* se utilizaban en general de manera indistinta. Cuando se inició la exploración del espacio, no obstante, las claras diferencias entre la masa y el peso se hicieron más evidentes y fáciles de describir. La masa de un astronauta en la Luna es la misma que su masa en la Tierra. La cantidad de materia que lo constituye no cambia. El *peso* del astronauta en la Luna, sin embargo, es sólo una sexta parte de su peso en la Tierra, porque la atracción que la Luna ejerce es seis veces menor que la atracción de la Tierra. El peso cambia con la gravedad (Fig. 2.1), pero la masa no.

EJEMPLO 2.1 Masa y peso

Cierta astronauta tiene una masa de 65 kilogramos (kg). Compara la masa y el peso del astronauta en cada uno de los ambientes gravitatorios que se indican.

- (a) La Luna, con una gravedad de 0.17 veces la gravedad de la Tierra, (b) la Tierra, (c) el espacio, (d) Marte, con una gravedad de 0.38 veces la gravedad de la Tierra.

SOLUCIÓN

La masa del astronauta no cambia: es la misma en todos los ambientes. El peso del astronauta siempre es la misma en el ambiente con la misma atracción gravitatoria.



Figura 2.1 El astronauta James Bogue flotando en condiciones de ingravidez dentro del módulo de servicio de la Estación Espacial Internacional.

- (a) En la Luna, el peso del astronauta ocuparía el tercer lugar en orden descendente, después de la Tierra y Marte.
- (b) En la Tierra, el peso del astronauta sería el más grande porque la gravedad es máxima.
- (c) En el espacio, el peso del astronauta es prácticamente cero.
- (d) El peso del astronauta en Marte sería el segundo más grande, porque la gravedad es aquí la segunda más intensa.

EJERCICIO 2.1

Véanse los problemas 2.1-2.6.

- (a) Explica por qué tu peso en Marte sería diferente de tu peso en la Tierra.
- (b) ¿Cuánto pesaría en Marte?

2.2

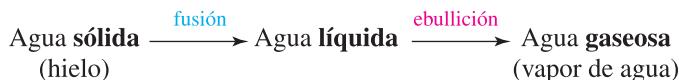
La materia tiene estados



Figura 2.2 Agua en tres estados: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor). Cuando el agua se evapora a temperatura ambiente, al gas que se forma se le llama vapor de agua.

La expresión “nivel atómico” se refiere al nivel submicroscópico invisible en el que se detectan las partículas individuales más pequeñas del material.

Según su temperatura, una muestra de materia puede ser un sólido, un líquido o un gas. Estas tres formas de la materia se conocen como **estados de la materia**, o simplemente **estados físicos**. En el caso del agua, sus diferentes estados físicos suelen designarse con distintos nombres. Al agua sólida se le llama **hielo**. Si se calienta lo suficiente, el hielo se funde y se convierte en agua **líquida**. Si se continúa calentando, el agua hierve y se produce un gas al que llamamos **vapor de agua**, invisible a altas temperaturas. La nube que aparece encima del pico de una tetera o de un recipiente con agua hirviendo contiene agua líquida condensada (Fig. 2.2).



Al enfriar el vapor, éste se **condensa**; es decir, vuelve a ser líquido. Al reducir la temperatura del agua líquida lo suficiente, el agua se **congela** y forma hielo. Así pues, el estado físico de la agua depende de la temperatura.

Un **sólido** tiene forma y volumen definidos. Muchos sólidos son *crystalinos*: tienen una forma tridimensional definida con superficies que forman ángulos específicos unas con otras. Por ejemplo, el cloruro de sodio, que es la sal de mesa ordinaria, o sal común, cristaliza en una forma cúbica con superficies (caras) que forman ángulos de 90° (Fig. 2.3). Un cristal se parte o divide cuando se le golpea en ciertos ángulos, de tal modo que los fragmentos conservan la misma característica.

Las propiedades de los sólidos se explican en el nivel atómico en términos de una disposición definida y regular de las partículas individuales, diminutas e invisibles, que constituyen el sólido (Fig. 2.4a). Esta disposición se conoce como matriz o red cristalina. Las partículas, estrechamente empaquetadas, se mantienen juntas por efecto de fuerzas de atracción. Las partículas de un sólido tienen poco movimiento: sólo una ligera vibración dentro de la red cristalina. En el capítulo 13 se analizan con más detenimiento las estructuras de los sólidos cristalinos.

A diferencia de los sólidos, los **líquidos** adoptan la forma del recipiente que los contiene, a excepción de la superficie superior que, en general, es plana. Al igual que los sólidos, sin embargo, los líquidos conservan un volumen casi constante. Si tienes una bebida gaseosa de 375 mililitros (mL), tendrás ese volumen ya sea que la bebida esté en una lata, en una botella, o extendida en un charco en el piso, lo que pone de manifiesto otra propiedad de los líquidos. A diferencia de los sólidos, los líquidos fluyen, pero unos lo hacen con más facilidad que otros. La **viscosidad** de un líquido es una medida de su resistencia al flujo, y es una de las propiedades especiales de cada líquido. Los líquidos viscosos, como la miel, fluyen con lentitud; el agua y el alcohol, que son poco viscosos, fluyen mucho más aprisa.

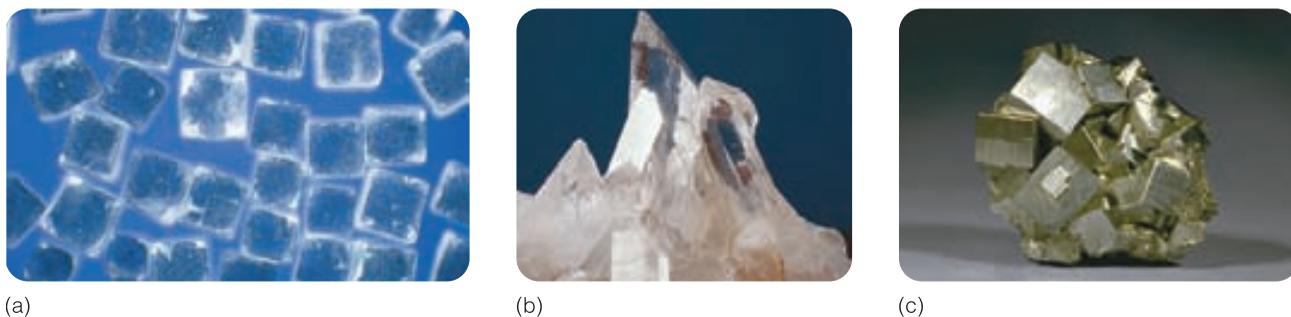


Figura 2.3 Algunos sólidos cristalinos a temperatura ambiente. (a) Cloruro de sodio (sal común); (b) dióxido de silicio (cuarzo); (c) sulfuro de hierro (pirita).

El agua y el alcohol son dos líquidos **miscibles**. Esto significa que se *disuelven* el uno en el otro. Es posible mezclarlos en cualquier proporción, y permanecen mezclados sin separarse en capas. El aceite vegetal y el agua son dos líquidos **inmiscibles**. Cuando se agitan juntos, dos líquidos **inmiscibles** forman una mezcla turbia que contiene gotas pequeñísimas de uno de ellos visiblemente suspendidas en el otro. Si se dejan en reposo, los líquidos inmiscibles se separan en dos capas distintas (Fig. 2.5).

Al observar un líquido que fluye, puedes hacerte una idea de lo que ocurre en el nivel atómico si te imaginas las partículas individuales más pequeñas deslizándose y resbalando unas sobre otras. Las partículas individuales de un líquido están próximas entre sí, y sus atracciones mutuas son bastante intensas; sin embargo, tienen libertad de movimiento. Por ejemplo, las partículas diminutas de aceite o agua se juntan para formar gotitas visibles. Los sólidos y los líquidos son prácticamente incompresibles porque hay poco espacio entre sus partículas individuales (véase la Fig. 2.4b).

Los **gases** no tienen forma ni volumen definidos, sino que adoptan la forma y el volumen del recipiente que ocupan. Infla parcialmente un globo y amárralo. Apriétalo en un lugar y observa cómo fluye el gas hacia zonas menos restringidas. Los gases se expanden hasta llenar totalmente el recipiente que ocupan, pero también es posible comprimirlos para introducirlos en recipientes pequeños. Por ejemplo, se puede comprimir aire e introducirlo en un tanque de acero para que lo utilice un buzo, bajo el agua, durante cierto tiempo. Los gases también se **difunden** con rapidez; es decir, se mezclan con otros gases al desplazarse para llenar el espacio disponible. Si alguien está horneando pan, el

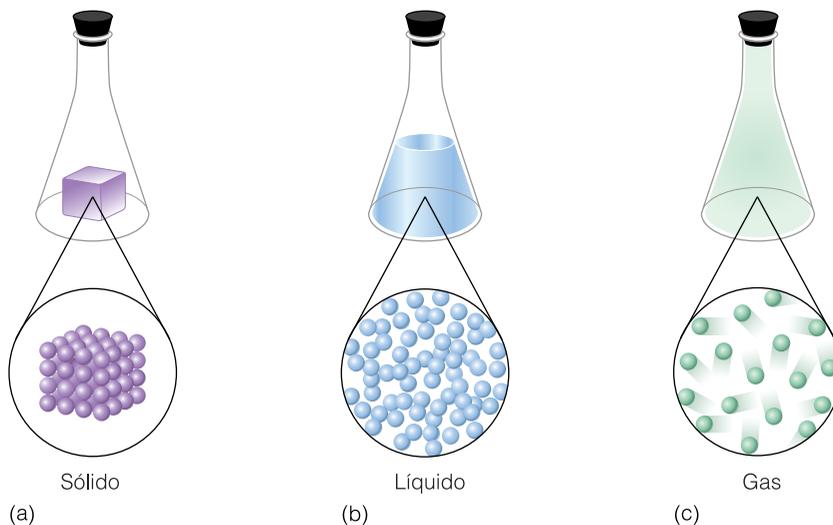


Figura 2.4 Los sólidos, los líquidos y los gases, los tres estados de la materia, tienen propiedades visibles y partículas invisibles. (a) En el caso de los sólidos, las partículas están en contacto y están ordenadas en un patrón fijo, como manzanas o naranjas cuidadosamente apiladas en la tienda de abarrotes. (b) En los líquidos, las partículas están en contacto pero se mueven libremente como cuentas en una botella. (c) En los gases, las partículas están muy separadas unas de otras y se desplazan con rapidez y al azar, como jejenes o moscas en una habitación.

Figura 2.5 El aceite vegetal y el agua son inmiscibles.
 (a) El aceite vegetal y el agua se mezclan al agitarlos vigorosamente.
 (b) Luego de estar en reposo se forman capas separadas, con el aceite encima y el agua en el fondo.

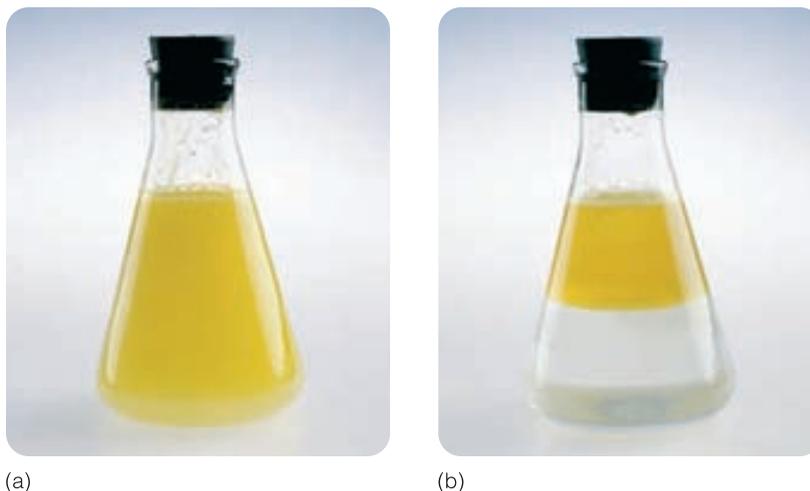


Figura 2.6 Los globos se inflan parcialmente con helio gaseoso.

agradable aroma impregna rápidamente el área. Si abres un tanque de amoníaco gaseoso en una habitación, el irritante olor se extenderá muy pronto por todo el cuarto.

Visualiza, en el nivel atómico, las partículas de gas que se desplazan cada una de forma independiente, con mucho espacio entre ellas (Fig. 2.4c). Imagina que las partículas rebotan en las paredes de un globo y ejercen la fuerza suficiente para impedir que el globo se contraiga (Fig. 2.6). A temperaturas más altas las partículas poseen más energía, lo que hace que el globo se expanda.

El aire es una mezcla de varios gases, entre ellos nitrógeno (78%), oxígeno (21%), un poco de argón (menos del 1%) y trazas de otros gases, como dióxido de carbono y neón y partículas contaminantes. El metano gaseoso es el componente principal del gas natural, un combustible de uso común en la calefacción doméstica en Estados Unidos y en muchos otros países.

En la tabla 2.1 se enumeran las propiedades específicas de los sólidos, líquidos y gases, y en la tabla 2.2 se muestran ejemplos comunes de cada estado.

EJEMPLO 2.2 Estados de la materia

Identifica el estado físico de los materiales siguientes a temperatura ambiente.

- (a) oxígeno (b) vapor de agua (c) cerámica (d) alcohol

SOLUCIÓN

Consulta la tabla 2.2 si es necesario.

- (a) gas (b) gas (c) sólido (d) líquido

Tabla 2.1 Propiedades de los sólidos, líquidos y gases

Estado	Forma	Volumen	Compresibilidad	Propiedades submicroscópicas
Sólido	Definida	Definido	Insignificante	Partículas en contacto y estrechamente empaquetadas en matrices rígidas
Líquido	Indefinida	Definido	Muy poca	Partículas en contacto, pero móviles
Gaseoso	Indefinida	Indefinido	Alta	Partículas muy separadas e independientes unas de otras

Tabla 2.2 Algunos sólidos, líquidos y gases

Sólidos	Líquidos	Gases
Hielo o nieve*	Agua*	Vapor de agua*
Aluminio	Mercurio	Aire
Cobre	Gasolina	Helio
Sal	Aceite vegetal	Dióxido de carbono
Azúcar	Alcohol	Acetileno ■
Arena	Vinagre	Argón
Plomo	Aceite para motor	Criptón ■

*Hielo, nieve y vapor de agua son nombres comunes de formas diferentes de una misma sustancia: el agua.

■ El acetileno gaseoso es un combustible que se utiliza para soldar.

■ El criptón gaseoso se emplea ahora para llenar ciertas bombillas de linterna para una luz muy brillante.

EJERCICIO 2.2

Describe las diferencias en cuanto a la disposición de las partículas individuales presentese n:

(a) un cubo de hielo, (b) un vaso de agua y (c) vapor de agua.

Véanse los problemas 2.7-2.12.

2.3 Elementos y compuestos

Una **sustancia pura** es una sustancia química particular compuesta de la misma clase de materia, con partículas del mismo tipo en toda su extensión, y puede ser un elemento o un compuesto.

Los **elementos** son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es un **átomo**. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Todos los átomos de un trozo de plata son átomos de plata. Los átomos de un elemento en particular no se pueden dividir en átomos más simples. El oro nunca ha sido descompuesto en átomos más simples, lo que demuestra que es un elemento.

Examina el interior de la portada de este libro; encontrarás lo que se conoce como una tabla periódica. Esta tabla contiene los símbolos de más de 100 elementos, la mayor parte de los cuales son poco comunes; tan sólo unos 10 elementos componen el 99% de todo lo que hay en la corteza terrestre. En el capítulo 4 examinaremos con más detenimiento a la abla periódica y los elementos. ■

Los **compuestos** son sustancias puras constituidas por elementos de dos o más tipos, combinados unos con otros en proporciones fijas. Cada compuesto tiene un fórmula química que indica las proporciones en que se combina cada elemento. La fórmula química del amoníaco es NH_3 , lo que indica que un átomo de nitrógeno está combinado con tres átomos de hidrógeno. Las propiedades de los compuestos son diferentes de las propiedades de los elementos individuales que los forman.

En un tiempo se pensó que el agua (Fig. 2.7a) era un elemento, pero ahora sabemos que es un compuesto formado por dos elementos, hidrógeno y oxígeno. La fórmula química del agua, H_2O , indica que dos átomos de hidrógeno están combinados con cada átomo de oxígeno. El agua se puede descomponer, en un laboratorio, en hidrógeno y oxígeno haciendo pasar una corriente eléctrica a través de ella. Un compuesto en particular tiene una proporción atómica específica y un porcentaje en masa específico de cada elemento del compuesto. Esto constituye un enunciado de la **ley de la composición definida**, también conocida como **ley de las proporciones definidas**.

La sal común (Fig. 2.7b) se puede descomponer fundiéndola primero y luego haciendo pasar una corriente eléctrica a través del líquido, para obtener los elementos sodio y cloro. La sal común es un compuesto, y tiene una composición definida: 39.3% de

Conexión con el aprendizaje

El capítulo 4 incluye una descripción más completa de los elementos y los átomos.



(a)



(b)

Figura 2.7 El agua (a) y la sal común (b) son compuestos.

sodio y 60.7% de cloro en masa. La tabla 2.3 presenta una lista de varios compuestos ordinarios y de los elementos que se han combinado para formar el compuesto. Advierte que no es de esperar que los compuestos se parezcan en modo alguno a los elementos presentes en el compuesto. Por el contrario, los compuestos tienen propiedades características únicas, diferentes de las propiedades de los elementos en cuestión. El ejemplo siguiente ilustra este punto.

EJEMPLO 2.3 Cómo distinguir entre elementos y compuestos

Explica cómo se puede distinguir fácilmente el cloruro de sodio (sal común) de los elementos que se combinaron para formar el compuesto. (Consulta la tabla 2.3 si no estás familiarizado con estas sustancias.)

SOLUCIÓN

La sal común (cloruro de sodio) es un compuesto cristalino blanco muy común que se emplea para sazonar. Se disuelve en agua. Los elementos, sodio y cloro (descritos en la tabla 2.3) no se parecen en nada al compuesto. El sodio es un metal sólido blando, plateado y reactivo; el cloro es un gas tóxico, de color amarillado verdoso y ácido.

EJERCICIO 2.3

Al sulfuro de hidrógeno gaseoso se le conoce también como gas de huevos podridos o gas de alcantarillado. Explica cómo se puede distinguir fácilmente este gas tóxico e incoloro, de olor desagradable, de los elementos que se combinan para formar el compuesto. (Véanse los problemas 2.13-2.22.)

Tabla 2.3 Composición de algunos compuestos comunes

Nombre del compuesto	Composición del compuesto	Comparación de propiedades
Agua	Hidrógeno y oxígeno	El hidrógeno y el oxígeno son gases, pero el agua es líquida a temperatura ambiente.
Azúcar de mesa	Carbono, hidrógeno y oxígeno	El carbono puede ser un sólido negro; el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros. El compuesto (azúcar) es un sólido blanco de sabor dulce.
Sal común	Sodio y cloro	El sodio es un metal sólido plateado y reactivo, y el cloro es un gas tóxico de color verde pálido. La sal es un sólido cristalino blanco.
Amoníaco	Nitrógeno e hidrógeno	Los elementos son inodoros, pero el amoníaco tiene un olor intenso.
Alcohol etílico	Carbono, hidrógeno y oxígeno	El carbono puede ser un sólido negro; el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros. El compuesto (alcohol etílico) es un líquido incoloro e inflamable.
Sulfuro de hidrógeno	Hidrógeno y azufre	El hidrógeno es un gas incoloro e inodoro. El azufre es un sólido amarillo pálido. El compuesto (sulfuro de hidrógeno) es un gas incoloro con olor a huevos podridos.

2.4 Sustancias puras y mezclas

Toda muestra de materia se clasifica como sustancia pura o como mezcla. Una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto. La composición de una sustancia pura es definida y fija. Por ejemplo, el agua pura es un compuesto; siempre contiene 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno en masa. El oro puro (de 24 quilates) es un elemento; es 100% oro. Tanto los elementos como los compuestos son *homogéneos*, esto es, son iguales en todas sus partes.

La composición de una mezcla puede variar. El jugo de naranja es una mezcla que contiene jugo, pulpa, agua y diversas sustancias químicas naturales y aditivos químicos, según la marca de jugo que compres (Fig. 2.8). Una lata de nueces de diferentes tipos también es una mezcla, en la que las proporciones de diversas nueces y cacahuete dependen de cuánto estés dispuesto a pagar por kilogramo. También es mezcla un pastel, una galleta, un vaso de té helado o un refresco de cola.

Como se muestra en la Fig. 2.9, las sustancias puras son elementos o compuestos, y las mezclas son *homogéneas* o *heterogéneas*. La combinación de nueces y el pastel son ejemplos de mezclas heterogéneas. El prefijo *hetero* significa “diferente”. Una **mezcla heterogénea** no tiene propiedades uniformes en toda su extensión; la composición de una zona (o fase) difiere de la composición de otra zona (o fase). Una mezcla de aceite y agua es otro ejemplo de mezcla heterogénea.

Una **mezcla homogénea** es uniforme en toda su extensión. Una **solución** es una mezcla homogénea; su composición y su apariencia son uniformes. Los sólidos como el azúcar y la sal se disuelven en agua y forman soluciones. Las mezclas de líquidos miscibles, como el alcohol y el agua, son soluciones; son uniformes en su totalidad. Casi todas las aleaciones metálicas, como el bronce, el latón y el acero, son soluciones de un sólido disuelto en otro sólido; son homogéneas. La tabla 2.4 muestra una lista de mezclas homogéneas (soluciones).

EJEMPLO 2.4 Materiales heterogéneos y homogéneos

Clasifica los materiales siguientes como heterogéneos u homogéneos.

- (a) huevos revueltos (b) gasolina (c) madera
(d) latón (e) pizza



Figura 2.8 El jugo de naranja es una mezcla heterogénea que contiene ingredientes.

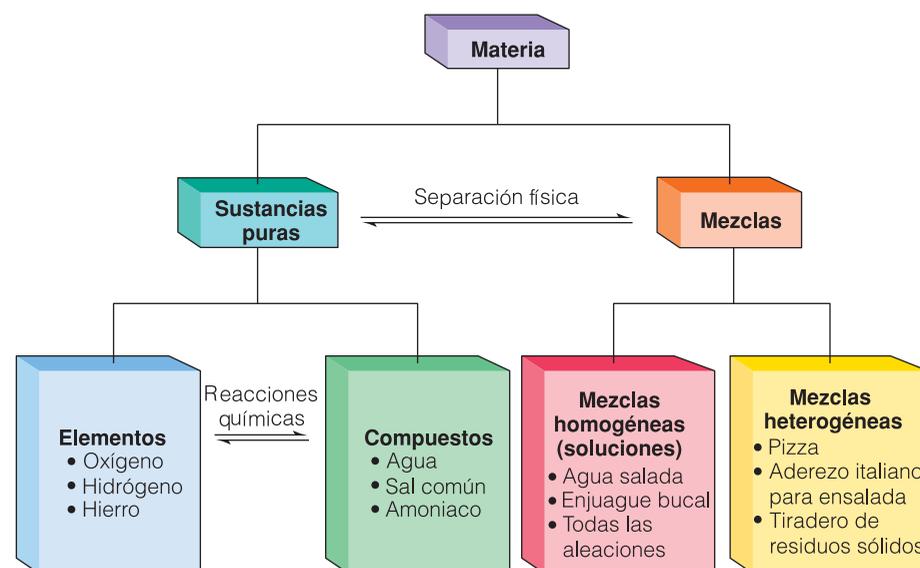


Figura 2.9 Clasificación de la materia.

Tabla 2.4 Algunas soluciones comunes (mezclas homogéneas)

Solución	Composición
Soluciones gaseosas	
Gas natural	Metano y pequeñas cantidades de otros gases
Aire	78.0% de nitrógeno, 20.9% de oxígeno, 0.9% de argón y trazas de dióxido de carbono y otros gases
Soluciones líquidas	
Alcohol para fricciones	70% de alcohol isopropílico y 30% de agua
Vino	De 10 a 12% de alcohol etílico
Cerveza	Aproximadamente 5% de alcohol etílico
Tintura de yodo	Yodo disuelto en alcohol
Soluciones sólidas (aleaciones)	
Latón	Cobre (aproximadamente 70%) y zinc (aproximadamente 30%)
Bronce	Cobre y estaño en diversas proporciones
Acero al alto carbono	1.0% de manganeso, 0.9% de carbono, 98.1% de hierro*
Acero inoxidable	18.0% de cromo, 8.0% de níquel, 0.2% de carbono, 73.8% de hierro*
Plata de ley	92.5% de plata con 7.5% de cobre
Oro amarillo (14 K)	58% de oro, 24% de plata, 17% de cobre, 1% de zinc
Oro amarillo (10 K)	42% de oro, 12% de plata, 40% de cobre, 6% de zinc

*Los porcentajes de composición del acero varían según la aplicación.

SOLUCIÓN

- (a) Los huevos revueltos son heterogéneos, pues algunas partes tienen más clara que otras.
- (b) La gasolina es una mezcla homogénea de diversos compuestos derivados del petróleo que son miscibles y están distribuidos uniformemente en toda la gasolina.
- (c) La mezcla de azúcar y agua es homogénea.
- (d) El latón es una mezcla homogénea de cobre y zinc. (Véase la tabla 2.4.)
- (e) Una pizza es una mezcla heterogénea que contiene harina, aceites, agua, levadura, sal y otros ingredientes.

EJERCICIO 2.4

Véanse los problemas 2.23-2.32.

Clasifica las siguientes mezclas homogéneas.

- (a) perfume (b) sopa de verduras
- (c) acero inoxidable (d) un trozo de metal

2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos

El azúcar, el agua y el aluminio son sustancias diferentes. Toda sustancia tiene propiedades específicas que no dependen de la *cantidad* de sustancia. Las propiedades que nos permiten identificar o caracterizar una sustancia, y distinguirla de otras sustancias, se llaman **propiedades características**. Éstas se subdividen en dos categorías: propiedades físicas y propiedades químicas.

Las **propiedades físicas** características de una sustancia son aquellas que identifican la sustancia sin alterar su composición. El color, olor, densidad, punto de fusión, punto de



(a)



(b)

Figura 2.10 El aluminio es un metal dúctil (a) y maleable (b).

ebullición, dureza, lustre metálico (brillo), ductilidad, maleabilidad y viscosidad son todas propiedades físicas características (Fig. 2.10). Por ejemplo, cuando se calienta agua en un recipiente pequeño hasta su punto de ebullición, o si se hace lo mismo con un caldero muy grande, la temperatura a la que el agua hierve tiene el mismo valor: 100°C o 212°F . Análogamente, el punto de congelación del agua es 0°C o 32°F . Estos valores son independientes de la cantidad.

Las propiedades características que relacionan los cambios de composición de una sustancia o sus reacciones con otras sustancias se llaman **propiedades químicas**. Las preguntas siguientes conciernen a las propiedades químicas de una sustancia.

1. ¿Arde en el aire?
2. ¿Se descompone (se divide en sustancias más simples) cuando se calienta?
3. ¿Reacciona con otra sustancia, como oxígeno, un ácido o un metal, por ejemplo?
4. ¿De qué modo la modifican otras sustancias, y qué sustancias produce la reacción?

Las propiedades químicas incluyen la tendencia de una sustancia a reaccionar con otra, a enmohecerse, corroerse, estallar o actuar como veneno o carcinógeno (agente productor de cáncer).

Las propiedades características físicas y químicas, también llamadas **propiedades intensivas**, se emplean para identificar una sustancia. En la tabla 2.5 se muestran algunas propiedades intensivas. La tabla 2.6 presenta una lista de las propiedades características de varias sustancias ordinarias. Las **propiedades extensivas** de las sustancias son las que dependen de la *cantidad* de muestra, e incluyen las mediciones de masa, volumen y longitud. Las propiedades *intensivas* ayudan a identificar o caracterizar un tipo de materia en particular. Las propiedades *extensivas* se relacionan con la cantidad de material presente.

Si se corta o se rompe un trozo de cera en fragmentos más pequeños, o si se funde (un cambio de estado), la muestra que queda sigue siendo cera. Cuando se enfría, la cera fundida vuelve a ser un sólido. En estos ejemplos sólo se ha producido un **cambio físico**; es decir, la *composición* de la sustancia no se alteró.

La **ductilidad** es la capacidad de un metal para ser estirado y convertido en un alambre.

La **maleabilidad** es la capacidad de un metal para cambiar de forma cuando se le martilla o lamina para formar hojas delgadas.

Conexión con el aprendizaje

Las mediciones de masa, volumen y longitud se estudiarán en el capítulo siguiente.

Tabla 2.5 Algunas propiedades intensivas

Algunas propiedades físicas			
Punto de ebullición	Color	Lubricidad	Conductividad eléctrica
Punto de fusión	Sabor	Olor	Se disuelve en agua
Brillo	Suavidad	Ductilidad	Viscosidad (resistencia al flujo)
Volatilidad	Dureza	Maleabilidad	Densidad (relación masa/volumen)
Algunas propiedades químicas			
Arde en el aire	Se descompone cuando se calienta		Reacciona con ciertos metales
Hace explosión	Reacciona con el agua		Reacciona con ciertos no metales
Es tóxico	Reacciona con ciertos ácidos		

Cuando una vela arde (Fig. 2.11) se producen cambios tanto físicos como químicos. Después de encenderla, la cera sólida próxima a la mecha encendida se funde. Éste es un cambio físico; la composición de la cera no cambia al pasar del estado sólido al líquido. La mecha encendida absorbe parte de la cera fundida, y en la mecha se produce un cambio químico. Aquí, la cera de la flama de la vela reacciona químicamente con el oxígeno del aire para formar dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. En todo **cambio químico** se consumen una o más sustancias y se forman al mismo tiempo una o más sustancias nuevas, cada una con sus propias propiedades físicas y químicas.

Sin embargo, la aparente desaparición de algo, como la cera, por ejemplo, no es necesariamente un signo de que estamos observando un cambio químico. Por ejemplo, cuando el agua se evapora de un vaso y desaparece, ha dejado de ser líquido y se ha convertido en un gas llamado vapor de agua, pero en ambas formas se trata de agua. Esto es un cambio de fase (de líquido a gas), que es un cambio físico. Cuando se intenta establecer si un cambio es físico o químico, conviene plantear la pregunta crítica: ¿ha cambiado la composición fundamental de la sustancia? En un cambio químico (una reacción) así ocurre, pero no si el cambio es físico.

Conexión con el mundo real

Algunos cambios químicos comunes son:

- Broncearte la piel
- Hacerte una permanente para ondular tu cabello
- Quemar cualquier combustible

Tabla 2.6 Propiedades características (intensivas) de algunas sustancias

Propiedades físicas					
Sustancia	Estado*	Punto de fusión	Color	Conductividad eléctrica	Propiedades químicas
Aluminio	Sólido	660°C	Plateado	Buena	Reacciona con ácidos con producción de hidrógeno gaseoso
Cloruro de sodio (sal común)	Sólido	801°C	Blanco	Ninguna como sólido; buena disuelto en agua	La electricidad lo descompone en sodio y cloro
Sacarosa (azúcar de caña)	Sólido	185°C	Blanco	No	Arde en oxígeno con producción de agua y dióxido de carbono
Alcohol etílico	Líquido	-117°C	Incoloro	No	Inflamable
Agua	Líquido	0°C	Incolora	No	La electricidad la descompone en hidrógeno y oxígeno
Helio	Gaseoso	-272°C	Incoloro	No	No reactivo

*Estado físico a temperatura ambiente.

UNA MIRADA CERCANA

Propiedades del azufre

Las propiedades intensivas del azufre comprenden propiedades tanto físicas como químicas. Las propiedades físicas se pueden evaluar sin alterar la composición del azufre. Las propiedades químicas son aquellas que se manifiestan cuando la sustancia experimenta un cambio químico. A continuación se enumeran algunas propiedades físicas y químicas características del azufre.



Propiedades físicas

- Es de color amarillo pálido.
- Es un sólido frágil a temperatura ambiente.
- Se desmenua en pedruzcos al ser aplastado.
- No conduce electricidad.
- No se disuelve en agua.

Propiedades químicas

- Arde en oxígeno con producción de un gas, dióxido de azufre, que tiene un olor irritante, como el de los fósforos cuando se queman.
- Reacciona con carbono para formar disulfuro de carbono, un líquido incoloro.
- Reacciona con hierro para formar sulfuro de hierro, un sólido.

El azufre, que es un sólido amarillo, arde con flama azul y forma dióxido de azufre, un gas.

EJEMPLO 2.5 Cómo distinguir entre las propiedades o cambios físicos y químicos

Clasifica los siguientes hechos como propiedad física, propiedad química, cambio físico o cambio químico.

- (a) El alcohol es inflamable.
- (b) El alcohol se volatiliza y se vaporiza en facilidad.
- (c) Una muestra de sal común se disuelve en un vaso de agua.
- (d) Con el tiempo, una batería de linterna pierde su carga.

SOLUCIÓN

- (a) Ésta es una **propiedad química**; la combustión produce sustancias nuevas.
- (b) Ésta es una **propiedad física**; el alcohol cambia de líquido a gas.
- (c) Éste es un **cambio físico**; la sal continúa presente, aun cuando el agua se evapore.
- (d) Éste es un **cambio químico**; cuando se genera electricidad, ciertas sustancias químicas se consumen y se producen otras.

EJERCICIO 2.5

Clasifica los siguientes hechos como propiedad física, propiedad química, cambio físico o cambio químico.

- (a) El carbón vegetal se solidifica negro.
- (b) El carbón vegetal cambia cuando arde en el aire.
- (c) El carbón vegetal se reduce.



Figura 2.10 La fusión de la cera es un cambio físico. Ocurriría un cambio químico cuando la cera ardiera por oxidación y producción de dióxido de carbono y vapor de agua.

Véanse los problemas 2.33-2.40.

2.6 Ley de conservación de la masa

Cuando una vela arde no se gana ni se pierde masa. La masa total de la cera y del oxígeno presente antes de la combustión es igual a la masa total de dióxido de carbono, vapor de agua y cera sin quemar que quedan cuando la vela se apaga.

Masa de cera + Masa de oxígeno =

Masa de dióxido de carbono + Masa de agua + Masa de cera sin quemar

No se produce un cambio total de masa durante la reacción química. La masa se conserva. Esto se conoce como la **ley de conservación de la masa**, la cual establece que:

no se crea ni se destruye masa durante los cambios físicos y químicos.

El descubrimiento de la ley de la conservación de la masa tuvo lugar en Francia, por obra de Antoine Lavoisier, aproximadamente en la época en que las colonias norteamericanas participaban en la Guerra de Revolución. ■ Luego de llevar a cabo múltiples reacciones en recipientes cerrados, de modo que ninguna sustancia pudiese entrar o salir, Lavoisier concluyó que no ocurría cambio alguno en cuanto a la masa total. Esto es tan sólo un ejemplo de la ley de conservación de la masa, que se ha comprobado una y otra vez.

Puesto que la masa se conserva durante las reacciones, también debe conservarse la materia; no se crea ni se destruye materia durante una reacción química. En otras palabras, es imposible crear materia de la nada; no se pueden crear átomos a partir de nada. Dichod eo tram anera,

■ Las **leyes científicas** son enunciados que resumen hechos experimentales referentes al comportamiento de la materia, y de los que no se conocen excepciones.

ROSTROS DE LA QUÍMICA

La química se convierte en ciencia cuantitativa

El francés Antoine Lavoisier (1743-1794) quizá contribuyó más que nadie a establecer la química como ciencia cuantitativa. Convenció a sus contemporáneos de la importancia de las mediciones exactas en las investigaciones exactas. Una investigación famosa que llevó a cabo fue el calentamiento del óxido rojo de mercurio. Éste se descompuso y produjo mercurio metálico y un gas al que Lavoisier dio el nombre de oxígeno. La masa no cambió. ■

Lavoisier llevó a cabo muchos experimentos cuantitativos. En una de sus demostraciones descompuso agua. También encontró que cuando se quema carbón mineral, éste se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono. Lavoisier fue el primero en comprender el papel del oxígeno en la combustión, y aunque no descubrió este elemento, sí le dio nombre. También encontró que cuando un cobayo respira, se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono. Lavoisier concluyó entonces, correctamente, que la respiración está relacionada con la combustión. En ambos casos se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono y vapor de agua. Véase “La química en nuestro mundo”, en la sección 2.7.

Lavoisier publicó en 1789 su ahora famoso *Tratado*

elemental de química, el primer texto de química moderno. En ese mismo año se inició la Revolución Francesa, y el gobierno francés recurrió a Lavoisier para que mejorara tanto la cantidad como la calidad del alcohol.

Por su trabajo encaminado a establecer la química como ciencia cuantitativa, se suele considerar a Lavoisier como el “padre de la química moderna”.



Antoine Lavoisier perdió la cabeza (en la guillotina) durante la Revolución Francesa, pero no por sus investigaciones científicas. En aquellos tiempos nadie era químico de tiempo completo. Lavoisier, que pertenecía a la nobleza francesa, era además recaudador de impuestos de Luis XVI, y fue en calidad de tal que incurrió en la ira de los revolucionarios franceses.

■ Lavoisier no fue el primero en descomponer este óxido de mercurio, pero sí lo fue en pesar todas las sustancias presentes antes y después de la reacción. También fue el primero en interpretar correctamente la reacción.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

¿Dónde quedó la materia: magia o ciencia?

La nitrocelulosa es una sustancia empleada en la elaboración de explosivos, como combustible de cohetes y en la fabricación de bases de películas fotográficas.

Es posible “desaparecer” la nitrocelulosa en segundos en medio de una flama muy brillante. Pero sabemos que según la ley de conservación de la materia, los materiales no desaparecen, sólo se transforman. Al quemar la nitrocelulosa ocurre esta reacción:



La letra entre paréntesis indica el estado de la sustancia a la que acompaña (s), se refiere a sólido y (g) a gaseoso. Como puedes ver, en este caso todos los productos son gases, por lo que se mezclan con los gases de la atmósfera y como son incoloros se genera el efecto de “desaparición”.

La combustión de la nitrocelulosa desprende gran cantidad de energía calorífica, porque la energía usada para formar los enlaces es mayor que la absorbida en la ruptura de los enlaces

de los reactivos. La energía se libera como luz y el movimiento rápido de las moléculas hace que el aire cercano a la combustión se caliente.



La nitrocelulosa puede usarse como combustible de cohetes. Su combustión es una reacción exotérmica, porque desprende una gran cantidad de energía calorífica.

Durante las reacciones químicas no se ganan ni se pierden átomos.

Por consiguiente, sólo es posible hacer nuevos materiales cambiando la forma en que los átomos se combinan.

EJEMPLO 2.6 Conservación de la masa

Teniendo en cuenta la ley de la conservación de la masa, explica cómo es que el hierro enmohecido, que es hierro combinado con oxígeno, puede pesar más que el hierro puro.

SOLUCIÓN

El enmohecimiento del hierro se parece mucho a la combustión de la cera que ya hemos descrito. La sustancia reaccionó con oxígeno, pero no hubo un cambio de masa en conjunto. De forma análoga, cuando el hierro se enmohece, se combina con una masa específica de oxígeno para producir una masa de óxido de hierro igual a la suma de las masas del hierro y el oxígeno consumidos en el proceso.



Las masas totales de las sustancias deben ser iguales antes y después de la reacción.

EJERCICIO 2.6

- Cuando un fósforo se quema en su totalidad, ¿se pierde masa? Explica tu respuesta.
- Pregunta a un amigo o amiga si se pierde masa o no cuando un tronco arde en una chimenea, o cuando se quemag asolinae nu na utomóvil.E xplical oq ueo curre.

Véanse los problemas 2.41-2.44.

2.7 Energía y cambio químico

La **energía** se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Se realiza **trabajo** cuando se desplaza una masa a lo largo de una distancia. Son formas comunes de

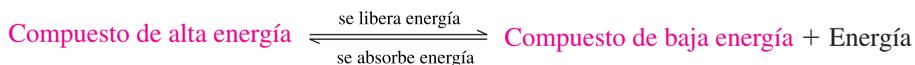
energía: la luz, el calor, la energía eléctrica, la energía mecánica y la energía química. La energía se puede convertir de una forma en otra. Por ejemplo, cuando enciendes una linterna, la energía química almacenada en las baterías se convierte en energía eléctrica y, finalmente, en luz y sonido.

Las diversas formas de energía se clasifican como energía cinética o energía potencial. La **energía cinética** es energía de movimiento. Cuando un automóvil estacionado comienza a rodar por una pendiente, la energía potencial se transforma en energía cinética. En términos matemáticos, la energía cinética (E.C.) de un objeto es igual a la mitad de su masa (m) multiplicada por el cuadrado de su velocidad (v).

$$E.C. = \frac{1}{2} mv^2$$

La **energía potencial** es energía almacenada; es la energía que un objeto posee en virtud de su posición o de su composición química. La gasolina y el azúcar de mesa poseen energía potencial debido a su composición química. Un automóvil estacionado en una colina tiene energía potencial debido a su posición.

En el transcurso de la mayor parte de las reacciones químicas, la energía potencial de las sustancias participantes disminuye. En otras palabras, por lo regular los compuestos de alta energía se transforman en compuestos de baja energía. Cuando esto sucede, se libera energía hacia el entorno, por lo común en forma de calor. Si se invierte una reacción que libera energía, será preciso suministrar energía continuamente para que la reacción prosiga.



En términos de energía potencial, los materiales de una reacción son en cierto sentido como un automóvil en una colina. Cuando el auto baja rodando por la pendiente, la energía potencial se libera y se transforma en energía mecánica, pero se necesita energía para que el auto suba por la pendiente. Un proceso químico que es “cuesta abajo” (en términos de energía) en un sentido debe ser “cuesta arriba” en el sentido opuesto.

La energía potencial almacenada en el azúcar y en otros alimentos se libera cuando las células vivas utilizan el alimento mediante un proceso conocido como metabolismo. Este proceso es muy complejo, pero se resume como sigue: el azúcar se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía. De esta forma, se libera cierta energía cuando las moléculas de azúcar y oxígeno de alta energía (menos estables) se transforman, por medio de reacciones químicas, en las moléculas de dióxido de carbono y agua de baja energía (más estables). En esta reacción, que aquí se representa, se libera energía.



Una reacción que libera energía calorífica es una reacción **exotérmica**. Cuando se utiliza el término **exergónica** en vez de exotérmica, se indica que también se puede liberar energía en otras formas distintas del calor. Cuando se incorpora o se absorbe calor u otras formas de energía durante las reacciones, éstas se denominan reacciones **endotérmicas** y **endergónicas**, respectivamente.

EJEMPLO 2.7 Cambios de energía

¿Representan los procesos siguientes un cambio químico o un cambio físico? ¿Hay un incremento o una disminución de la energía potencial de los materiales que intervienen?

Conexión con el aprendizaje

Las reacciones de la fotosíntesis y del metabolismo son fundamentalmente opuestas en términos de materiales y energía. Véase el recuadro “Fotosíntesis y metabolismo”.

- (a) Un tazón de vidrio cae al suelo.
- (b) Se mpujau nab icicletah asta lac imad eu nac olina.
- (c) Una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos estalla con detonación cuando sei nflama,y p roducea gua.
- (d) Unac orrientee léctricad escomponea guae nh idrógenoy o xígeno.

SOLUCIÓN

- (a) Un **cambio físico**; la **energía potencial** del tazón **disminuye**. Conforme el tazón cae, p arted es ue nergíap otenciads ec onviertee ne nergíac inética.
- (b) Un **cambio físico**; la **energía potencial** de la bicicleta **aumenta** a medida que ésta subel ac olina.
- (c) Un **cambio químico**; la **energía potencial** de las sustancias químicas **disminuye**. Se emite un sonido y otras formas de energía cuando las sustancias reaccionan.
- (d) Un **cambio químico**; la **energía potencial** de las sustancias químicas **aumenta** cuando se suministra energía. Esta reacción es la inversa de la reacción del ejemplo anterior.

EJERCICIO 2.7

- (a) ¿El butano libera o absorbe energía cuando se quema? ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? E xplicat ur espuesta. **Véanse los problemas** 2.45-2.50.
- (b) ¿Se libera o se absorbe energía cuando se forma azúcar en las plantas verdes? ¿Laf otosíntesise se xergónicao e ndergónica?E xplicat ur espuesta.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Fotosíntesis y metabolismo

En términos de cambios de energía, la fotosíntesis y el metabolismo son procesos inversos.

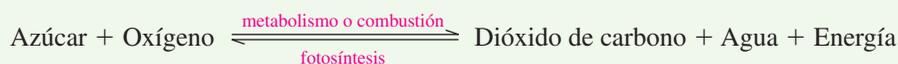
Durante la fotosíntesis, las plantas verdes absorben la energía solar que incide en la superficie terrestre. Mediante una compleja serie de reacciones, esta energía se almacena como energía química y se utiliza para convertir dióxido de carbono y agua en azúcar (y almidón). Melvin Calvin (1911-1997), de la Universidad de California en Berkeley, se hizo acreedor al premio Nobel de Química de 1961 por su trabajo sobre la química de la fotosíntesis.

Durante el metabolismo el azúcar se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua, y se libera energía. El metabolismo y la combustión son procesos exergónicos; en cambio, la fotosíntesis es un proceso endergónico. Los procesos reversibles se representan como en nuestra ecuación.

Los materiales de partida del metabolismo se muestran a la izquierda; los de la fotosíntesis, a la derecha. Las sustancias producto de una reacción son los materiales de partida de la otra reacción. Una de estas reacciones, el metabolismo, libera energía hacia el entorno, en tanto que la reacción inversa, la fotosíntesis, necesita energía para llevarse a cabo.



En el metabolismo de los seres humanos y en la fotosíntesis de las plantas intervienen procesos inversos.



2.8 Ley de conservación de la energía

Siempre que ocurre una reacción, hay también un cambio de energía. O bien la reacción libera energía, o ésta se requiere de manera continua para que la reacción prosiga. Como se describió en el caso de los procesos inversos del metabolismo y la fotosíntesis, si la reacción en un sentido libera energía, la reacción inversa debe absorberla. Este fenómeno tiene una explicación. Durante una reacción química se libera o se absorbe energía, pero

No se crea ni se destruye energía durante los procesos químicos.

Esto se conoce como la **ley de la conservación de la energía**; es una forma de expresar lo que también se conoce como la **primera ley de la termodinámica**.

Conexión con el aprendizaje

Si tomas otros cursos de química o de física, sin duda encontrarás más explicaciones sobre la primera ley de la termodinámica.

Para explicar cómo es que se gana o se pierde energía sin que ésta se cree o se destruya, supongamos que tienes cierta cantidad de dinero, el cual puede estar disponible en efectivo, o bien “almacenado” en una cuenta de cheques, pero la cantidad total no ha cambiado. El dinero que está en el banco, es decir, el dinero “almacenado”, es en cierto sentido como la energía potencial. No puedes tomar \$100 de tu cuenta sin que el valor de la cuenta disminuya en \$100, pero en realidad no has perdido dinero. Si se libera energía que está almacenada, y queda disponible para ser utilizada, entonces hay menos energía almacenada, pero nada se ha perdido.

Si una parte de la energía potencial almacenada de las sustancias químicas se transforma en energía calorífica disponible, entonces la energía potencial de las sustancias restantes deberá ser menor que al principio. La energía no se crea ni se destruye, sino que se transforma, de energía potencial almacenada, en energía calorífica disponible o trabajo.

EJEMPLO 2.8 Conservación de la energía

Para cada inciso del ejemplo 2.7, explica cómo se conserva la energía.

SOLUCIÓN

- Conforme el tazón cae al piso, su energía potencial disminuye, pues pasó de una posición más alta a una más baja. La energía de la caída se consumió con la ruptura del tazón. La energía total no cambia.
- Conforme la bicicleta asciende por la colina, la persona que la empuja utiliza energía, en tanto que la bicicleta gana energía potencial. La bicicleta gana energía; la persona que la empuja pierde energía.
- Durante la explosión, la energía liberada por las sustancias químicas se transforma en sonido y movimiento al escapar los gases. La energía total no cambia.
- La energía eléctrica se transfiere a las sustancias químicas y se almacena como energía química (potencial) en los gases. Más tarde se puede liberar la energía almacenada, como se describe en (c). No se pierde energía.

EJERCICIO 2.8

- Explica cómo se conserva la energía durante la combustión del butano (Ejercicio 2.7).
- Explica cómo se conserva la energía si formarsea el azúcar durante la fotosíntesis.

Véanse los problemas 2.51 - 2.58.

2.9

Conversión de materia en energía

Uno de los adelantos más notables de la ciencia se resolvió con un lápiz y un cuaderno. No son éstas las herramientas que habitualmente asociamos con los principales descubrimientos científicos. Albert Einstein puede muy bien ser el científico más conocido de todos los tiempos; sin embargo, sus logros los alcanzó en su mente, no en el laboratorio (Fig. 2.12).

Para 1905, Einstein ya había elaborado su teoría de la relatividad. Al hacerlo, dedujo una relación entre la materia y la energía. La ahora famosa **ecuación de Einstein** suele escribirse como sigue:

$$E = mc^2 \text{ o, con más precisión, } \Delta E = \Delta mc^2$$

donde ΔE representa un cambio de energía, Δm representa un cambio de masa y c es la velocidad de la luz. De acuerdo con la ecuación de Einstein, una masa definida se transforma siempre en una cantidad definida de energía. La ecuación adquiere mayor trascendencia cuando se comprende que 1.0 gramo de materia —si se convierte totalmente en energía— contiene la energía suficiente para calentar una casa durante 1 000 años.

El razonamiento de Einstein no se corroboró sino hasta 40 años más tarde. Su comprobación estremeció al mundo al anunciar la explosión nuclear.

La conservación de la masa se describió en la sección 2.6, y la conservación de la energía, en la sección 2.8. Ahora, como resultado del trabajo de Einstein, es evidente que debemos tratar la materia y la energía juntas, en una ley combinada de conservación de la materia y la energía. En términos sencillos, *podemos afirmar que la suma total de la materia y la energía del universo es constante.*

En las reacciones químicas el cambio de energía es extremadamente pequeño en comparación con el cambio de energía de las reacciones nucleares. En las reacciones químicas, todo cambio de masa es demasiado pequeño para que se pueda detectar. Para todo fin práctico, la masa y la energía se conservan durante las reacciones químicas; no hay una conversión mensurable entre ambas.



Figura 2.12 Albert Einstein (1879-1955) nació en Alemania. No fue un estudiante destacado en la escuela, pero a los 25 años ya era considerado como un físico sobresaliente. Recibió el Premio Nobel de Física en 1921. En 1933, cuando los judíos eran perseguidos en Alemania, Einstein huyó a Estados Unidos y trabajó con otros científicos notables en la Universidad Princeton hasta su muerte.

En una explosión nuclear, menos del 1% de la materia disponible se convierte efectivamente en energía, pero aún así, la energía que se libera es enorme.

Resumen del capítulo

La química es una ciencia que estudia la materia y sus cambios. La materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa. La masa depende de la cantidad de materia presente; en cambio, el peso depende de la fuerza gravitatoria. La materia existe en cualquiera de los tres estados físicos, sólido, líquido o gaseoso, de acuerdo con la temperatura. Las propiedades de cada estado se incluyen en la tabla 2.1.

Las sustancias puras son, o bien elementos, con un solo tipo de átomos, o compuestos, con átomos de dos o más clases combinados químicamente. Una mezcla heterogénea no es uniforme en toda su extensión. Todas las soluciones son mezclas homogéneas, de composición uniforme. La mayor parte de las aleaciones son soluciones sólidas.

Las propiedades características (propiedades intensivas) de las sustancias incluyen propiedades tanto químicas como físicas.

Durante los cambios físicos y químicos no se crea ni se destruye masa. Esto se conoce como la ley de conservación de la masa.

La energía es la capacidad para realizar trabajo. Un objeto en movimiento tiene energía cinética. La energía potencial (energía almacenada) se relaciona con la posición o la composición química de un objeto. Se libera energía durante los procesos exotérmicos o endergónicos; en cambio, es necesario suministrar energía continuamente a una reacción endotérmica o endergónica. Existen muchas formas de energía, como son la energía calorífica, lumínica, sonora, eléctrica, química y mecánica. La energía se convierte de una forma en

otra, pero no se crea ni se destruye. Este hecho se resume en la ley de conservación de la energía y en la primera ley de la termodinámica.

La ecuación de Einstein describe la relación matemática entre la materia y la energía. En las reacciones nucleares, cantidades extremadamente pequeñas de materia se convierten en cantidades enormes de energía, pero el total de la masa y la energía del universo permanece constante.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Explica la diferencia entre masa y peso. [2.1]
2. Describe tres o más propiedades macroscópicas y una propiedad submicroscópica de cada uno de los estados de la materia. [2.2]
3. Explica la diferencia entre los elementos y los compuestos. [2.3]
4. Explica la diferencia entre sustancias puras y mezclas. [2.4]
5. Clasifica una mezcla específica como homogénea o heterogénea. [2.4]
6. Explica la diferencia entre las propiedades físicas y las propiedades químicas de las sustancias. [2.5]
7. Cita dos ejemplos que ilustren la ley de conservación de la masa. [2.6]
8. Cita dos ejemplos que muestren un aumento de energía potencial, y dos ejemplos que muestren una disminución de la energía potencial. [2.7]
9. Cita dos ejemplos que ilustren la ley de conservación de la energía. [2.8]
10. Describe las implicaciones de la relación entre la masa y la energía. [2.9]

Términos clave

átomo [2.3]	estados de la materia [2.2]	maleabilidad [2.5]	propiedades intensivas [2.5]
cambio físico [2.5]	estados físicos [2.2]	masa [2.1]	propiedades químicas [2.5]
cambio químico [2.5]	gas [2.2]	materia [2.1]	química [2.1]
compuesto [2.3]	hielo [2.2]	mezcla heterogénea [2.4]	reacción endergónica [2.7]
condensar [2.2]	inmiscible [2.2]	mezcla homogénea [2.4]	reacción endotérmica [2.7]
congelar [2.2]	ley de conservación de la energía [2.8]	miscible [2.2]	reacción exergónica [2.7]
difundir [2.2]	ley de conservación de la masa [2.6]	peso [2.1]	reacción exotérmica [2.7]
ductilidad [2.5]	ley de las proporciones definidas [2.3]	primera ley de la termodinámica [2.8]	sólido [2.2]
ecuación de Einstein [2.9]	leyes científicas [2.6]	propiedades características [2.5]	solución [2.4]
elemento [2.3]	líquido [2.2]	propiedades extensivas [2.5]	sustancia pura [2.3]
energía [2.7]		propiedades físicas [2.5]	trabajo [2.7]
energía cinética [2.7]			vapor de agua [2.2]
energía potencial [2.7]			viscosidad [2.2]

Problemas*

Materia [2.1]

- 2.1** Describe por qué una muestra cualquiera de roca tiene más peso en la Tierra que en la Luna. ¿Cómo es comparativamente la masa de la roca en estos dos ambientes?
- 2.2** ¿Cómo es comparativamente la masa de tu cuerpo en la Tierra, en el espacio y en la Luna? A veces, los términos masa y peso se utilizan indistintamente. ¿Por qué es incorrecto hacerlo?
- 2.3** De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?
- | | |
|--------------|-----------------|
| a. luz | b. electricidad |
| c. biscochos | d. chocolate |

- 2.4** De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?
- | | |
|----------|--------------|
| a. aire | b. pintura |
| c. calor | d. luz solar |
- 2.5** De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?
- | | |
|----------------------|-----------|
| a. azúcar | b. latón |
| c. sonidos musicales | d. vidrio |
- 2.6** De lo siguiente, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?
- | | |
|-------------------|----------------|
| a. helio gaseoso | b. agua |
| c. carbón vegetal | d. rayos láser |

*En el apéndice F se dan las respuestas a los problemas impares.

Estados del amateria[2.2]

- 2.7 El vinagre y el agua son (a) miscibles, (b) inmiscibles.
- 2.8 El aceite vegetal y el agua son (a) miscibles, (b) inmiscibles.
- 2.9 ¿En qué estado de la materia están las partículas en contacto y fluyen unas sobre otras?
- 2.10 ¿En qué estado de la materia están las partículas estrechamente empaquetadas, a veces formando redes cristalinas?
- 2.11 Con base en la tabla 2.6, indica el estado físico del
a. alcohol etílico a -115°C .
b. cloruro de sodio a 803°C .
- 2.12 Con base en la tabla 2.6, indica el estado físico del
a. aluminio a 642°C .
b. helio a -270°C .

Elementos y compuestos[2.3]

- 2.13 Compara las propiedades de los elementos hidrógeno y oxígeno con las del compuesto agua, que contiene estos mismos elementos. (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.14 Compara las propiedades de los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno con las del azúcar, que es un compuesto que contiene estos mismos elementos. (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.15 Compara las propiedades del amoníaco con las de los elementos que se combinan para formar este compuesto.
- 2.16 Compara las propiedades de la sal común con las de los elementos que se combinan para formar este compuesto.
- 2.17 ¿Cómo se llama la unidad más pequeña de un elemento que posee las propiedades del elemento?
- 2.18 ¿Cómo se denomina una sustancia pura que contiene dos o más elementos?
- 2.19 De lo que sigue, ¿cuáles son sustancias?
a. elementos b. compuestos
c. agua d. luz
- 2.20 Dos o más elementos se combinan químicamente para formar (elige una respuesta)
a. compuestos b. elementos nuevos
- 2.21 De acuerdo con la "ley de las proporciones definidas", cada compuesto tiene una proporción _____ específica y un porcentaje en _____ también específico.
- 2.22 La "ley de las proporciones definidas" se conoce también como la _____.

Sustancias puras y mezclas [2.4]

- 2.23 ¿Es el alcohol etílico un elemento, un compuesto o una mezcla? (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.24 ¿Es el sulfuro de hidrógeno un elemento, un compuesto o una mezcla? (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.25 ¿Es el hierro heterogéneo u homogéneo? ¿Por qué?
- 2.26 ¿Es el acero al alto carbono heterogéneo u homogéneo? ¿Por qué?

- 2.27 Une njuagueb ucales (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. un amezclah eterogénea
d. un amezclah omogénea
- 2.28 La plata de ley es (elige una respuesta) (consulta la tabla 2.4)
a. un elemento
b. un compuesto
c. un amezclah eterogénea
d. un amezclah omogénea
- 2.29 La sal común es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. un amezclah eterogénea
d. un amezclah omogénea
- 2.30 El yodo es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. un amezclah eterogénea
d. un amezclah omogénea
- 2.31 El azufre es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. un amezclah eterogénea
d. un amezclah omogénea
- 2.32 Un tazón de cereal con azúcar y leche es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. un amezclah eterogénea
d. un amezclah omogénea

Propiedades y cambios físicos y químicos [2.5]

- 2.33 ¿Cuáles de las siguientes son propiedades físicas, y cuáles propiedades químicas del cobre?
a. Se funde a 1284°C .
b. Su densidad es de 8.96 g/cm^3 .
c. Es un buen conductor del calor.
d. Se oxida cuando se expone al aire.
e. Es maleable.
- 2.34 ¿Cuáles de las siguientes son propiedades físicas, y cuáles propiedades químicas del vinagre?
a. Es un líquido incoloro.
b. Su sabor es agrio.
c. Tiene un olor fuerte.
d. Reacciona con los carbonatos alcales cuando se mezcla con soda para hornear.
e. Produce dióxido de carbono gaseoso cuando se mezcla con soda para hornear.
- 2.35 Clasifica los hechos o actos siguientes como cambios químicos o físicos.

- a. prenderu ne ncendedord eb utano
 b. lae xpansiónd ela guaa lc ongelarse
 c. lae vaporaciónd ea lcohol
 d. ele nmohecimientod eu nc lavod eh hierro
- 2.36** Clasifica los hechos o actos siguientes como cambios químicos o físicos.
- a. ele mpañamientod el ap lata
 b. afilaru nl áviz
 c. lad igestiónd eu nab arrad ec aramelo
 d. laf usiónd el as oldadura
- 2.37** Clasifica los hechos siguientes como propiedades químicas o físicas.
- a. El líquido para encender carbón se evapora con facilidad.
 b. Se puede quemar alcohol en un motor.
 c. Ela luminiom etálicor eaccionac onl osá cidos.
 d. La sal se disuelve en el agua.
- 2.38** Clasifica los hechos siguientes como propiedades químicas o físicas.
- a. Ell íquidop arae ncenderc arbóne si nflamable.
 b. Ela lcohol se vaporac onr apidez.
 c. La plata es buena conductora del calor y de la electricidad.
 d. El magnesio metálico reacciona con el ácido sulfúrico, conp roducciónd eh idrógenog aseoso.
- 2.39** Describe varias propiedades físicas y químicas de una vela. Describe los cambios físicos o químicos que ocurren cuando una vela arde.
- 2.40** Describe varias propiedades físicas y químicas de un clavo de hierro. Describe los cambios físicos o químicos que ocurren cuando el clavo se enmohece.

Ley de conservación de la masa [2.6]

- 2.41** Explica cómo es que la herrumbre puede tener más masa que el hierro puro.
- 2.42** El azufre arde en oxígeno con producción de dióxido de azufre. Explica cómo es la masa del dióxido de azufre producido en comparación con la del azufre original.
- 2.43** Se consume totalmente un tanque lleno de gasolina de tu automóvil ¿Qué ocurrió con toda esta masa? ¿Se violó la ley de conservación de la masa?
- 2.44** Cuando se calienta piedra caliza en un horno, el material que queda después de calentar tiene menos masa que el ap iedrac alizao riginal. Explica lo que ocurrió.

Energía y cambio químico [2.7]

- 2.45** ¿En qué punto tiene más energía potencial un carro de montaña rusa, cuando comienza a ascender por la primera pendiente, o cuando alcanza la cima de ella?
- 2.46** ¿Qué tiene más energía potencial: un clavadista en el trampolín de 1 m, o el mismo clavadista en la plataforma de 10 m?

- 2.47** ¿Cuáles de los cambios siguientes son exotérmicos, y cuáles son endotérmicos?
- a. un p etardoc uandos ee nciende
 b. una vela que arde
 c. fundir la cera en torno a la mecha de una vela
 d. unap lantaq uee laboraa zúcarp orf otosíntesis
 e. elm etabolismod ela zúcard eu nc aramelo
- 2.48** ¿Cuáles de los cambios siguientes son exotérmicos, y cuáles son endotérmicos?
- a. digerira limentos
 b. fundirh ielo
 c. una corriente eléctrica descompone cloruro de sodio (salcomún)
 d. quemarg asn atural
 e. lae xplosiónd eu nab ombao rdinaria(non uclear)
- 2.49** Durante el metabolismo del azúcar y de otros alimentos
- a. sea bsorbee nergía
 b. sel iberae nergía
 c. se crea energía
 d. sed estruyee nergía
- 2.50** Durante la fotosíntesis en las plantas
- a. sea bsorbee nergía
 b. sel iberae nergía
 c. se crea energía
 d. sed estruyee nergía

Ley de conservación de la energía [2.8]

- 2.51** Redacta un enunciado conciso que resuma la ley de conservación de la energía y la primera ley de la termodinámica.
- 2.52** ¿Qué es una ley científica?
- 2.53** Explica cómo puede ser cierto el enunciado siguiente. Se libera energía al quemar madera, pero no se crea ni se destruye energía.
- 2.54** Explica cómo puede ser cierto el enunciado siguiente. Se absorbe energía durante la evaporación del agua, pero no se crea ni se destruye energía.
- 2.55** Explica cómo es posible que se absorba o incorpore energía durante la fotosíntesis, y que al mismo tiempo la energía se conserve.
- 2.56** Explica cómo es posible que se libere energía cuando se quema un combustible, y que al mismo tiempo la energía se conserve.

Conversión de materia en energía [2.9]

- 2.57** Escribe de nuevo la ecuación de Einstein despejando m , y describe cuál es la relación entre la magnitud de m y la energía. (Recuerda que c representa la velocidad de la luz.)
- 2.58** Pese a que la ecuación de Einstein muestra que los cambios de energía y de masa están relacionados entre sí, ¿por qué no parece que se pierda masa durante una reacción química en la que se libera energía?

Cambios y propiedades físicas y químicas

Realiza los siguientes experimentos y responde las preguntas.
Recuerda respetar las reglas de seguridad en el laboratorio.

Materiales y reactivos

- 2 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 matraz bola
- 1 mechero Bunsen
- 1 espátula
- Vidrio de reloj
- Cápsula de porcelana o mortero
- 1 tubo de ensayo
- 1 alfiler
- Pinzas de laboratorio
- Agitador magnético
- Parrilla
- Termómetro calibrado
- Tubo en "U"
- Alambre de cobre
- 1 pila de 9 volts
- Naftalina
- Arena
- Hielo picado
- Yodo
- Zinc o aluminio en polvo
- Sulfato de cobre(II) pentahidratado
- Agua destilada
- Solución de yoduro de potasio (KI) al 0.1 M
- Solución de almidón al 1%
- Indicador de fenoftaleína al 1%

Experimento A

1. En el vaso de precipitados, agrega 0.5 g de naftalina y 0.5 g de arena.
2. En el matraz bola, vierte el hielo picado y colócalo sobre la boca del vaso de precipitados, como se indica en el esquema.
3. Calienta con el mechero Bunsen y observa los vapores de naftalina.
4. Terminada la reacción, toma la espátula, retira los cristales de naftalina y colócalos en un vidrio de reloj. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.



Experimento B

1. En la cápsula de porcelana o mortero, agrega 2 g de yodo, y con ayuda del pistilo, tritúralo lo más fino posible; adiciona 2 g de zinc (o aluminio en polvo) e incorpora 3 o 4 gotas de agua. Observa. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento C

1. En el tubo de ensayo, coloca 0.1 g de sulfato de cobre(II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y 3 mL de agua, agita golpeando la parte inferior del tubo. Observa. ¿Se trata de una propiedad física o química? ¿Ocurrió un cambio físico o químico? Explica por qué.
2. Deposita el alfiler en el tubo de ensayo anterior y espera 10 minutos. Con ayuda de unas pinzas, saca el alfiler de la solución y observa. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento D

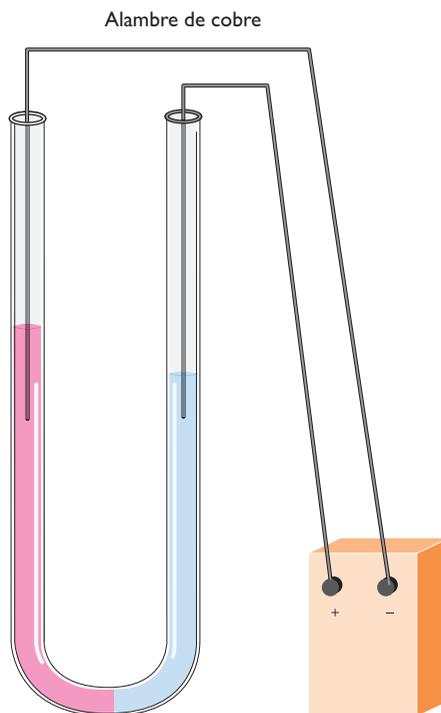
1. En un vaso de precipitados, vierte 20 mL de agua destilada y coloca un agitador magnético. Mueve el botón “stir” en el número 2 o 3, para que empiece a girar el agitador. Calienta el agua sobre una parrilla en el número 3 y cuando esté en franca ebullición (burbujeo constante), determina su punto de ebullición con ayuda de un termómetro calibrado. Registra la temperatura de ebullición. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento E

1. En un tubo en “U”, coloca suficiente solución de yoduro de potasio (KI) al 0.1 M, sin llenar hasta el tope, como se muestra en la figura.
2. En un extremo del tubo, agrega dos gotas de solución al 1% de almidón; en el otro extremo, coloca una gota de indicador de fenofaleína, también al 1%.
3. Une dos alambres de cobre a una pila de 9 volts (en cada uno de los polos) e introdúcelos en la boca de cada tubo. Espera unos segundos y observa. La reacción que ocurre es la siguiente:



¿Se trata de una propiedad física o química? ¿Ocurrió un cambio físico o químico? Explica por qué.



Pila de 9 volts

CONTENIDO

- 3.1 Unidades métricas y SI
- 3.2 Medición métrica de la longitud y aproximaciones
- 3.3 Factores de conversión y análisis dimensional
- 3.4 Medición métrica del volumen y conversiones
- 3.5 Medición métrica de la masa y conversiones
- 3.6 Conversión entre unidades métricas y anglosajonas
- 3.7 La incertidumbre en las mediciones
- 3.8 Cifras significativas
- 3.9 Notación científica
- 3.10 Densidad y densidad relativa
- 3.11 Medición de la temperatura
- 3.12 Temperatura y energía calorífica

Mediciones fundamentales



Adivinanza métrica
Si en metros mides la longitud
y en litros el volumen,
¿a qué temperatura en grados
se congela el agua?

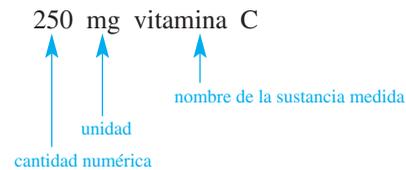
—Ralph Burns

Los químicos, ingenieros, profesionales de la medicina y personas de todos los campos relacionados con la ciencia deben tomar decisiones con base en datos científicos. Esto significa hacer y utilizar mediciones de longitud, volumen, masa y temperatura. Entender cómo se registran las mediciones y cómo se trabaja con ellas es fundamental para el éxito en todos los campos relacionados con la ciencia.

Un valor medido se compone de tres partes: la **cantidad numérica**, la **unidad** y el **nombre de la sustancia**, todas las cuales deben incluirse siempre que se registran datos. Por ejemplo, considera una tableta de vitamina (Fig. 3.1) con la cantidad siguiente:



Figura 3.1 Los marbetes suelen mostrar la medida numérica, la unidad y el nombre de la sustancia medida.



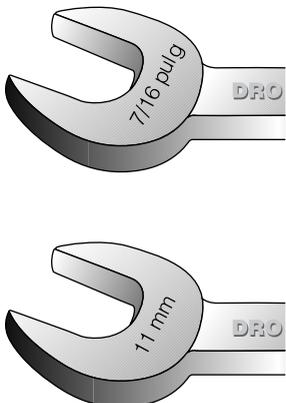
Siempre que una de estas tres partes de una cantidad medida falta o es errónea, se ponen en riesgo los cálculos precisos y la interpretación de los resultados. El origen de los errores en análisis clínicos, ingeniería, operaciones industriales, investigación científica y exploraciones espaciales suele hallarse en errores de medición o de interpretación de las mediciones. Ejemplos de ello son los casos lamentables como el del paciente que falleció cuando se le administraron 7.5 mililitros (mL) de un medicamento en vez de los 7.5 miligramos (mg) que se le prescribieron, o el de un avión que se estrelló porque el combustible fue medido en litros, pero se supuso que se trataba de galones.

En el mundo se han utilizado mucho sistemas de medición. El conocido sistema anglosajón de pies, cuartos y libras se está eliminando lenta pero irremisiblemente en Estados Unidos, que es uno de los últimos países en dejar de utilizarlo. ■ Una norma de febrero de 1994 de la Comisión Federal de Comercio de Estados Unidos exige que todo empaquetamiento de productos de consumo incluya ediciones métricas.

3.1 Unidades métricas y SI

■ Estados Unidos es el único país grande que no ha adoptado totalmente las unidades métricas o SI.

Figura 3.2 Si necesitas una llave de tuercas del siguiente tamaño más pequeño que una llave de 11 mm, no es difícil: utiliza una llave de 10 mm. Es más fácil trabajar con unidades SI que con unidades anglosajonas. Si tienes una llave de $\frac{7}{16}$ de pulgada, la siguiente más pequeña (en intervalos de $\frac{1}{16}$ de pulgada) se identifica como de $\frac{6}{16}$ de pulgada, no $\frac{3}{8}$ de pulgada.



Los científicos de todo el mundo utilizan desde hace mucho tiempo el **sistema métrico**, que fue adoptado en Francia en la década de 1790 a 1800. Hoy en día, casi todos los países del mundo utilizan un sistema métrico actualizado, denominado **Sistema Internacional**, o **SI** (del francés *Système International*). El Congreso de Estados Unidos otorgó su respaldo a este sistema en 1866, y en 1975 el Congreso aprobó la Ley de Conversión Métrica, que creó un Consejo Métrico Estadounidense encargado de informar acerca del avance en el cambio voluntario al sistema. Este cambio ha sido lento, pero hoy día resulta evidente para cualquier consumidor (Fig. 3.2). En este libro haremos referencias generales a los sistemas métrico y SI, independientemente.

Muchos productos de consumo muestran unidades tanto métricas como anglosajonas (Fig. 3.3), pero algunos productos sólo están disponibles en cantidades métricas estándar. Por ejemplo, algunas bebidas gaseosas se envasan en botellas de 500 mililitros (mL), 1 litro (L) y 2 L, y ciertas bebidas alcohólicas sólo están disponibles en envases de 750 mL, 1 L y 1.5 L.

El sistema métrico (SI) se basa en el sistema decimal. A diferencia de las fracciones, las cantidades métricas se suman o restan rápidamente, del mismo modo que lo haces con tu dinero. Para hacer conversiones entre unidades SI grandes y pequeñas es necesario dividir o multiplicar por factores de 10, 100 y 1000. Esto es más sencillo que dividir o multiplicar por un valor fraccionario, como suele ser el caso de las conversiones dentro del sistema anglosajón. Por ejemplo, en el sistema anglosajón 1 barril (bbl) equivale a 4.08 pies cúbicos (pie³) de medida seca o 31.5 galones (gal) en el caso de la mayor parte de los líquidos; sin embargo, cuando se trata de productos de petróleo 1 barril representa 42.0 gal. Para aumentar la confusión, un cuarto imperial equivale a 1.2009 cuartos estadounidenses de medida líquida o 1.0320 cuartos estadounidenses de medida seca. Existen tres millas de diferente longitud (terrestre, náutica y métrica), dos onzas de diferente tamaño y cuatro toneladas distintas. Tantas unidades no uniformes provocan confusiones innecesarias. El sistema métrico ayuda a eliminar estos problemas.

En el SI, la unidad básica de longitud es el **metro** (m), que equivale aproximadamente a un paso largo y es una distancia un poco mayor que una yarda. La unidad SI básica de masa se define como el **kilogramo** (kg), una cantidad algo mayor que 2 libras. La tabla 3.1 muestra algunas unidades SI básicas importantes. Las demás unidades de medición se deducen de estas unidades básicas.



Figura 3.3 Hoy en día se utilizan unidades métricas en todo tipo de productos para medidas de volumen, longitud y masa.

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas, se utilizan prefijos. La tabla 3.2 contiene una lista de prefijos con sus equivalentes decimales y exponenciales y sus símbolos. Como se muestra en la tabla, un prefijo modifica el tamaño de una unidad en múltiplos de 10. Por ejemplo, el prefijo *mili-* significa 1/1000 o 0.001 veces la unidad básica. Así pues, un miligramo (mg) es igual a 1/1000 de gramo o 0.001 gramos. Esto, en forma de ecuación matemática, es

$$1 \text{ mg} = 0.001 \text{ g}$$

Si multiplicamos ambos lados de la ecuación por 1000 obtenemos la igualdad

$$1000 \text{ mg} = 1 \text{ g}$$

El ejemplo y el ejercicio siguientes ilustran el uso de los prefijos.

Conexión con el aprendizaje
 Apréndete los prefijos comunes identificados en la tabla 3.2.

Tabla 3.1 Algunas unidades SI fundamentales

Cantidad	Nombre de la unidad SI	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Temperatura	Kelvin	K
Tiempo	Segundo	s
Cantidad de sustancia	Mol	mol

Tabla 3.2 Prefijos métricos y sus equivalentes*

Prefijo	Símbolo	Equivalente decimal	Equivalente exponencial
Tera-	T	1 000 000 000 000	10^{12}
Giga-	G	1 000 000 000	10^9
Mega-	M	1 000 000	10^6
Kilo	k	1,000	10^3
Hecto-	h	100	10^2
Deca-	da	10	10^1
		1	10^0
Deci	d	0.1	10^{-1}
Centi-	c	0.01	10^{-2}
Mili-	m	0.001	10^{-3}
Micro-	μ^\dagger	0.000 001	10^{-6}
Nano-	n	0.000 000 001	10^{-9}
Pico-	p	0.000 000 000 001	10^{-12}
Femto-	f	0.000 000 000 000 001	10^{-15}
Atto-	a	0.000 000 000 000 000 001	10^{-18}

*Las unidades de uso más común se muestran en azul.

†El símbolo de micro es la letra griega μ (se pronuncia "mu"). En ocasiones micro se simboliza como mc, de modo que una muestra de 2 microgramos se podría escribir como 2 mcg.

Diviértete un poco

10^6 fonos = 1 megáfono

10^{-6} fonos = 1 micrófono

10^{-2} mentales = 1 centimental

10^1 dientes = 1 decadente

EJEMPLO 3.1 Prefijos métricos

Utiliza la tabla 3.2, si es necesario, para responder los siguientes.

- Kilo- equivale al número _____; por tanto, $2.000 \text{ kg} = \underline{\hspace{2cm}}$ g.
- Centi- tiene un equivalente decimal de _____; por tanto, $4.000 \text{ cm} = \underline{\hspace{2cm}}$ m.
- Mega- equivale a _____; por tanto, 1.6 MW (megawatts) = _____ W.

SOLUCIÓN

- Kilo- representa **1000**, por tanto, $2.000 \text{ kg} = 2.000 \times 1000 \text{ g} = \mathbf{2000 \text{ g}}$
- Centi- representa **0.01**, por tanto, $4.000 \text{ cm} = 4.000 \times 0.01 \text{ m} = \mathbf{0.04 \text{ m}}$
- Mega- representa **1 millón**, por tanto, $1.6 \text{ MW} = \mathbf{1.6 \text{ millones de watts}}$.

EJERCICIO 3.1

Expresa los siguientes en palabras y en símbolos.

- 3×10^{-9} segundos
- 10×10^3 metros
- 2×10^9 bytes de memoria de computadora

Véanse los problemas 3.1-3.4.

3.2

Medición métrica de la longitud y aproximaciones

La unidad SI básica de longitud es el metro. Originalmente, el metro se definió como un diezmillonésimo de la distancia del Polo Norte al ecuador. En 1875 se definió de nuevo como la distancia entre dos líneas marcadas sobre cierta barra de platino e iridio (resis-

Tabla 3.3 Unidades métricas de longitud comunes

Unidad	Abreviatura	Equivalente en metros	Equivalente exponencial
Kilómetro	km	1000 m	1×10^3 m
Metro	m	1 m	1×10^0 m
Decímetro	dm	0.1 m	1×10^{-1} m
Centímetro	cm	0.01 m	1×10^{-2} m
Milímetro	mm	0.001 m	1×10^{-3} m
Micrómetro	μm	0.000 001 m	1×10^{-6} m
Nanómetro	nm	0.000 000 001 m	1×10^{-9} m

tente a la corrosión) que se conservaba en Francia. En la actualidad, el metro se define con más precisión como 1 650 763.73 veces la longitud de onda de cierta luz roja anaranjada que se emite en condiciones específicas.

La tabla 3.3 presenta las unidades métricas de longitud más comunes. Debes aprender a escribir longitudes empleando las unidades de la columna de la izquierda y también en metros como se muestra en la columna central. Los valores exponenciales equivalentes que se muestran en la tabla se estudiarán más adelante en este mismo capítulo.

Además de conocer el significado de las diversas longitudes métricas y de los prefijos, también es importante poder hacer aproximaciones de longitudes métricas. La Fig. 3.4 ofrece una guía para hacerlas. ■

■ Al trabajar con unidades métricas, aprende a hacer una aproximación (una conjetura con bases) acerca del tamaño de un objeto.

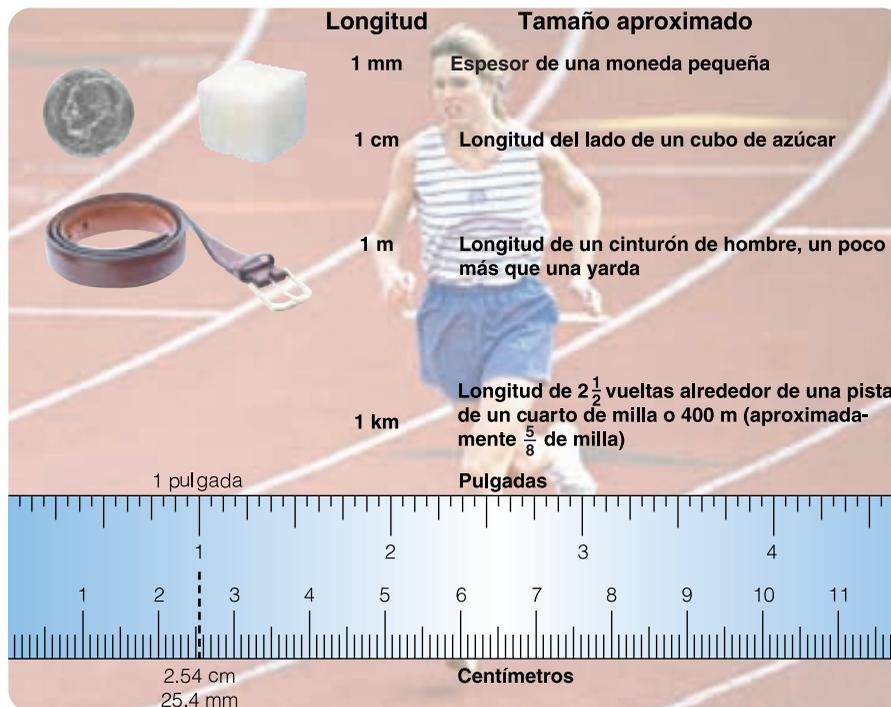


Figura 3.4 Longitudes métricas aproximadas.

EJEMPLO 3.2 Aproximaciones de longitudes métricas

Con base en las aproximaciones de la Fig. 3.4, elige la mejor respuesta en cada caso.

- (a) Unam onedap equeñat ieneu nd iámetroa proximadod e
 (1) 2 mm (2) 0.2 cm (3) 2 cm (4) 20 dm
- (b) La distancia a lo ancho de un clip es de aproximadamente
 (1) 80 mm (2) 8 mm (3) 8 cm (4) 0.08 cm
- (c) Lae staturad eu na dultop uedes erd ea proximadamente
 (1) 1.7 km (2) 1.7 mm (3) 1.7 cm (4) 1.7 m
- (d) Ele spesord eu nam arcag ruesad el ápize sd ea proximadamente
 (1) 1 mm (2) 0.01 cm (3) 10 mm (4) 0.01 m

SOLUCIÓN

- (a) Unam onedap equeñam idea proximadamente **2 cm**,r espuesta(3).
- (b) La distancia a lo ancho de un clip es de aproximadamente **8 mm**,r espuesta(2).
- (c) Una estatura de 5 pies 7 pulgadas equivale aproximadamente a **1.7 m**, respuesta (4).
- (d) Unam arcad el ápizm idea proximadamente **1 mm**,r espuesta(1).

EJERCICIO 3.2

Véanse los problemas 3.5-3.6.

Eligel am ejorr espuestae nc adac aso.

- (a) Unat abletad ea spirinat ieneu nd iámetroa proximadod e
 (1) 1 mm (2) 2 mm (3) 1 cm (4) 2 cm
- (b) Elb ordem ásl argod eu nat arjetad ec réditom idea proximadamente
 (1) 8.5 mm (2) 8.5 cm (3) 8.5 dm (4) 0.85 cm

Además de hacer aproximaciones con valores métricos, es indispensable que aprendas a convertir cualquier cantidad métrica en cualquier otra cantidad métrica equivalente, por ejemplo, centímetros en milímetros o milímetros en centímetros o metros. La mejor manera de aprender a hacerlo se describe en la siguiente sección. Quizá te sientas tentado a tomar un atajo, pero en tanto no domines el procedimiento, los atajos pueden conducir a respuestas incorrectas. ■

Conexión con el aprendizaje

Los atajos ofrecen rutas fáciles hacia irespuestas erróneas!

—Ralph Burns.

3.3**Factores de conversión y análisis dimensional**

Hay una estrategia de uso muy extendido para resolver problemas y que se conoce como **análisis dimensional** o **método de factores de conversión**; consiste en la multiplicación de la cantidad dada o conocida (¡y de sus unidades!) por uno o más factores de conversión para obtener la respuesta en las unidades deseadas.

$$\text{Cantidad conocida y unidad(es)} \times \text{Factor(es) de conversión} = \text{Cantidad en las unidades deseadas}$$

Un *factor de conversión* es un cociente de dos cantidades equivalentes expresadas en unidades diferentes. Toda igualdad matemática se puede escribir como un factor de conversión. Am anerad ee jemplo,u saremosu nai gualdadc onocida.

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min}$$

(1)

Podemos dividir ambos lados de la ecuación (2) por 60 min para obtener

$$\frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} = 1 \quad (2)$$

o podemos invertir la fracción para obtener la ecuación (3)

$$\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 1 \quad (3)$$

Lo que da dos fracciones equivalentes e iguales al número 1. De las ecuaciones (2) y (3) se obtienen los factores de conversión siguientes.

$$\frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \quad (4) \quad \text{y} \quad \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \quad (5)$$

Para convertir horas en minutos podemos elegir una de las fracciones como factor de conversión. ¿Cuál nos conviene utilizar? ¡Elige el factor de conversión que te permita cancelar la unidad no deseada! Cuando un tiempo en *horas* se va a convertir en minutos, se debe utilizar el factor de conversión (5) para que aparezca la misma unidad, *horas*, tanto en el numerador como en el denominador.

$$\text{Tiempo en horas} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = \text{Respuesta en minutos}$$

Por ejemplo, podemos convertir 6.25 horas en minutos como se muestra aquí.

Parte de la cantidad conocida \rightarrow $6.25 \text{ h} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 375 \text{ min}$ \rightarrow Multiplicar por el factor de conversión apropiado

Para convertir en horas un tiempo dado en *minutos*, se debe utilizar el factor de conversión (4) para que la respuesta esté en horas, conforme a lo deseado.

Aviso: Es posible obtener ciertos factores de conversión de la información que se da en problemas o en tablas, pero debes conocer los factores de conversión más comunes.

EJEMPLO 3.3 Uso de factores de conversión

$$285 \text{ min} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ h}$$

SOLUCIÓN

Inicia siempre de la cantidad conocida, que en este caso es 285 min. A continuación, sigue un plan basado en factores de conversión tales que las unidades no deseadas se cancelen para obtener las unidades deseadas: horas. Este es el plan que se usó.

Plan: minutos \rightarrow horas

$$285 \text{ min} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} = 4.75 \text{ h}$$

EJERCICIO 3.3

- (a) $84 \text{ h} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ días}$
 (b) $4.25 \text{ días} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ h}$

La utilidad del método de análisis dimensional es aún mayor cuando se necesitan varios factores de conversión para resolver un problema, como se muestra en el ejemplo 3.4.

EJEMPLO 3.4 Uso de varios factores de conversión

2160 min = _____ días

SOLUCIÓN

Inicia con la cantidad conocida, 2160 min, y sigue un plan basado en factores de conversión para obtener horas y luego días.

Plan: minutos → horas → días

$$2160 \cancel{\text{min}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \cancel{\text{min}}} \times \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} = 1.50 \text{ días}$$

EJERCICIO 3.4

(a) 2.5 días = _____ min (b) 2 h, 15 min = _____ s segundos

EJEMPLO 3.5 Uso de factores de conversión complejos

Si tu corazón late a razón de 72 veces por minuto, ¿cuántas veces late en un año?

SOLUCIÓN

Parte de la cantidad conocida que es necesario convertir, y elabora una serie planificada de conversiones que conduzca a las unidades deseadas.

Plan: latidos/min × series de factores de conversión → latidos/año

Las conversiones que necesitarás conocer en memoria.

60 min/h

24 h/día

365 días/año

Puesto que se conocen los latidos/min y se desean latidos/año, la clave para resolver el problema es convertir minutos en años. El plan es ahora

Latidos/min → latidos/h → latidos/día → latidos/año

Parte de la cantidad conocida, 72 latidos/min, y utiliza factores de conversión que permitan cancelar las unidades no deseadas para obtener la respuesta que buscas en latidos por año

$$\frac{72 \text{ latidos}}{60 \cancel{\text{min}}} \times \frac{60 \cancel{\text{min}}}{1 \text{ h}} \times \frac{24 \text{ h}}{1 \cancel{\text{ día}}} = \frac{365 \cancel{\text{ días}}}{1 \text{ año}} = \frac{37 \ 843 \ 200 \text{ latidos}}{1 \text{ año}}$$

EJERCICIO 3.5

Si un grifo gotea a razón de 12 gotas por minuto, ¿cuántos mililitros se podrían recoger en un día, si un mililitro es igual a 18 gotas?

Apliquemos ahora el mismo método con unidades métricas. Para convertir una longitud en centímetros a metros, se labora primero con la serie de conversiones

Centímetros → metros

y busca la igualdad métrica idónea para formular un factor de conversión. Por ejemplo, 1 m = 100 cm (exactamente); por tanto, se puede escribir los factores de conversión.

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \text{y} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

La tabla 3.4 contiene más ejemplos de factores de conversión comunes para longitudes métricas. Consulta esta tabla para analizar los ejemplos que siguen, y luego resuelve los problemas a fines que se incluyen en el anexo de este capítulo.

EJEMPLO 3.6 Conversiones de longitudes métricas

Un pequeño tornillo tiene 2.3 cm de longitud. ¿Cuál es su longitud en milímetros?

SOLUCIÓN

Escribe la cantidad conocida.

$$2.3 \text{ cm}$$

Elabora un plan con base en factores de conversión para obtener las unidades deseadas.

Plan: cm → mm

Utiliza el factor o factores de conversión apropiados para eliminar los centímetros, que es la unidad por convertir, o obtener la respuesta deseada en milímetros.

$$\frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}}$$

Multiplica la cantidad original por el factor de conversión apropiado para eliminar los centímetros, la unidad por ser convertida, y da la respuesta deseada en milímetros.

$$2.3 \text{ cm} \times \frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}} = 23 \text{ mm}$$

EJERCICIO 3.6

- (a) 0.000273 km = _____ cm
 (b) 2 640 000 mm = _____ km

3.4

Medición métrica del volumen y conversiones

El volumen de una caja se obtiene multiplicando la longitud (l) por la anchura (a) y por la altura (h) de la caja.

$$\text{Volumen de un sólido rectangular} = l \times a \times h$$

Si la caja es un cubo con lados de 10 cm cada uno (véase la Fig. 3.5), el volumen es de 1000 cm^3 , o 1 dm^3 , como lo indican los cálculos siguientes:

$$\begin{aligned} \text{Volumen} &= 10 \text{ cm} \times 10 \text{ cm} \times 10 \text{ cm} = 1000 \text{ cm}^3 \\ &1 \text{ dm} \times 1 \text{ dm} \times 1 \text{ dm} = 1 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

El volumen 1000 cm^3 se lee como 1000 centímetros cúbicos. Se suele abreviar como 1000 cc en aplicaciones médicas. Debido a que las unidades de volumen se derivan de mediciones lineales, se dice que sus unidades *derivadas*.

Los volúmenes de sólidos, líquidos o gases se miden en centímetros cúbicos o metros cúbicos. Una unidad de volumen conveniente para líquidos es el **litro**, que es un volumen idéntico a 1000 cm^3 . El litro es un poco mayor que un cuarto. Las botellas de plástico de bebidas gaseosas de dos litros, un poco más grandes que las de dos cuartos, son recipientes

Tabla 3.4 Algunos factores de conversión para longitudes métricas

Dado: 1 m = 100 cm

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \text{o} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

Dado: 1 m = 1000 mm

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{1000 \text{ mm}}{1 \text{ m}}$$

De lo anterior:

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm} = 1000 \text{ mm} \\ \text{por tanto } 1 \text{ cm} = 10 \text{ mm}$$

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}}$$

Véanse los problemas 3.7-3.14.

Conexión con el aprendizaje

Advierte que las *unidades* también están elevadas al cubo:
 $\text{cm} \times \text{cm} \times \text{cm} = \text{cm}^3$ o
 $\text{dm} \times \text{dm} \times \text{dm} = \text{dm}^3$.

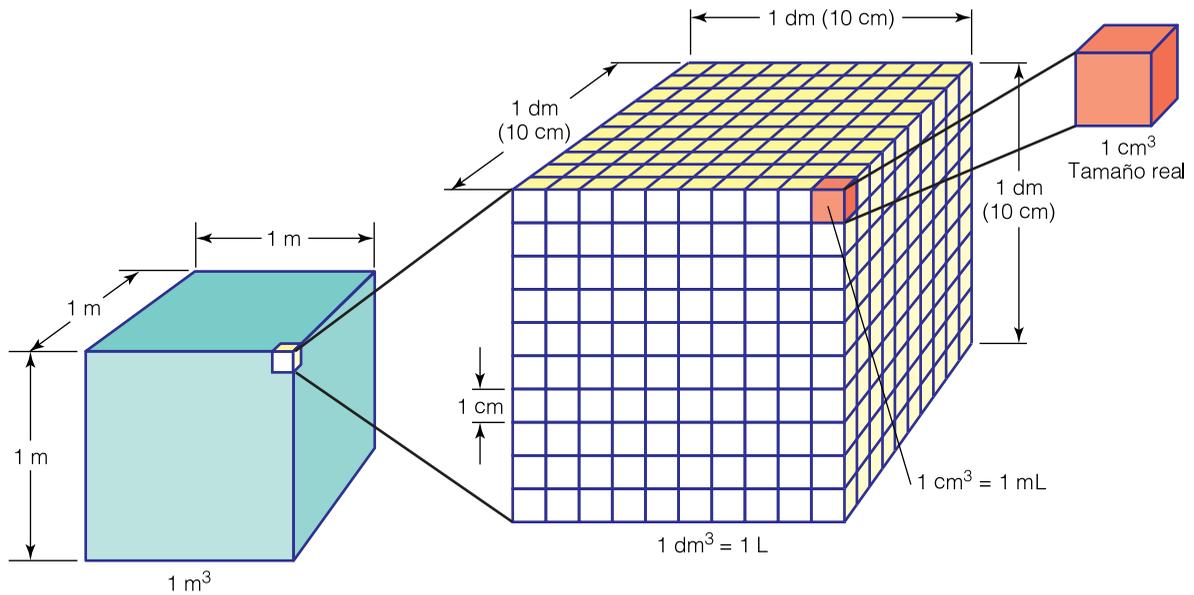


Figura 3.5 El volumen de un decímetro cúbico (ilustrado en el centro) es igual al de 1000 cm³; 1.00 cm³ es igual a 1.00 mL. Asimismo, 1000 mL equivalen a 1 L.

métricos comunes. Para evitar confusiones entre el número 1 y la letra l minúscula, se usa la L mayúscula como símbolo del litro.

La unidad de volumen equivalente a un milésimo de litro es el **mililitro**. Como se muestra en la Fig. 3.5, un mililitro equivale en volumen a un centímetro cúbico. Es una cantidad pequeña, aproximadamente del tamaño de un cubo de azúcar o de 15 a 20 gotas de agua. El símbolo del mililitro es mL (advierde la L mayúscula). Los volúmenes pequeños se miden por lo general en mililitros, en tanto que los grandes se miden habitualmente en litros, pero la comodidad radica en el hecho de que uno puede convertir una cifra en mililitros a litros con sólo dividirla entre 1000. ¡Esto es mucho más rápido que convertir cucharaditas a cuartos! Un **microlitro** (μL) es mucho más pequeño: es un millonésimo del litro.

Loss igientess onl osv olúmenesm étricose quivalentesf undamentales.

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$$

port anto,

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

asimismo,

$$1 \text{ mL} = 1000 \mu\text{L}$$

Se acostumbrau tilizarl asu nidadesd ev olumens iguientesp aras ólidossy l íquidos.

Volúmenes de sólidos	Volúmenes de líquidos
Metro ³ (m ³)	Litro (L)
Centímetro ³ (cm ³)	Mililitro (mL), también cm ³ o cc
	Microlitro (μL)



Figura 3.6 Volúmenes métricos aproximados.

En la Fig. 3.6 se muestran algunas aproximaciones convenientes de volúmenes métricos. En la Fig. 3.7 se muestra equipo de laboratorio para la medición exacta de volúmenes de líquidos.

EJEMPLO 3.7 Aproximaciones de volúmenes métricos

Con base en las aproximaciones que se presentan en esta sección, elige la respuesta más apropiada para cada uno de los volúmenes siguientes.

- (a) El volumen de un gotero medicinal típico es aproximadamente
 - (1) 0.01 cc (2) 1 mL (3) 100 cc (4) 0.08 L
- (b) Un vaso pequeño de jugo de naranja contiene aproximadamente
 - (1) 2.0 L (2) 2.0 cc (3) 200 mL (4) 0.02 L

SOLUCIÓN

- (a) Un gotero medicinal contiene alrededor de 20 gotas, la respuesta (2).
- (b) Un vaso pequeño de jugo de naranja contiene aproximadamente 200 mL, respuesta (3), un poco más de media lata de bebida gaseosa.

Véanse los problemas 3.1.5-3.1.6.

EJERCICIO 3.7

¿Cuál de los siguientes volúmenes equivale aproximadamente a 380 cc?

- (1) 380 cc (2) 380 cm³ (3) 3.8 dL (4) 3.8 L

EJEMPLO 3.8 Conversiones de volúmenes métricos

Convierte los volúmenes métricos exactos siguientes a las unidades que se indican.

- (a) 150 mL = _____ cc (b) 2.4 mL = _____ L

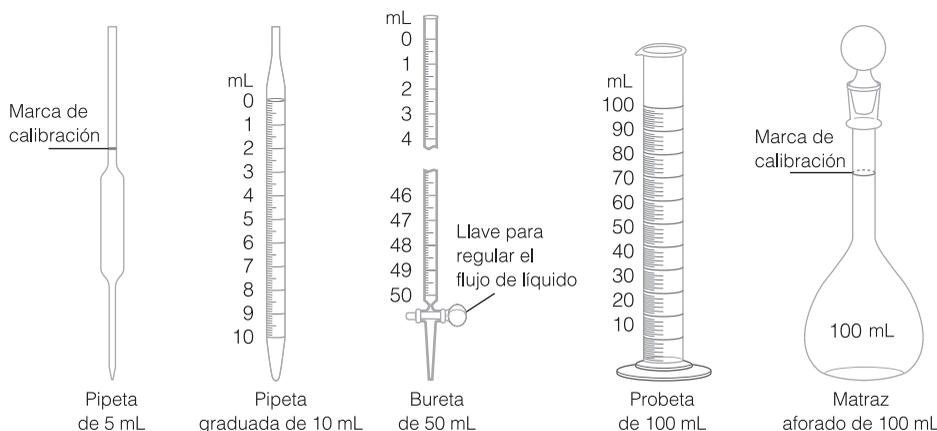


Figura 3.7 Equipo de laboratorio para medir volúmenes de líquidos.

SOLUCIÓN(a) 150 cc, porque 1 mL equivale a 1 cm³ o 1 cc(b) 0.0024 L, porque $2.4 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.0024 \text{ L}$ **EJERCICIO 3.8**

(a) ¿A cuánto equivale un volumen de 0.075 L en mililitros?

(b) Una lectura de hemoglobina de 5.4 g/dL = _____ g/cc.

EJEMPLO 3.9 Conversiones de volúmenes métricos

En Estados Unidos, la lata de bebida gaseosa ordinaria contiene 355 mL. ¿Cuántas latas de éstas se podrían llenar con el contenido de una botella de 2 L?

SOLUCIÓN

Escribe la cantidad conocida: 2.00 L. A continuación, escribe la igualdad proporcionada por el problema: 1 lata = 355 mL. Además, dado que los volúmenes están en litros y en mililitros, utilizaremos $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$.

Formula una serie planificada de conversiones para llegar a las unidades deseadas.

Plan: L → mL → latas

$$2.00 \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \cancel{\text{mL}}}{1 \cancel{\text{L}}} \times \frac{1 \text{ lata}}{355 \text{ mL}} = 5.63 \text{ latas} \quad (\text{redondeado a centésimas})$$

EJERCICIO 3.9

¿Qué volumen en litros equivale al volumen de seis latas de bebida de cola, cada una de las cuales contiene 355 mL?

Véanse los problemas 3.17-3.24.

Figura 3.8 Masas métricas aproximadas.

**3.5 Medición métrica de la masa y conversiones**

La unidad SI básica de masa es el **kilogramo** (kg), que es igual a 1000 **gramos** (g). El gramo es aproximadamente igual a la masa de cuatro tachuelas y es una unidad conveniente para la mayor parte de las mediciones de laboratorio. La Fig. 3.8 muestra varias aproximaciones de masas métricas. Una masa estándar de un kilogramo, hecha de una aleación de platino e iridio, se guarda en condiciones especialmente reguladas en Francia, pero también se guardan duplicados en otros países. El kilogramo, el gramo, el **miligramo** (mg) y el **microgramo** (μg) son masas métricas comunes.

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} & \text{o} \quad 0.001 \text{ kg} = 1 \text{ g} \\ 1 \text{ g} = 1000 \text{ mg} & \text{o} \quad 0.001 \text{ g} = 1 \text{ mg} \\ 1 \text{ mg} = 1000 \mu\text{g} & \text{o} \quad 0.001 \text{ mg} = 1 \mu\text{g} \end{array} \quad \text{Todas estas cantidades son exactas.}$$

El gramo se definió originalmente como la masa de 1.000 cm³ de agua a 4°C, la temperatura a la que un gramo de agua ocupa el volumen más reducido. Por tanto, 1 L de agua tiene una masa de 1 kg. Aunque el volumen exacto de agua cambia levemente a distintas temperaturas, para fines prácticos 100 g de agua tienen un volumen de 100 mL.

EJEMPLO 3.10 Aproximaciones de masas métricas

Haz las aproximaciones de masas métricas siguientes.

- (a) Una tetera de aluminio tiene una masa aproximada de
 (1) 30 g (2) 3 g (3) 0.3 g (4) 0.03 g
- (b) Una taza con 8 oz de café tiene una masa de aproximadamente
 (1) 500 g (2) 250 g (3) 25 g (4) 0.50 kg
- (c) Dos litros de bebida gaseosa de cola tienen una masa (peso) de aproximadamente
 (1) 2 kg (2) 1 kg (3) 200 g (4) 2 g

SOLUCIÓN

- (a) La tetera de aluminio tiene una masa de aproximadamente $\frac{1}{3}$ kg o **0.3 g**, respuesta (3).
- (b) La taza de café de 8 oz es la cuarta parte de un cuarto. Un cuarto equivale aproximadamente a un litro (en realidad, a un poco menos de un litro); por tanto, una taza (8 oz) es aproximadamente igual a $\frac{1}{4}$ L (250 mL) y tiene una masa de **250 g**, respuesta (2).
- (c) Puesto que la masa de 1 L de agua es de 1 kg (1000 g), 2 L de un líquido que es agua en su mayor parte tienen una masa de aproximadamente 2000 g o **2 kg**, respuesta (1).

EJERCICIO 3.10

Una actividad deportiva se realiza en un campo de aproximadamente

- (1) 500 kg (2) 100 kg (3) 50 kg (4) 5 kg

Si dos masas son iguales, la Tierra ejercerá sobre ambas la misma atracción gravitatoria (Fig. 3.9). Las balanzas más antiguas que se utilizaron para comparar masas iguales consistían principalmente en una barra equilibrada en el centro con un cesto colgado en cada extremo. El objeto por pesar se colocaba en uno de los cestos, y se ponían piedras como pesos en el otro hasta equilibrar la barra. Los antiguos egipcios ya utilizaban balanzas de este tipo alrededor de 5000 a.C. para pesar polvo de oro y productos comerciales.

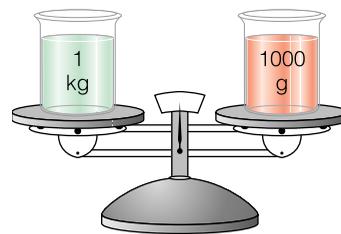


Figura 3.9 Balanzas encilla.

Figura 3.10 Balanzas de laboratorio. (a) Balanza clásica de doble platillo. (b) Las balanzas de platillo elevado (granatareas) determinan masas con una aproximación de 0.01 g o 0.001 g.

(c) Las balanzas analíticas electrónicas de un solo platillo determinan masas con una aproximación de 0.0001 g.



(a)



(b)



(c)

Conexiones con el aprendizaje

$0.1 \text{ mg} = 0.0001 \text{ g}$. Esto equivale aproximadamente a la masa de un grano pequeño de sal.

Las balanzas electrónicas utilizan un electroimán con circuitos electrónicos que hace variar la fuerza magnética necesaria para compensar la fuerza gravitatoria que se ejerce sobre el objeto por pesar.



Figura 3.11 Balanza ranataria electrónica.

En la década de 1860 a 1870 se perfeccionaron balanzas sencillas de doble platillo (Fig. 3.10a) y **balanzas analíticas**, también de doble platillo, que permitían pesar con una aproximación de 0.1 mg . Aunque los pesajes tomaban un tiempo considerable, estas balanzas prepararon el camino para los análisis exactos y para muchos descubrimientos en el campo de la química.

Alrededor de 100 años después, en la década de 1960 a 1970, las balanzas analíticas de un solo platillo llegaron a ser un instrumento común en los laboratorios de química. Con estas balanzas se podía establecer la masa de una muestra con una aproximación de 0.0001 g (0.1 mg) en menos de un minuto. Estas balanzas analíticas agregaban o quitaban masas mecánicamente a un brazo compensado. Para mediados de los años ochenta se pudo disponer de **balanzas electrónicas de platillo elevado** (Fig. 3.10b) y balanzas analíticas electrónicas (Fig. 3.10c). Estas balanzas de lectura digital abreviaron aún más el procedimiento de pesaje. Simplemente se oprime un botón para ajustar el “cero” de la balanza, se coloca el objeto sobre el platillo de la balanza y se lee la masa. Una balanza de platillo elevado tiene un solo platillo sin cámara cerrada en torno suyo, y ordinariamente puede manejar masas mayores que las balanzas analíticas e indicar las masas con una aproximación de 0.01 g o 0.001 g (Figs. 3.10b y 3.11). La tecnología moderna ha eliminado muchos de los aspectos tediosos de la ciencia.

EJEMPLO 3.11 Masas métricas

La balanza de platillo elevado de la Fig. 3.11 muestra una masa total medida con una aproximación de 0.01 g , es decir, de

- decigramos(décimosd eg ramo).
- centigramos(centésimosd eg ramo).
- miligramos(milésimosd eg ramo).
- décimosd em iligramo(diezmilésimosd eg ramo).

SOLUCIÓN

La masa se ha medido con una aproximación de 0.01 g , lo que equivale a una aproximación de **centigramos** (b).

EJERCICIO 3.11

Determina la masa de la muestra que se pesó en el laboratorio.

EJEMPLO 3.12 Conversiones de masas métricas

Haz las conversiones en las siguientes.

- $0.600 \text{ kg} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ g}$
- Una tableta de vitamina C de $250 \text{ mg} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ g}$

SOLUCIÓN

(a) **600 g**, porque $0.600 \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 600 \text{ g}$

(b) **0.250 g**, porque $250 \text{ mg} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = 0.250 \text{ g}$

EJERCICIO 3.12

Véanse los problemas 3.25-3.30.

- Una tableta contiene 1.5 mg de un ingrediente. Expresa esta cantidad en microgramos.
- Una porción de media taza de brócoli contiene 45 mg de calcio. Expresa esta cantidad en gramos.

3.6 Conversión entre unidades métricas y anglosajonas

Si todas las mediciones se hiciesen en unidades métricas (SI), como las que hemos descrito, las conversiones entre unidades grandes y pequeñas serían muy sencillas. Por desgracia, muchas medidas no se dan en unidades métricas, y los factores de conversión no siempre son múltiplos de 10, pero la misma estrategia que hemos empleado para resolver los problemas más sencillos, el análisis dimensional, es un método excelente para resolver problemas más complejos. Al igual que en el caso de las conversiones métricas, debemos partir de la *cantidad conocida* y multiplicarla por uno, dos o más factores de conversión para obtener la *cantidad deseada*.

$$\text{Cantidad conocida} \times \text{Factor(es) de conversión} = \text{Cantidad en las unidades deseadas}$$

La tabla 3.5 contiene una lista de algunas equivalencias métricas y anglosajonas. En el apéndice A se ofrecen más equivalencias. Utilízalas para resolver los problemas de muestra siguientes y los problemas similares que se incluyen al final del capítulo.

EJEMPLO 3.13 Conversiones entre unidades anglosajonas y métricas

Supón que tu estatura es de 5 pies 9 pulgadas, pero en la solicitud de empleo se te pide tu estatura en metros. ¿Cuál es?

SOLUCIÓN

La cantidad conocida, 5 pies 9 pulgadas, es 5.75 pies en forma decimal (porque 9 pulg = $\frac{9}{12}$ pie o 0.75 pie). Escribe esta cantidad y la unidad que se pide en la respuesta: metros.

Formula una estrategia de conversión que conduzca a las unidades deseadas.

Plan: pie → pulg → cm → m

Utiliza factores de conversión que conozcas de memoria o tomados de tablas, según lo necesites.

$$5.75 \text{ pies} \times \frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulg}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1.75 \text{ m} \quad (\text{redondeado a tres cifras})$$

EJERCICIO 3.13

- (a) ¿Cuál es tu estatura en metros?
 (b) 0.381 m = _____ pulg.

Tabla 3.5 Conversiones métricas y anglosajonas*

Longitud	Volumen	Masa
1 m = 2.54 cm (exactos)	1 qt = 946 mL	1 lb = 454 g
1 m = 39.37 in	1 L = 1.057 qt	1 kg = 2.20 lb
1 mi = 1.609 km	1 m ³ = 1057 qt	1 oz (avoir.) = 28.35 g
1 km = 0.6215 mi	1 pulg ³ = 16.39 cm ³	1 oz (troy) = 31.10 g
	1 oz fl = 29.6 mL	

*Las conversiones de uso más frecuente se muestran en azul.

EJEMPLO 3.14 Conversiones (complejas) entre unidades anglosajonas y métricas

Un atleta corre los 100 metros planos en 11.0 s. ¿Cuál es su rapidez en kilómetros por hora?

SOLUCIÓN

Escribel ac antidadc onocida.

$$\frac{100 \text{ m}}{11.0 \text{ s}}$$

Ac ontinuación,e scribel au nidadq ued ebet enerl ar espuesta:k ilómetrosp orh ora.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesq uec onduzca a l asu nidadesd eseadas.

Pland ec onversiónp arae ln umerador: Convertir $\text{m} \rightarrow \text{km}$

Pland ec onversiónp arae ld enominador: Convertir $\text{s} \rightarrow \text{min} \rightarrow \text{h}$

Utiliza factores de conversión que conozcas de memoria o tomados de tablas, según lo necesites.

$$\frac{100 \text{ m}}{11.0 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} = 32.7 \text{ km/h} \quad (\text{redondeado a tres cifras})$$

$\underbrace{\hspace{10em}}_{\text{m} \rightarrow \text{km}} \quad \underbrace{\hspace{10em}}_{\text{s} \rightarrow \text{h}}$

Se convirtieron los metros en kilómetros, y luego se aplicaron dos factores para convertir los segundos en horas.

EJERCICIO 3.14

Véanse los problemas 3.31-3.40.

- Cuando un automóvil viaja a razón de 57 mi/h, ¿cuál es su rapidez en metros por minuto?
- Si un automóvil viaja a 96.6 km/h, ¿cuál es su rapidez en millas por minuto?

Figura 3.12 Un tablero de dardos como analogía de precisión y exactitud.



3.7

La incertidumbre en las mediciones

Ninguna medición es exacta al 100%. Una pieza de una máquina se puede fabricar conforme a especificaciones que se miden en milésimas de pulgada, o en centésimas de milímetro, pero al examinar con aumento el objeto medido se observa que la medición no es del todo exacta. Toda medición es **incierta** en cierto punto.

Cuando se hacen varias mediciones que concuerdan dentro de un margen estrecho, decimos que las mediciones tienen buena **precisión**. Cuando el intervalo de valores es pequeño, la precisión aumenta, pero el simple hecho de que las cifras concuerden estrechamente no significa que son exactas. Si una persona se pesa tres o cuatro veces en su báscula de baño, los pesos obtenidos pueden tener buena precisión, dentro de un margen de medio kilogramo a un kilogramo, pero si la escala está desajustada los valores no son exactos. La **exactitud** concierne al grado de coincidencia de las mediciones con el valor verdadero.

Como cuando procuramos acertar en el blanco de un tablero de dardos, un químico o analista intenta “atinar” en el valor correcto o verdadero de la medición. Se consiguen tanto precisión como exactitud cuando se clavan varios dardos formando un grupo en torno al blanco central (Fig. 3.12). Los dardos que se clavan todos en cierto lado del tablero tienen quizá buena precisión, pero poca exactitud. De modo análogo, el análisis químico repetido de una muestra de sangre puede mostrar un alto nivel de colesterol con buena *precisión*, pero si el análisis se efectúa con un instrumento incorrectamente calibrado, entonces no será *exacto*.

Si el equipo está calibrado y funciona correctamente, y el método de análisis es idóneo para la muestra de que se trata, por lo regular una mayor precisión permitirá alcanzar mayor exactitud. Un termómetro que muestra décimas de grado permite tomar lecturas más precisas que otro que sólo está marcado en grados. Podríamos utilizar un reloj ordinario, calibrado en segundos, para cronometrar un evento, pero obtendremos una mayor precisión si utilizamos un cronómetro calibrado en décimas de segundo. Por lo general se requiere equipo más refinado, más costoso, para conseguir mayor precisión y exactitud.

EJEMPLO 3.15 Precisión y exactitud

En una balanza de plato elevado (granataria) se determinó con una aproximación de 0.01 g la masa de un vaso de precipitados con una muestra sólida. Se registraron los valores siguientes en el orden que se indica: 104.01 g, 104.02 g, 103.99 g, 104.01 g. Posteriormente se encontró que el valor “verdadero” o correcto era de 103.03 g. Analiza la precisión y la exactitud de los pesajes.

SOLUCIÓN

Aunque los valores registrados tuvieron buena precisión, fueron poco exactos. Algunas fuentes de error posibles son las siguientes: (1) no haber ajustado inicialmente la posición del “cero” de la balanza; (2) lectura errónea repetida de la balanza; (3) puesto que todas las lecturas fueron demasiado altas, quizá cayeron algunos cristales sobre el plato del abalanzador produciendo resultados precisos pero no exactos.

EJERCICIO 3.15

Con base en los comentarios precedentes, elige el valor más preciso de cada par:

- (a) 12 s o 12.1 s
- (b) 15.2 g o 15.20 g
- (c) 32.10 g o 32.100 g

3.8 Cifras significativas

Si lees el kilometraje recorrido en el odómetro electrónico de ciertos automóviles, probablemente podrás leer el número con una aproximación de décimos de kilómetro. Puedes leer todos los dígitos del número con certeza excepto el correspondiente a los décimos de kilómetro, que es incierto. Si el odómetro indica 45 206.3, se conocen con certeza todas las cifras excepto el dígito final: 3. El 3 en la posición de los décimos es una estimación; es incierto porque estás en algún punto entre tres décimos y cuatro décimos hasta que se muestra cuatro décimos. ■ El número de **cifras significativas** de un valor medido es igual al número de dígitos que son **ciertos**, más un dígito adicional redondeado (estimado), que es un **dígito incierto**. En la lectura del odómetro hay cinco dígitos ciertos y un dígito incierto, lo que hace un total de seis cifras significativas. En resumen:

■ En todo valor medido, el último dígito de la derecha es estimado; es una cifra incierta.

Número de cifras significativas = Todos los dígitos ciertos + Un dígito incierto

La masa de una tachuela medida en una balanza granataria se registró como de 0.24 g. Al colocar la tachuela en una balanza analítica, la masa resultó ser de 0.2436 g. La primera masa se registró con dos cifras significativas; en cambio, la segunda masa se registró con cuatro cifras significativas. El número de cifras significativas indica la precisión de la medición.

El volumen que se representa en la Fig. 3.13 se debe leer mirando directamente el fondo del **menisco**, que es la superficie líquida con forma de media luna formada por

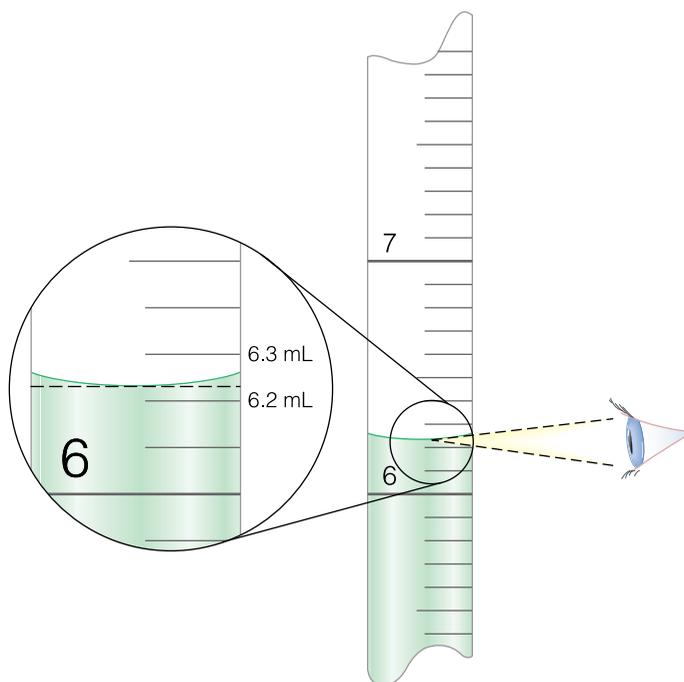


Figura 3.13 Un volumen se puede aproximar a ± 0.01 mL cuando las calibraciones se indican en décimos, como en esta figura. El volumen 6.32 mL tiene tres cifras significativas.

efecto de la atracción del líquido hacia el vidrio. Puesto que el fondo del menisco está entre las marcas de 6.2 y 6.3 mL, podemos estimar el volumen con una aproximación de centésimos: en 6.23 mL. El número 6.23 tiene dos cifras ciertas (6 y 2) y un dígito estimado que es incierto (el 3). Las dos cifras ciertas, junto con una cifra incierta, dan un total de tres cifras significativas. Cualquier intento por medir el volumen con una aproximación de milésimos o más es engañoso y no se justifica, pues el instrumento sólo muestra décimas. Se incluye un solo dígito incierto al registrar un número o al contar cifras significativas.

Al medir cualquier cantidad, se debe registrar el *número*, las *unidades* y, si es necesario, un *rótulo* (el nombre) del material que se midió. El número de cifras significativas indica la precisión de la medición. Examina los ejemplos de la tabla 3.6.

Tabla 3.6 Cifras significativas

Cantidad	Dígitos ciertos	Dígitos inciertos	Número de cifras significativas*
14.379	1 4 3 7	9 (milésimas)	5
6.02 mL	6 0	2 (centésimas)	3
120.580 m	1 2 0 5 8	0 (milésimas)	6
7.5 km	7	5 (décimas)	2
0.037 g	3	7 (milésimas)	2
0.0370 g	3 7	0 (diezmilésimas)	3

*La posición del punto decimal nada tiene que ver con el número de cifras significativas.

Números exactos

Ciertos números son **números exactos** por definición: carecen de dígitos inciertos porque no interviene aproximación alguna. En las definiciones $1 \text{ m} = 1000 \text{ mm}$ y $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$, 1 m y 1 L son números exactos. Al hacer cálculos podemos pensar que tienen un número infinito de ceros (1.00000...). Los objetos contados y las fracciones, como $\frac{2}{3}$ o $\frac{1}{4}$, también son exactos. No son cantidades aproximadas y no contienen cifras inciertas.

Los ceros en los números

Cuando hay ceros en un valor medido, el número de cifras significativas no siempre coincide con el número total de dígitos. El número 0.0074, por ejemplo, tiene sólo dos cifras significativas, 7 y 4, porque los ceros son únicamente “guardadecimales” que sirven para identificar la posición que le corresponde al decimal. ■ Aplica las reglas siguientes para establecer el número de cifras significativas cuando haya ceros.

■ Conexión con el aprendizaje

Para contar las cifras significativas, comienza por el primer dígito diferente de cero de la izquierda, cualquiera que sea la ubicación del decimal.

Reglas para establecer las cifras significativas

1. Todos los ceros a la izquierda del (o que preceden al) primer dígito diferente de cero no son significativos porque sirven para situar el punto decimal, como ya se explicó.

Ejemplos:

0.00567 tiene tres cifras significativas (5, 6 y 7) (en azul).

0.0089 tiene dos cifras significativas (8 y 9) (en azul).

3. Todos los ceros situados entre dígitos diferentes de ceros son significativos.

Ejemplos:

207.08 tiene cinco cifras significativas (2, 0, 7, 0 y 8).

0.0401 tiene tres cifras significativas (4, 0 y 1).

4. Todos los ceros a la izquierda de un número con punto decimal son significativos.

Ejemplos:

34.070 tiene cinco cifras significativas (todas son significativas).

0.0670 tiene tres cifras significativas (6, 7 y el 0 final).

400. tiene tres cifras significativas. (Advierte el punto decimal.) La ausencia de este punto decimal (ver la regla 5) da lugar a confusión.

5. Los ceros al final de un número entero sin punto decimal dan lugar a confusión porque pueden ser —o no ser— significativos. Por ejemplo, es imposible saber cuántas cifras significativas representan 300 mL, 300 m o 300 g (sin punto decimal). El número puede tener una, dos o tres cifras significativas, según la precisión de la medición. Pudo haber sido medido con una aproximación de un entero, 300 ± 1 , con una precisión de



Figura 3.14 ¿De cuál ciudad se indica su población con más precisión, con base en las cifras significativas?

Véanse los problemas 3.41-3.44.

tres cifras significativas. También podría representar una aproximación redondeada a decenas, 300 ± 10 , con dos cifras significativas, o redondeada a centenas, 300 ± 100 , con una cifra significativa. Por consiguiente, en el caso de 300 (sin decimal) sólo podemos estar seguros de una cifra significativa; en cambio, 300. (con decimal) tiene tres cifras significativas. Si afirmamos que había 8500 personas en un evento deportivo, sólo indicamos dos cifras significativas. Si decimos que había 8530 personas tendremos mayor precisión, con tres cifras significativas: 8, 5 y 3. Si un informe señala que se vendieron 8530. boletos, entonces tenemos cuatro cifras significativas, pues el decimal indica que el cero es significativo (Fig. 3.14). La confusión con los ceros se evita escribiendo el número en notación científica. Este método se escribirá en la sección 3.9.

EJEMPLO 3.16 Cifras significativas

¿Cuántas cifras significativas hay en cada una de las cantidades siguientes?

- (a) 60.1 g (b) 6.100 g (c) 0.061 g (d) 6100 g

SOLUCIÓN

- (a) **tres** cifras significativas (reglas 1 y 3)
 (b) **cuatro** cifras significativas (reglas 1 y 4)
 (c) **dos** cifras significativas (reglas 1 y 2)
 (d) **incierto**: podrían ser dos, tres o cuatro cifras significativas (regla 5)

EJERCICIO 3.16

¿Cuántas cifras significativas hay en cada una de las cantidades siguientes?

- (a) 70.1 (b) 70.10 (c) 0.07010 (d) 7000

Cómo redondear números

Al hacer cálculos con tu calculadora, casi siempre el número de dígitos que se muestran es mayor que el número correcto de cifras significativas, por lo que deberás **redondear los números**. Sigue estas reglas.

Reglas para redondear números

1. Si el dígito que quieres eliminar es menor de 5, descarta ese dígito y todos los que aparezcan a la derecha de él. Los dígitos que se eliminarán se muestran en azul.

Ejemplos:

El redondeo de 86.0234 g a tres cifras significativas da **86.0 g**.

El redondeo de 0.07893 m a tres cifras significativas da **0.0789 m**.

2. Si el dígito que quieres eliminar es mayor de 5, aumenta en uno el valor del último dígito que se conserva.

Ejemplos:

El redondeo de 0.06587 L a tres cifras significativas da **0.0659 L**.

El redondeo de 586.52 g a tres cifras significativas da **587 g**.

Ningún cálculo con cantidades medidas puede dar resultados más precisos que la medición menos precisa. Las reglas para la adición y la sustracción difieren de las correspondientes para la multiplicación y la división, como se describe en el capítulo 3.9.

Adición o sustracción

Cuando se suman o se restan cantidades medidas, la respuesta conserva el mismo número de dígitos a la derecha del punto decimal que estaban presentes en el valor menos preciso, es decir, el valor con el menor número de dígitos a la derecha del punto decimal. En el ejemplo que sigue es subrayado los dígitos ciertos.

Suma: 46.1 g, 106.22 g y 8.357 g.

46. <u>1</u> g	El 46.1 es el valor menos preciso; por tanto, se debe redondear
8. <u>357</u> g	la respuesta a las décimas de gramo.
<u>106.22</u> g	
<u>160.677</u> g	El resultado se redondea a 160.7 g .

Los dígitos que se deben eliminar se muestran en azul.

La respuesta de calculadora, que es 160.677, no da el número correcto de cifras significativas. Debes redondear el número a 160.7 g con base en la cantidad menos precisa, que es incierta en las décimas de gramo.

Multiplicación o división

Cuando se multiplican o dividen cantidades medidas, la respuesta debe contener el mismo número de cifras significativas que estaban presentes en la medición con el menor número de cifras significativas. Los cálculos siguientes se hicieron con una calculadora.

Multiplicación:

$$80.2 \text{ cm} \times 3.407 \text{ cm} \times 0.0076 \text{ cm} = 2.0766346 \text{ cm}^3 \quad (\text{respuesta de calculadora})$$

$$\text{Respuesta con dos cifras significativas} = 2.1 \text{ cm}^3$$

Los dígitos que se deben eliminar se muestran en azul.

La respuesta debe contener sólo dos cifras significativas porque uno de los números (0.0076) tiene sólo dos cifras significativas.

División:

$$\frac{425.0 \text{ m}}{44.7} = 9.5078299 \text{ m/s} \quad (\text{respuesta de calculadora})$$

$$\text{Respuesta con tres cifras significativas} = 9.51 \text{ m/s}$$

El resultado se redondea a tres cifras significativas.

EJEMPLO 3.17 Cifras significativas en los cálculos

Haz los cálculos siguientes y redondea la respuesta al número apropiado de cifras significativas.

(a) $913.1 \text{ m} \times 0.0165 \text{ m} \times 1.247 \text{ m} = \underline{\hspace{2cm}}$

(b) 500. g es un tamaño métrico estándar. Conviértelo a libras. (Consulta la tabla 3.5.)

(c) $3.0278 \text{ g} + 110.4 \text{ g} + 49.34 \text{ g} = \underline{\hspace{2cm}}$

SOLUCIÓN

(a) $913.1 \text{ m} \times 0.0165 \text{ m} \times 1.247 \text{ m} = 18.8 \text{ m}^3$ (Redondea la respuesta de la calculadora a tres cifras significativas, porque 0.0165 m tiene sólo tres cifras significativas.)

(b) $500. \text{ g} \times 1 \text{ lb}/454 \text{ g} = 1.10 \text{ lb}$ (Redondea la respuesta de la calculadora a tres cifras significativas, porque 500. y 454 tienen tres cifras significativas; 1 lb es exacta.)

Conexión con el aprendizaje

Resuelve por ti mismo todos los problemas de ejemplo. Las respuestas se indican aquí para que califiques tu trabajo. La mejor manera de adquirir confianza en tu capacidad para resolver problemas es resolviendo problemas. Haz después el ejercicio como autoevaluación.

- (c) $3.0278 \text{ g} + 110.4 \text{ g} + 49.34 \text{ g} = 162.8 \text{ g}$ (Redondea a décimas, porque el valor menos preciso es el de 49.34 g.)

EJERCICIO 3.17

Da las respuestas al número apropiado de cifras significativas.

- (a) $10.30 \text{ cm} \times 7.82 \text{ cm} = \underline{\hspace{2cm}}$
 (b) $3.72 + 143.0 + 2.1 = \underline{\hspace{2cm}}$

3.9 Notación científica

Algunos de los números que se utilizan en química son tan grandes, o tan pequeños, que lo dejan a uno atónito. Por ejemplo, la luz viaja a 30 000 000 000 cm/s. Hay 602 200 000 000 000 000 000 000 átomos de carbono en 12.0 g de carbono. Por otra parte, ciertos números son muy pequeños. El diámetro de un átomo mide aproximadamente 0.000 000 000 1 m, y el de un núcleo atómico, 0.000 000 000 000 001 m. Es evidentemente difícil llevar a cuenta de los ceros en cantidades como éstas. Los números de este tipo se pueden enunciar con más precisión, y es más fácil trabajar con ellos, si se escriben en **notación científica**, una forma que utiliza **potencias de 10**. La tabla 3.2 contiene una lista de números como exponenciales en potencias de 10.

Un número en notación científica tiene dos cantidades que se multiplican en la forma

$$n \times 10^p$$

donde n es un número entre 1 y 10 que se multiplica por 10 elevado a una potencia, p . Para escribir un número en notación científica, primero desplaza el punto decimal del número a la derecha o la izquierda de modo que sólo quede un dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal. Esto da un número comprendido entre 1 y 10. En seguida, presenta este número multiplicado por 10 elevado a una potencia igual al número de posiciones que se movió el punto decimal, porque cada posición decimal corresponde a un factor de 10.

En el caso de los números mayores de 10, el punto decimal debe desplazarse a la izquierda; por ejemplo, se le xponentee su número positivo. Por ejemplo,

$$345.5 = 3.455 \times 10^2$$

El punto decimal se desplazó dos posiciones a la izquierda, así que el factor exponencial es 10^2 .

En el caso de los números entre 0 y 1, el punto decimal debe desplazarse a la derecha; por ejemplo, se le xponentee su número negativo. Por ejemplo,

$$0.00456 = 4.56 \times 10^{-3}$$

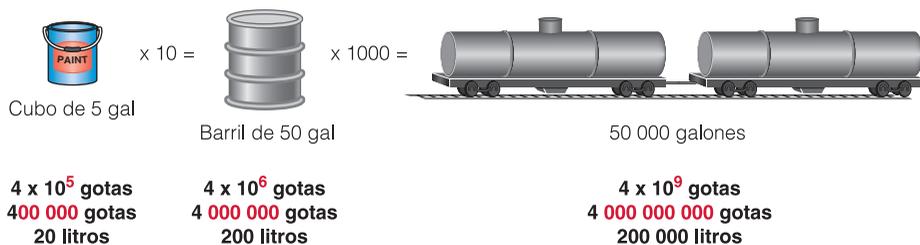
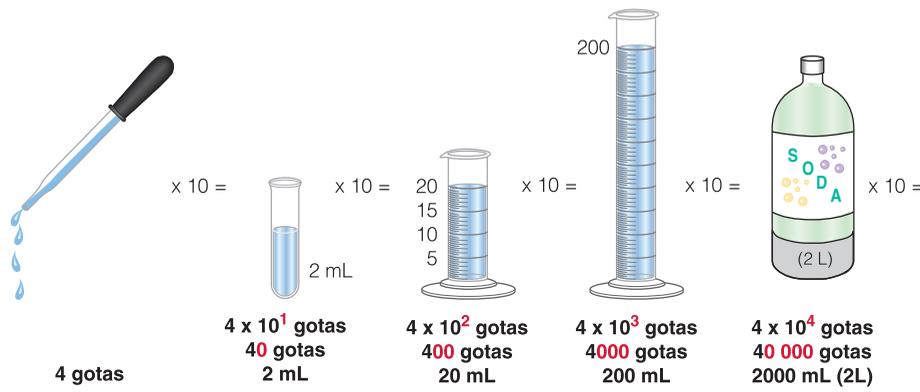
Aquí, el punto decimal se desplazó tres posiciones a la derecha, así que el factor exponencial es 10^{-3} .

Ahora, mira de nuevo esos números con muchos ceros que citamos al principio de esta sección. La rapidez de la luz en notación científica es de 3.00×10^{10} cm/s con tres cifras significativas. El número de átomos de carbono en 12.0 g de carbono es de 6.022×10^{23} átomos, y el núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 1×10^{-15} m (el punto decimal se desplazó 15 posiciones a la derecha).

Las cantidades que se representan en la Fig. 3.15 aumentan sucesivamente por factores de 10. Estas cantidades están escritas en notación científica para que veas rápidamente lo que ocurre cuando se multiplica un volumen por 10, 100, 1000, y así sucesivamente.

Es frecuente el uso de números exponenciales en los cálculos. Para multiplicar y dividir se deben seguir dos reglas.

Factores de diez



Unidad	Aproximación
1 parte por mil	= 200 mL/barril de 50 gal
1 parte por millón	= 4 gotas/barril de 50 gal
1 parte por mil millones	= 4 gotas/50 000 gal (aproximadamente 2 carros tanque)
1 parte por billón	= 4 gotas/alberca residencial grande

Figura 3.15 ¿Qué ración representau nag otae nu nc ubo de 5 galones?

Cómo multiplicar y dividir números exponenciales

1. Para multiplicar números expresados en notación científica, usualmente se usan los exponentes.

Expresado en forma algebraica: $(a^x)(a^y) = a^{x+y}$

Ejemplos: $(1 \times 10^6)(1 \times 10^4) = 1 \times 10^{6+4} = 1 \times 10^{10}$

$(1 \times 10^6)(1 \times 10^{-4}) = 1 \times 10^{6+(-4)} = 1 \times 10^2$

2. Para dividir números expresados en notación científica, usualmente se usan los exponentes.

Expresado en forma algebraica: $\frac{a^x}{a^y} = a^{x-y}$

Ejemplos: $\frac{1 \times 10^{14}}{1 \times 10^6} = 1 \times 10^{14-6} = 1 \times 10^8$

$\frac{1 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-23}} = 1 \times 10^{-6-(-23)} = 1 \times 10^{17}$

Para multiplicar y dividir números con términos tanto exponenciales como no exponenciales, puedes efectuar las operaciones con una calculadora científica o, si utilizas una calculadora simple, agrupa los términos no exponenciales y ocúpate de ellos primero. Después, multiplica o divide los términos exponenciales como se ha indicado. He aquí un ejemplo.

UNA MIRADA CERCANA

Conteo de millones y miles de millones

A casi todo el mundo le parece difícil comprender el significado de números muy grandes y muy pequeños, como los que se suelen emplear en los cálculos científicos. ¿Cuánto tiempo crees que tomaría contar 1 **millón**? Intenta contar un millón de algo. Pore jemplo,h aya proximadamente

- 1 millón de ladrillos en el edificio de una biblioteca universitaria típica.
- 1 millón de letras en 15 páginas de anuncios clasificados en el diario.
- 1 millón de páginas en 1500 libros como éste.
- 1 millón de minutos en 2 años.
- 1 millón de centavos de dólar en \$10 000.
- 1 millón de tazas de gasolina en siete camiones cisterna de gasolina (suponiendo que cada camión transporta 9000 galones).

¿Cuánto tiempo te tomaría contar un millón de objetos, uno a la vez? Si cuentas un objeto por segundo, es obvio que te tomaría un millón de segundos, pero, ¿cuántos días tendrían que pasar para que terminaras? Averigüémoslo empleando factores de conversión y la notación exponencial que se describe en este capítulo. C ontaru nm illónd eo bjetost omaría

$$\frac{1 \times 10^6 \text{ s}}{6} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} = 11.6 \text{ días}$$

También podríamos decir que 1 segundo en 11.6 días es una parte por millón.

Consideremos un número aún más grande. ¿De qué tamaño sone nr ealidad **milm illones**? C onsiderae stose jemplos:

- mil millones de minutos en 2000 años.



Los laboratorios de caracterización de agua analizan diversos contaminantes presentes en muestras de agua, en cantidades del orden de partes por mil millones.

- mil millones de gotas de gasolina bastarían para llenar uno y medio camiones cisterna grandes (de 9000 gal).
- mil millones de gotas de agua llenarían una alberca residencial típica.

Si cuentas un objeto cada segundo, ¿cuánto te tomaría (en años) contar mil millones de algo? Contar mil millones de objetos tomaría

$$\frac{1 \times 10^9 \text{ s}}{1} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} \times \frac{1 \text{ año}}{365 \text{ días}} = 31.7 \text{ años}$$

¿Podrías averiguar estos números de conversión?

$$\frac{(4.34 \times 10^4)(2.76 \times 10^{-2})}{1.67 \times 10^5} = \frac{4.34 \times 2.76}{1.67} = \frac{10^4 \times 10^{-2}}{10^5} = 7.17 \times 10^{4-2-5} =$$

$$7.17 \times 10^{-3}$$

Ahora, resuelve tú mismo los ejemplos siguientes.

EJEMPLO 3.18 Cálculos con notación científica y cifras significativas

Efectúa los cálculos que se indican y escribe la respuesta con el número apropiado de cifras significativas.

$$\frac{(60.2 \times 10^{23})(2.2 \times 10^{-3})}{168} = \underline{\hspace{2cm}}$$

SOLUCIÓN

Si tu calculadora no tiene notación científica, primero multiplica y divide los términos no exponenciales.

UNA MIRADA CERCANA

¿Cuánto es una parte por mil millones?

Hace 20 años podíamos medir impurezas químicas del orden de partes por millón (ppm), lo que representa una unidad por cada millón de las mismas unidades. Esto sería como localizar una persona en una ciudad con una población como la de San Diego, Denver, el área metropolitana de Kansas City o el área metropolitana de Nueva Orleans. Hoy en día es posible analizar impurezas del orden de partes por mil millones. Esto es como localizar cinco personas entre la población mundial de 5000 millones.

¿Cuánto es **1 parte por mil millones**? Comencemos con una alberca grande de 75.0 pies \times 32.0 pies \times 5.0 pies de profundidad y —empleando factores de conversión— averiguemos el número de gotas de líquido que equivaldrían a una parte por mil millones.

Primeroc alculae lv olumend el aa lberca.

$$75.0 \text{ pies} \times 32.0 \text{ pies} \times 5.0 \text{ pies de profundidad} = 12\,000 \text{ pies}^3$$

En seguida, plantea las unidades para convertir pies cúbicos a mililitros.

Plan de conversión: $\text{pie}^3 \rightarrow \text{pulg}^3 \rightarrow \text{cm}^3 \rightarrow \text{mL}$

$$\frac{12\,000 \text{ pies}^3}{1} \times \frac{(12 \text{ pulg})^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{(2.54 \text{ cm})^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$= \underline{\hspace{2cm}}$$

No olvides elevar al cubo los números junto con las unidades; por ejemplo, $(12 \text{ pulg})^3 = 12^3 \times \text{pulg}^3 = 1728 \text{ pulg}^3$

$$\frac{12\,000 \text{ pies}^3}{1} \times \frac{1728 \text{ pulg}^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1.64 \text{ cm}^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$= 3.4 \times 10^8 \text{ mL (volumen de la alberca)}$$



¿Cuántas gotas de agua en una alberca equivalen a 1 parte por mil millones?

Ahora, multiplica este volumen por el factor de 1 parte por mil millones, o $1 \text{ mL}/10^9 \text{ mL}$.

$$\frac{3.4 \times 10^8 \text{ mL}}{1} \times \frac{1 \text{ mL}}{10^9 \text{ mL}} = 0.34 \text{ mL}$$

Agregar este volumen (0.34 mL) a la alberca llena sería como agregar 1 parte por mil millones. Utiliza el factor de 20. gotas/mL para convertir el volumen a gotas.

$$\frac{0.34 \text{ mL}}{1} \times \frac{20. \text{ gotas}}{1 \text{ mL}} = 6.8 \text{ gotas o aproximadamente } \mathbf{7 \text{ gotas}}$$

Así pues, 7 gotas de líquido en una alberca grande equivalen a 1 parte por mil millones.

$$\frac{6.02 \times 2.2}{168} = 0.0788333 \quad (\text{pantalla de la calculadora})$$

$$= 0.079 \quad \text{con dos cifras significativas o } 7.9 \times 10^{-2} \text{ en notación científica}$$

Continuación, combínalos y alórc onl osd emást érmínose xponenciales:

$$(7.9 \times 10^{-2}) \times 10^{23} \times 10^{-3} = \underline{\hspace{2cm}}$$

Al combinarlos se expresan en notación científica y se tiene

$$\mathbf{7.9 \times 10^{18}} \quad (\text{respuesta})$$

Nota: Si haces los cálculos aritméticos con una calculadora científica, debes redondear además al número de cifras significativas, como quisiera.

EJERCICIO 3.18

Efectúa los cálculos que se indican y escribe la respuesta con el número apropiado de cifras significativas.

Véanse los problemas 3.45-3.48.



Figura 3.16 Una lata de bebida gaseosa dietética flota en el agua, no así la bebida gaseosa normal, debido a la diferencia de densidad entre ellas.

Conexión con el aprendizaje
Véase la figura 3.5, sec. 3.4.

$$\frac{(8.29 \times 10^{-2})(78.3)}{6.02 \times 10^{23}} = \underline{\hspace{2cm}}$$

3.10 Densidad y densidad relativa

La densidad es una importante propiedad característica de la materia. Cuando decimos que el plomo es “pesado”, o que el aluminio es “ligero”, en realidad nos referimos a la densidad de estos metales. La **densidad** se define como la masa por unidad de volumen.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \quad \text{o} \quad d = \frac{m}{v}$$

La densidad de los sólidos se da en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3), y la de los líquidos se acostumbra expresar en gramos por mililitro (g/mL). Recuerda que 1 mL de líquido ocupa el mismo espacio que 1 cm^3 , de modo que la densidad de un líquido en gramos por mililitro también se podría expresar como gramos por centímetro cúbico. En el caso de los gases, su densidad se da en gramos por litro. La tabla 3.7 muestra la densidad de varias sustancias.

Si los volúmenes de dos sustancias distintas A y B son iguales, pero la masa de A es mayor que la masa de B, la densidad de A es mayor que la densidad de B. Es por esto que una lata de bebida gaseosa normal, que contiene varios gramos de edulcorantes, se hunde en agua, en tanto que una lata de bebida gaseosa dietética, con sólo una pequeña masa de edulcorante artificial, flota (Fig. 3.16). Cuando un objeto se hunde, debe desplazar un volumen igual de agua. Si su masa es mayor que la masa del agua desplazada, se hundirá.

La densidad de una sustancia es una propiedad característica importante que ayuda a identificar una sustancia (Fig. 3.17).

EJEMPLO 3.19 Cálculos y conceptos de densidad

Un matraz lleno hasta la marca de 25.0 mL contiene 27.42 g de una solución de sal y agua. ¿Cuál es la densidad de esta solución?

SOLUCIÓN

$$d = \frac{m}{v} \quad \text{o} \quad \frac{27.42 \text{ g}}{25.0 \text{ mL}} = 1.0968 \text{ g/mL} \quad (\text{pantallada el ac calculadora})$$

$$= 1.10 \text{ g/mL} \quad (\text{respuesta con tres cifras significativas})$$

Figura 3.17 Masas de 1.00 cm^3 de varios metales. De los metales que se muestran, el magnesio es el menos denso, y el oro, el más denso.

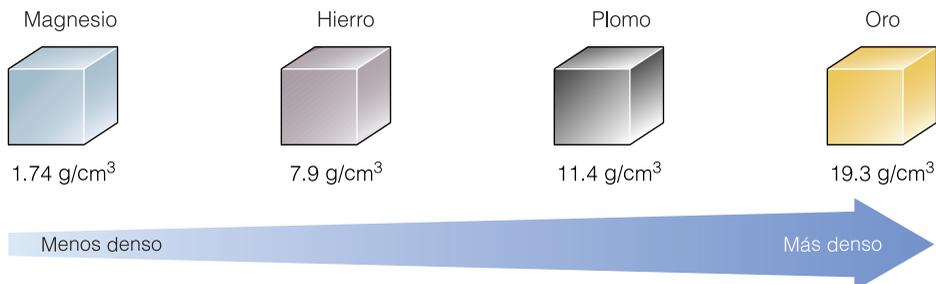


Tabla 3.7 Densidades de varios materiales a temperatura ambiente

Sólidos	g/cm ³	Líquidos	g/mL	Gases	g/L
Madera balsa (aprox.)	0.13	Gasolina (aprox.)	0.67	Hidrógeno	0.090
Madera de pino (aprox.)	0.42	Alcohol etílico	0.79	Helio	0.177
Hielo (-10°C)	0.917	Aceite de semilla de algodón	0.926	Amoniaco	0.771
Magnesio	1.74	Agua (20°C)	0.998	Neón	0.901
Aluminio	2.70	Agua (4°C)	1.000	Nitrógeno	1.25
Hierro	7.86	Cloruro de metileno	1.34	Aire (seco)	1.29
Cobre	8.96	Cloroformo	1.49	Oxígeno	1.42
Plomo	11.4	Ácido sulfúrico	1.84	Dióxido de carbono	1.96
Oro	19.3	Mercurio	13.55	Cloro	3.17

EJERCICIO 3.19

- (a) Un objeto sólido de metal tiene una masa de 5.8269 g y un volumen de 2.15 cm³. Utiliza las densidades de metales de la tabla 3.7 para identificar este metal una vez que tengas calculada su densidad.
- (b) Explica por qué una canoa de aluminio flota en el agua pero una barra de aluminio se hunde.

EJEMPLO 3.20 Cálculos con densidades

¿Cuál sería el volumen de 461 g de mercurio? (*Sugerencia:* La densidad del mercurio se indica en la tabla 3.7 como 13.55 g/mL.)

SOLUCIÓN

Plan: g → mL

Inicia con la *cantidad* conocida en gramos y utiliza la densidad como factor de conversión.

$$461 \text{ g} = \frac{1 \text{ mL}}{13.55 \text{ g}} = 34.0 \text{ mL} \quad (\text{tres cifras significativas})$$

Conexión con el aprendizaje

Para resolver este problema, se invierte el factor que representa la densidad del mercurio a fin de que los gramos se cancelen.

EJERCICIO 3.20

- (a) ¿Cuál es la masa de 2.5 L de gasolina? (Consulta la densidad en la tabla 3.7.)
- (b) ¿Cuál es el volumen en litros de 29.5 kg de gasolina?

Véanse los problemas 3.49-3.60.

La densidad del agua es de 1.00 g/mL a 4.0°C. Este número tan redondeado no es mera casualidad, pues el sistema métrico definió originalmente el gramo de modo que esto fuera así. Si mides 249.00 g de agua pura, tendrás un volumen de 249.00 mL a 4.0°C, pero incluso a la temperatura ambiente normales el volumen se conserva muy cercano a los 249 mL. Por consiguiente, podemos hacer una aproximación rápida de un volumen de agua si conocemos su masa, o de una masa de agua si conocemos su volumen.

El aceite para motor y los aceites vegetales flotan en el agua porque el aceite y el agua son inmiscibles, y la densidad del aceite es menor que la del agua. El mercurio y el removedor de pintura (cloruro de metileno) son ejemplos de líquidos cuya densidad es mayor que la del agua. En la Fig. 3.18 se representan las densidades relativas de varios líquidos.



Figura 3.18 Los líquidos inmiscibles se separan en capas; el líquido más denso se va al fondo y el menos denso sube hasta la superficie. De arriba hacia abajo: aceite de maíz, agua, champú, detergente para vajillas, anticongelante y jarabe de arce.

Una medición similar a la densidad es la **densidad relativa** (D. R.), que es el cociente de la masa de cualquier sustancia entre la masa de un volumen igual de agua en las mismas condiciones. Esta razón equivale a la densidad de una sustancia dividida entre la densidad del agua.

$$\text{Densidad relativa de una sustancia} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua}}$$

La densidad relativa del agua misma, por consiguiente, es exactamente 1. La densidad relativa carece de unidades debido a que se dividen dos valores con las mismas unidades, lo cual da un número sin unidades.

Si se trabaja con unidades SI, en las que la densidad del agua es muy próxima a 1 g/mL a las temperaturas ordinarias, entonces la densidad relativa de una sustancia es numéricamente igual a su densidad.

EJEMPLO 3.21 Densidad relativa

La densidad de un líquido es de 1.5 g/mL. ¿Cuál es su densidad relativa?

SOLUCIÓN

$$\frac{1.5 \text{ g/mL}}{1.0 \text{ g/mL}} = 1.5 \quad (\text{La densidad relativa no tiene unidades.})$$

EJERCICIO 3.21

La densidad relativa de un líquido refrigerante de motor resultó ser de 1.12. ¿Cuál es su densidad?

Figura 3.19 (a) Un densímetro permite conocer la densidad relativa de una solución de anticongelante para determinar la concentración de anticongelante a determinadas temperaturas. (b) El densímetro que aquí se muestra mide densidades relativas de 0.700 a 0.770. Los densímetros se utilizan para medir la densidad relativa de soluciones de anticongelante, el contenido de alcohol en la gasolina, el contenido de azúcar del jarabe de arce y los sólidos disueltos en el agua.



(a)



(b)

La densidad relativa de varios líquidos comunes, entre ellos el ácido de la batería de tu auto y el refrigerante del radiador, suelen medirse con un dispositivo llamado **densímetro** (Fig. 3.19a). El densímetro se calibra de modo que se pueda conocer directamente la densidad relativa observando el flotador dentro del mismo o leyendo en el tallo flotante el número que coincide con la superficie del líquido (Fig. 3.19b).

Para hacer determinaciones precisas de la densidad o densidad relativa de un líquido se pesa vacía un pequeño recipiente, llamada **picnómetro** o recipiente de densidad relativa, y luego se llena con el “líquido problema” y se pesa de nuevo para conocer la masa del líquido. El volumen del picnómetro se obtiene determinando la masa de agua que el picnómetro puede contener y multiplicando luego esta masa por la densidad del agua (que se invierte para que las unidades se cancelen). Para conocer la densidad se divide la masa del “líquido problema” entre su volumen. La densidad relativa se obtiene simplemente dividiendo la densidad del “líquido problema” entre la densidad del agua, que es exactamente 1 g/mL a 4°C y se mantiene muy próxima a 1 g/mL a temperaturas más altas.

EJEMPLO 3.22 Cómo determinar la densidad y la densidad relativa

Un picnómetro vacío con una masa de 25.0224 g se llenó con agua pura; la masa total fue de 34.9495 g. Después de llenar el picnómetro con una solución anticongelante, la masa total fue de 35.9858 g. ¿Cuál es la densidad de la solución anticongelante?

SOLUCIÓN

Masa de anticongelante		Masa de agua en el picnómetro	
Picnómetro + Anticongelante	= 35.9858 g	Picnómetro + Agua	= 34.9495 g
Picnómetro vacío	= 25.0224 g	Picnómetro vacío	= 25.0224 g
Masa de anticongelante	= 10.9634 g	Masa de agua	= 9.9271 g

$$\text{Volumen} = 9.9271 \text{ g de agua} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.0000 \text{ g de agua}} = 9.9271 \text{ mL}$$

$$\text{Densidad del anticongelante} = \frac{\text{Masa del anticongelante}}{\text{Volumen}} = \frac{10.9634 \text{ g}}{9.9271 \text{ mL}} = 1.1044 \text{ g/mL}$$

EJERCICIO 3.22

¿Cuál es la densidad relativa de la solución anticongelante del ejemplo 3.22?



Figura 3.20 Picnómetro. El que se muestra aquí tiene una capacidad de 10 mL. Los picnómetros sirven para determinar con precisión densidades y densidades relativas de líquidos.

Véanse los problemas 3.61-3.64.

3.11 Medición de la temperatura

La mayoría de los habitantes de Estados Unidos están más familiarizados con la escala **Fahrenheit** de temperatura. En esta escala, el punto de congelación del agua es de 32°F y su punto de ebullición es de 212°F. Entre estas dos temperaturas, la escala tiene 212 – 32 = 180 unidades, cada una de las cuales es un grado Fahrenheit.

La mayoría de los habitantes del mundo, y todos los que trabajan con información científica, utilizan temperaturas en grados **Celsius** (°C). Por definición, el punto de congelación del agua es de 0°C y su punto de ebullición corresponde a 100°C. Por tanto, entre los puntos de congelación y de ebullición del agua hay exactamente 100 unidades en la escala Celsius y 180 unidades en la escala Fahrenheit (Fig. 3.21). Por consiguiente, un cambio de 180.°F es equivalente a un cambio de 100.°C, de modo que se necesitan 1.80°F para igualar un grado Celsius.

Originalmente las temperaturas métricas se expresaban en grados centígrados, pero se cambió el nombre de la escala en honor a su inventor, Anders Celsius, un astrónomo sueco.

Un cambio de 1.80°F = Un cambio de 1°C (exactamente)

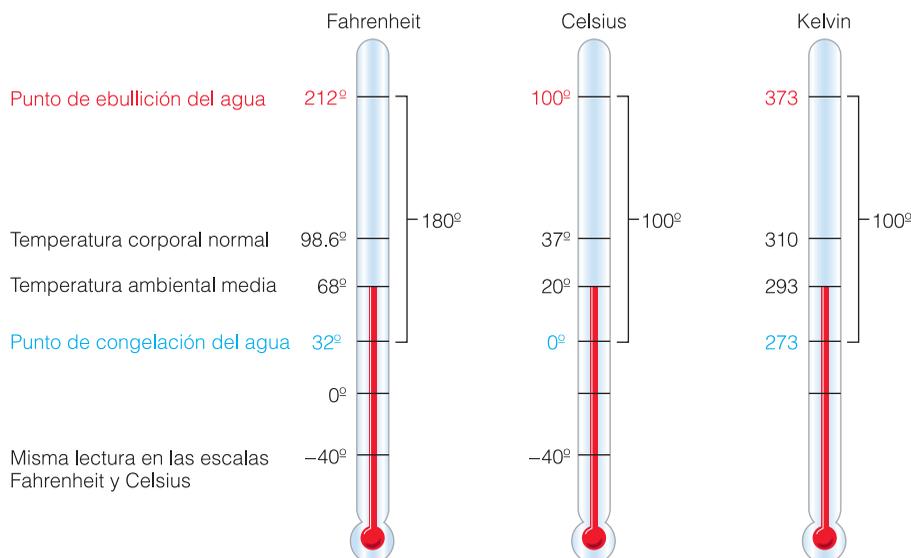


Figura 3.21 Comparación de las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

EJEMPLO 3.23 Conceptos de cambios de temperatura Celsius y Fahrenheit

¿Cuál sería el cambio de temperatura equivalente, en grados Fahrenheit, de un cambio de temperatura de $2\text{ }^{\circ}\text{C}$?

SOLUCIÓN

$$2\text{ }^{\circ}\text{C} \times \frac{1.80^{\circ}\text{F}}{1\text{ }^{\circ}\text{C}} = 3.60^{\circ}\text{F}$$

EJERCICIO 3.23

- Si se produce un cambio de temperatura de 6.00°F , ¿cuál es el cambio de temperatura en grados Celsius?
- Si la temperatura sube de 20.0 a 25.0°C , ¿cuántos grados subiría la temperatura en la escala Fahrenheit?

Como se muestra en la Fig. 3.21, un cambio de temperatura de 180°F es igual a un cambio de temperatura de 100°C . A partir de esta relación podemos deducir una ecuación en que la temperatura en $^{\circ}\text{F}$ dividida entre 180 unidades es proporcional a la temperatura en $^{\circ}\text{C}$ dividida entre 100 unidades. Puesto que 0°C es igual a 32°F (no 0°F), debemos restar 32 grados a la temperatura Fahrenheit.

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{180} = \frac{^{\circ}\text{C}}{100}$$

Podemos multiplicar ambos lados de la ecuación por 180 para obtener

$$^{\circ}\text{F} - 32 = \frac{180}{100} \times ^{\circ}\text{C}$$

Las siguientes son formas implícitas de la ecuación.

$$^{\circ}\text{F} - 32 = 1.8 \times ^{\circ}\text{C}$$

Si conoces una temperatura Celsius, introduce ese valor en la ecuación donde aparecen grados Celsius y despeja los grados Fahrenheit de la ecuación. Si conoces una temperatura Fahrenheit, introduce ese valor en la ecuación donde aparecen grados Fahrenheit y despeja los grados Celsius. También podemos reorganizar la ecuación simplificada para obtener dos formas diferentes, una en la que se han despejado los grados Fahrenheit y otra en la que se han despejado los grados Celsius.

$$^{\circ}\text{F} = (1.8 \times ^{\circ}\text{C}) + 32 \quad \text{y} \quad ^{\circ}\text{C} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8}$$

EJEMPLO 3.24 Conversiones de temperatura Celsius a Fahrenheit

Si la temperatura corporal de una persona es de $40.^{\circ}\text{C}$, ¿cuál sería en grados Fahrenheit?

SOLUCIÓN

$$\begin{aligned} ^{\circ}\text{F} &= (1.8 \cdot ^{\circ}\text{C}) + 32 \\ ^{\circ}\text{F} &= (1.8 \times 40.) + 32 \\ ^{\circ}\text{F} &= 72 + 32 = 104^{\circ}\text{F} \end{aligned}$$

EJERCICIO 3.24

Si el termómetro marca -10°C en St. Louis, Missouri, ¿cuál es la temperatura Fahrenheit?

EJEMPLO 3.25 Conversiones de temperatura Fahrenheit a Celsius

La temperatura en Tucson, Arizona, alcanzó los 113°F cierto día de verano. ¿De cuánto sería en temperatura en la escala Celsius?

SOLUCIÓN

$$\begin{aligned} ^{\circ}\text{C} &= \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8} \\ ^{\circ}\text{C} &= \frac{113 - 32}{1.8} = \frac{81}{1.8} = 45^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

EJERCICIO 3.25

He aquí una situación especial. Cuando la temperatura es de $-40.^{\circ}\text{F}$, ¿cuál es la temperatura en la escala Celsius? ¿Qué otras temperaturas coinciden?

La unidad SI de temperatura es el **kelvin** (K), así llamado en honor del físico inglés Lord Kelvin. Advierte que las unidades son kelvin, no grados Kelvin. La unidad kelvin representa un cambio de temperatura del mismo tamaño que un grado Celsius, por lo que un cambio de $50.^{\circ}\text{C}$ es equivalente a un cambio de 50 kelvin. ■ Se ha establecido que la lectura de temperatura más baja posible es de -273.15°C , la cual se ha definido como el punto cero de la escala Kelvin y se conoce como el **cero absoluto**. Por consiguiente, la escala Kelvin no tiene temperaturas negativas. Para convertir grados Celsius a kelvin, suma 273.15, o simplemente 273 (redondeado a números enteros) a la temperatura Celsius.

■ La unidad kelvin no se escribe con mayúscula, pero sí el nombre de la escala Kelvin y el símbolo K.

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

EJEMPLO 3.26 Conversiones de temperaturas Kelvin y Celsius

¿Cuál es el punto de ebullición del agua en kelvin? El punto de ebullición del agua es de 100.°C.

SOLUCIÓN

$$K = ^\circ C + 273 = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

EJERCICIO 3.26

Véanse los problemas 3.65-3.70.

- (a) El Voyager I determinó que la temperatura de la superficie de la luna más grande de Saturno, Titán, es de 94 K. ¿Cuál es la temperatura en °C?
- (b) El punto de fusión del neón es de -249°C. ¿Cuál es su punto de fusión en K?

3.12 Temperatura y energía calorífica

Las actividades industriales y de investigación en las que intervienen temperaturas muy bajas se dice que se llevan a cabo en condiciones criogénicas.

Hemos estado trabajando con temperaturas, pero no hemos definido aún el término. La **temperatura** es una medida de lo *caliente* o lo *frío* de la materia, y se expresa habitualmente en grados Fahrenheit, grados Celsius o kelvin. La temperatura mide la *intensidad* de la energía de las partículas de una sustancia. Por ejemplo, las partículas de agua de una taza de agua caliente a 50.°C tienen más energía, en promedio, que las partículas de un vaso de agua fría a 10.°C. La temperatura y el calor están relacionados, pero suelen confundirse.

El **calor** es la forma de energía que se transfiere entre muestras de materia debido a diferencias en sus temperaturas respectivas. Una taza de agua caliente a 40.°C puede tener la misma temperatura que una bañera llena de agua, pero ésta derrite más hielo que la taza de agua (Fig. 3.22). De la bañera fluye más calor al exterior que de la taza de agua a la misma temperatura. Como ejemplo adicional supón que un recipiente lleno de agua y otro recipiente igual lleno a la mitad se calientan durante un mismo lapso, y que se transfiere la misma cantidad de energía calorífica a ambas muestras de agua. Después de calentar, la temperatura será más alta en el recipiente lleno a la mitad que en el que está totalmente lleno de agua. Esto se explica como sigue: cuando cierta cantidad de energía se distribuye entre menos partículas, cada una recibe más energía, lo que origina una mayor elevación de la temperatura.

Cuando fluye energía calorífica espontáneamente de un objeto a otro, el flujo siempre ocurre del objeto caliente al objeto frío. Cuando se coloca hielo en agua tibia, la temperatura del agua desciende a medida que fluye calor hacia el hielo y lo funde.

La unidad SI de energía es el **joule** (J), pero la conocida **caloría** (cal) también es una unidad métrica de energía calorífica. Debido a que tanto el joule como la caloría representan cantidades muy pequeñas de energía, se suelen utilizar el kilojoule (kJ) y la kilocaloría (kcal).

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

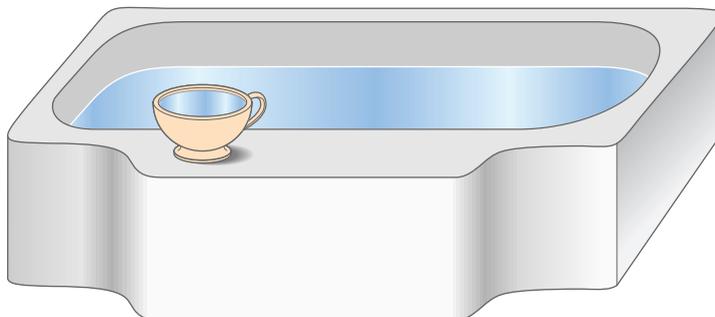
$$1000 \text{ cal} = 1 \text{ kcal} = 4184 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 4.184 \text{ kJ}$$

Conexión con el mundo real

Una bombilla eléctrica de 75 watts consume 75 J de energía cada segundo que permanece encendida.

Figura 3.22 Una bañera de agua a una temperatura adecuada y una taza de agua caliente. La bañera contiene más agua que la taza, por lo que fluye más calor de la bañera que de la taza.



La **Caloría grande** (advierte la C mayúscula) se emplea para medir el contenido energético de los alimentos. La Caloría grande equivale a una kilocaloría, de modo que una galleta de chispas de chocolate de 50 Calorías tiene en realidad 50 000 calorías. Quien siga una dieta quizá sepa que un helado como el banana split contiene 1500 Cal (kcal), pero si estuviera consciente de que esto representa 1 500 000 calorías, le sería más fácil enunciarla en libras de ananas plátano.

Una **caloría** es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C. Advierte que el calor se definió en términos de un cambio de energía del agua. Cada tipo de sustancia, como hierro, latón o agua, por ejemplo, necesita una cantidad de calor diferente para que la temperatura de una muestra de 1 g aumente en 1°C. Este valor se conoce como el **calor específico** de la sustancia.

$$\text{Calor específico expresado en } \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \text{ o } \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

g-°C significa g × °C (gramos multiplicados por grados Celsius).

Las sustancias con valores pequeños de calor específico absorben poca energía al calentarse, y desprenden poca energía al enfriarse, en comparación con sustancias como el agua, que tiene uno de los valores más altos de calor específico. ■ La tabla 3.8 muestra los calores específicos de varias sustancias.

Cuando se transfiere calor a cierta cantidad de sustancia, la temperatura cambia. Se suele representar un cambio de temperatura como ΔT (se dice “delta T” por la letra griega que se emplea). La cantidad de calor que una sustancia gana o pierde con un cambio de temperaturas se calcula mediante la ecuación siguiente.

$$\text{Masa de la sustancia} \times (\Delta T) \times \text{Calor específico} = \text{Calor ganado o perdido}$$

$$\text{Gramos} \times ^\circ\text{C} \times \text{J/g} \cdot ^\circ\text{C} = \text{Joules}$$

$$\text{Gramos} \times ^\circ\text{C} \times \text{cal/g} \cdot ^\circ\text{C} = \text{calorías}$$

Se puede determinar cualquiera de los cuatro términos de la ecuación si se conocen los otros tres valores. Para estos cálculos la masa debe estar en gramos, y el cambio de

■ Conexión con el mundo real

El agua, con su alto calor específico, es uno de los mejores materiales para almacenar calor en los sistemas de calefacción con energía solar.

Tabla 3.8 Calores específicos de algunas sustancias a 25°C

Sustancia*	Calor específico	
	J/g-°C	cal/g-°C
Aluminio (s)	0.900	0.215
Latón (s)	0.385	0.092
Cobre (s)	0.385	0.0922
Alcohol etílico (l)	2.45	0.586
Oro (s)	0.129	0.0308
Hierro (s)	0.448	0.107
Plomo (s)	0.129	0.0308
Magnesio (s)	1.02	0.244
Mercurio (l)	0.139	0.0332
Plata (s)	0.236	0.0564
Acero (inoxidable) (s)	0.50	0.12
Agua (l)	4.184	1.000
Zinc (s)	0.385	0.0922

*Sólido (s), líquido (l)

temperatura, en grados Celsius o en kelvin (porque las unidades son del mismo tamaño). Cuando el calor se expresa en calorías, el calor específico debe estar en cal/g-°C. Si el calor se expresa en joules, el calor específico debe estar en J/g-°C.

EJEMPLO 3.27 Cálculos de energía calorífica

¿Cuántos joules se necesitan para elevar la temperatura de 225 g de plomo de 5.0°C a 25.0°C?

SOLUCIÓN

Simplemente sustituye los valores apropiados en la ecuación dada para calcular el calor en joules. La masa de plomo es de 225 g, el cambio de temperatura es de 25.0°C - 5.0°C = 20.0 °C, y el calor específico del plomo tomado de la tabla es de 0.129 J/g-°C.

$$225 \text{ g} \times 20.0 \text{ }^\circ\text{C} \times \frac{0.129 \text{ J}}{\text{g-}^\circ\text{C}} = 581 \text{ J}$$

EJERCICIO 3.27

- Quando 225 g de plomo absorben 555 J de calor, ¿cuál es el cambio de temperatura en grados Celsius?
- ¿Qué masa de hierro absorbería 555 J con un cambio de temperatura de 20.6°C?

EJEMPLO 3.28 Cálculos de energía calorífica

Supón que tu dieta es de 2100 Calorías (2100 kcal) por día y tu peso corporal es de 68 kg (que en este problema se supone es sólo agua al 100%). Parte de una temperatura corporal inicial normal de 37°C y utiliza un calor específico de 1.00 cal/g-°C o 1.00 kcal/kg-°C.

- Calcula la temperatura máxima que tu cuerpo podría alcanzar absorbiendo las 2100 kcal de una sola vez.
- Intenta explicar por qué tu cuerpo no alcanza temperaturas de este orden.

SOLUCIÓN

- Reacomoda la ecuación dada en esta sección para despejar el cambio de temperatura, ΔT .

$$\Delta T = \frac{\text{Calor total}}{\text{Masa} \times \text{Calor esp.}} = \frac{2100 \text{ kcal}}{68 \text{ kg} \times 1.00 \text{ kcal/kg-}^\circ\text{C}} = 31^\circ\text{C}$$

$$\text{Temperatura máxima} = \text{Temperatura original} + 31^\circ\text{C} = 37^\circ\text{C} + 31^\circ\text{C} = 68^\circ\text{C}$$

- Tu cuerpo mantiene la temperatura de 37°C metabolizando el alimento a un ritmo relativamente constante y mediante un proceso de enfriamiento basado en la evaporación y la respiración.

EJERCICIO 3.28

Supón que tomaste un almuerzo ligero de 325 Calorías (325 kcal). ¿Cuántos kilogramos de agua se podrían calentar 25°C con la energía liberada?

¡Este problema no es tan difícil como parece! Muestra un ejemplo práctico en el que interviene el calor.

Véanse los problemas 3.71-3.78.

Conexión con el aprendizaje

Resolver los problemas al final del capítulo te proporciona experiencia y confianza.

Advierte que estos problemas tienen que ver con varios de los temas estudiados en este capítulo, como masa, cifras significativas, temperatura, calor específico y energía calorífica en joules y calorías.

Resumen del capítulo

La medición en química, y en todas las demás ciencias, implica el uso de unidades métricas o SI. Las unidades básicas de este sistema se muestran en la tabla 3.1. Se obtienen unidades más grandes o pequeñas empleando los prefijos adecuados que representan múltiplos de 10. Trabajar con decimales en vez de fracciones simples como cuartos, octavos y dieciseisavos facilita mucho los cálculos. Algunos prefijos comunes son kilo- (10^3), centi- (10^{-2}), mili- (10^{-3}), micro- (10^{-6}) y otros que se muestran en la tabla 3.2.

Un volumen de 1 litro es igual a 1000 mL, y 1 mL tiene el mismo volumen que 1 centímetro cúbico (cm^3 o cc). La masa se define como la cantidad de una sustancia y se mide en gramos; el peso varía en proporción con la atracción gravitatoria que se ejerce sobre el objeto. La densidad es el cociente de la masa entre el volumen de una muestra dada. La densidad relativa es el cociente de la densidad de una sustancia entre la densidad del agua en las mismas condiciones.

El análisis dimensional permite resolver los problemas mediante un proceso ordenado y lógico que utiliza factores de conversión apropiados. Un factor de conversión se obtiene a partir de dos cantidades cualesquiera que son equivalentes, ya sea que estén en unidades métricas, en unidades anglosajonas o en una combinación de ambos sistemas. Por ejemplo, la igualdad $2.54 \text{ cm} = 1 \text{ pulg}$ es exacta, por definición, y permite formular dos factores de conversión: $1 \text{ pulg}/2.54 \text{ cm}$ y $2.54 \text{ cm}/\text{pulg}$. Con el análisis dimensional, una cantidad dada se multiplica por uno o más factores de conversión para obtener la respuesta en las unidades deseadas.

Los objetos contados, las fracciones y las cantidades definidas pueden ser exactos, pero las cantidades medidas presentan siempre cierta incertidumbre. La precisión se refiere a la proximidad mutua de varios valores medidos; en cambio, la exactitud tiene que ver con la proximidad de los valores medidos respecto al valor aceptado o verdadero. Ningún valor calculado puede ser más preciso que el número menos preciso utilizado en el cálculo. La precisión de un número se indica mediante el número apropiado de cifras significativas. En el caso de la multiplicación y la división, el número de cifras significativas de la respuesta debe ser igual al número de cifras significativas del valor menos preciso que se utilice. En la adición y la sustracción, la respuesta se redondea a la misma posición decimal del valor menos preciso.

El uso de la escala Fahrenheit de temperatura está todavía muy extendido en Estados Unidos, pero las mediciones científicas se basan en temperaturas Celsius o Kelvin. El punto cero de la escala Kelvin es el cero absoluto, que es la temperatura más baja posible. Se utilizan ecuaciones matemáticas para convertir temperaturas de Fahrenheit a Celsius y Kelvin.

La temperatura es una medida de lo caliente o frío de la materia. El calor es una medida de la cantidad de energía transferida. Las unidades de calor incluyen los joules, kilojoules, calorías y kilocalorías. El calor que se gana o se pierde, la masa, el cambio de temperatura y el calor específico están relacionados entre sí según la ecuación

$$\text{Calor absorbido o liberado} = \text{Masa} \times \text{Cambio de temperatura} \times \text{Calor específico}$$

A lo largo de este texto se continuarán utilizando las unidades SI y métricas, los factores de conversión y el método de análisis dimensional para resolver problemas. Todo esto es parte fundamental de la ciencia.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

Comprueba si has comprendido bien los capítulos que se mencionan a continuación:

1. Hacer aproximaciones con unidades SI de longitud, volumen, masa y temperatura. [3.2, 3.4, 3.5, 3.12]
2. Convertir longitudes, volúmenes y masas métricas a otras unidades métricas equivalentes. [3.3-3.5]
3. Utilizar el análisis dimensional y factores de conversión para plantear y resolver problemas con cantidades en unidades anglosajonas. [3.6]
4. Utilizar datos experimentales para analizar la incertidumbre en las mediciones. [3.7]
5. Establecer la número de cifras significativas en los cálculos. [3.8]

6. Escribir el número en notación científica y utilizarlo en cálculos. [3.9]
7. Calcular densidades, densidades relativas, volúmenes o masas a partir de datos experimentales. [3.10]
8. Hacer conversiones entre temperaturas Fahrenheit, Celsius y Kelvin. [3.11]
9. Hacer cálculos de calor (joules o calorías), calor específico, masa y cambio de temperatura. Explicar el significado de los términos. [3.12]

Términos clave

análisis dimensional [3.3]	densidad [3.10]	litro [3.4]	número exacto [3.8]
balanza analítica [3.5]	densidad relativa [3.10]	medición incierta [3.7]	parte por mil millones [3.9]
balanza de platillo levado (granataria) [3.5]	densímetro [3.10]	menisco [3.8]	picnómetro [3.10]
calor [3.12]	dígito incierto [3.8]	método de actores de conversión [3.3]	potencias de diez [3.9]
calor específico [3.12]	exactitud [3.7]	metro [3.1]	precisión [3.7]
caloría [3.12]	factores de conversión [3.3]	microgramo [3.5]	redondear números [3.8]
Caloría grande (kcal) [3.12]	Fahrenheit [3.11]	microlitro [3.4]	Sistema Internacional (SI) [3.1]
Celsius [3.11]	gramo [3.5]	miligramo [3.5]	sistema métrico [3.1]
cero absoluto [3.11]	joule [3.12]	mililitro [3.4]	temperatura [3.12]
cifras significativas [3.8]	kelvin [3.11]	notación científica [3.9]	
	kilogramo [3.1, 3.5]		

Problemas

Unidades métricas y SI (con prefijos)

- 3.1 Respecto a los objetos siguientes, identifica la cantidad numérica, la unidad y el nombre de la sustancia.
 - a. 1 gal de leche
 - b. 500 mg de vitamina C
 - c. película de 35 mm (para cámara fotográfica)
- 3.2 Respecto a los objetos siguientes, identifica la cantidad numérica, la unidad y el nombre de la sustancia.
 - a. 10 lb de azúcar
 - b. 5 kg de papas
 - c. L de bebida azucarada sola
- 3.3 Consulta en las tablas 3.1 y 3.2 los prefijos que necesitas para completar los enunciados siguientes.
 - a. Mili- equivale al número _____; por tanto, 1.000 mg = _____ g.
 - b. Micro- equivale al número _____; por tanto, 1.000 μL = _____ L.
 - c. Hecto- equivale al número _____; por tanto, 1.000 hm = _____ m.
- 3.4 Consulta en las tablas 3.1 y 3.2 los prefijos que necesitas para completar los enunciados siguientes.
 - a. Pico- equivale al número _____; por tanto, 1.000 ps = _____ s.
 - b. Kilo- equivale al número _____; por tanto, 1.000 km = _____ m.
 - c. Deci- equivale al número _____; por tanto, 1.000 dg = _____ g.

Conversiones métricas y aproximaciones

- 3.5 Si es necesario, utiliza la Fig. 3.4 para hacer estas aproximaciones delongitud.
 - a. El espesor del alambre de un clip para papeles es de aproximadamente
 - (1) 1 mm (2) 10. mm (3) 1 cm
 - (4) 10. cm
 - b. El espesor del estilete es de aproximadamente
 - (1) 3 mm (2) 3 cm (3) 30. cm
 - (4) 0.3 cm
 - c. El ancho de una hoja de papel para mecanografiar es de aproximadamente
 - (1) 22 m (2) 22 dm (3) 22 cm
 - (4) 22 mm
- 3.6 Si es necesario, utiliza la Fig. 3.4 para hacer estas aproximaciones delongitud.
 - a. La longitud de un billete de un dólar es de aproximadamente
 - (1) 1.5 cm (2) 15 cm (3) 15 mm
 - (4) 1.5 m
 - b. La longitud de un campo de fútbol es de aproximadamente
 - (1) 1 cm (2) 10. m (3) 100. m
 - (4) 1 km
 - c. El diámetro de una moneda pequeña es de aproximadamente
 - (1) 2.0 cm (2) 20. cm (3) 0.20 cm
 - (4) 2.0 mm

- 3.7** Muestra cómo plantearías los problemas siguientes utilizando el factor o factores de conversión apropiados. A continuación, o btenl ar espuesta.
- 0.062 m a centímetros
 - 3000 m a kilómetros
 - 875 μm a kilómetros
- 3.8** Muestra cómo plantearías los problemas siguientes utilizando el factor o factores de conversión apropiados. A continuación, o btenl ar espuesta.
- 1820 m a kilómetros
 - 1400 cm a kilómetros
 - 1700 mm a metros
- 3.9** Haz las conversiones de longitudes métricas siguientes.
- 12.5 cm = _____ mm
 - 345 cm = _____ m
 - 34.5 mm = _____ μm
 - 10.5 mm = _____ cm
 - 42.5 m = _____ cm
 - 0.092 m = _____ mm
- 3.10** Haz las conversiones de longitudes métricas siguientes.
- 200 m = _____ km
 - 0.829 cm = _____ μm
 - 52.8 nm = _____ mm
 - 4.5 km = _____ m
 - 6.5 μm = _____ mm
 - 105 mm = _____ nm
- 3.11** Un láser rojo de rubí tiene una longitud de onda de 670 nm. Expresa este valor en milímetros y en micrómetros.
- 3.12** Un bolígrafo de punta fina deja una marca cuya anchura es de 0.4 mm. Expresa este valor en centímetros y en micrómetros.
- 3.13** Ciertos virus tienen un diámetro de 475 nm. Expresa este valor en micrómetros y en milímetros.
- 3.14** Según la publicidad, un buen filtro de aire para el hogar elimina las partículas de moho de 0.625 μm de diámetro. Expresa este valor en milímetros y en nanómetros.
- 3.15** Utiliza las Figs. 3.6 y 3.7, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.
- ¿Aproximadamente a cuántas cucharaditas equivalen 20 mL?
 - 2
 - 4
 - 6
 - 8
 - 10
 - ¿Cuántos mililitros contiene aproximadamente una latada de bebida gaseosa?
 - 3.5 mL
 - 35 mL
 - 350 mL
 - 3500 mL
 - Para medir 86 mL de ácido, te conviene utilizar una
 - pipeta graduada de 10 mL
 - probeta de 100 mL
 - bureta de 50 mL
- 3.16** Utiliza las Figs. 3.6 y 3.7, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.
- Una pinta es un poco menos de
 - 500 mL
 - 50 mL
 - 5 mL
 - 5000 cm^3
 - Diez gotas son aproximadamente
 - 5 mL
 - 0.5 mL
 - 0.05 mL
 - 0.005 mL
 - Para medir con exactitud 27.2 mL de un líquido, utiliza una
 - probeta de 100 mL
 - pipeta de 10.0 mL
 - bureta de 50.0 mL
- 3.17** Haz las conversiones siguientes de volúmenes métricos.
- 0.050 L = _____ mL
 - 0.8 μL = _____ mL
 - 8.9 cm^3 = _____ mL
 - 75 cc = _____ L
- 3.18** Haz las conversiones siguientes de volúmenes métricos.
- 25 mL = _____ L
 - 0.005 mL = _____ μL
 - 50 μL = _____ mL
 - 750 mL = _____ cm^3
- 3.19** ¿Cuál es el volumen en metros cúbicos de un sólido rectangular de $6.0\text{ m} \times 50.0\text{ cm} \times 800.0\text{ mm}$?
- 3.20** ¿Cuál es el volumen en centímetros cúbicos de un sólido rectangular de $15\text{ cm} \times 0.050\text{ m} \times 8.0\text{ mm}$?
- 3.21** ¿Cuántos decímetros cúbicos equivalen a 2 m^3 ?
- 3.22** ¿A cuántos litros equivale un decímetro cúbico?
- 3.23** Si una botella de 2 L de bebida gaseosa de cola cuesta \$1.79 y 6 latas (de 354 mL cada una) cuestan \$1.99,
- ¿Cuál es el costo por litro de la bebida de cola en botellas?
 - ¿Cuál es el costo por litro de la bebida de cola en latas?
 - ¿Cuál es la opción más económica de acuerdo con los precios citados?
- 3.24** Si una lata de bebida gaseosa (354 mL) de una máquina expendedora cuesta \$0.50, y una botella de 2 L de la misma bebida cuesta \$1.37,
- ¿Cuál es el costo por litro de la bebida en la máquina expendedora?
 - ¿Cuál es el costo por litro de la bebida en botella?
 - ¿Cuál es la opción más económica de acuerdo con los precios citados?
- 3.25** Utiliza la Fig. 3.8, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.
- Para tener una masa de 1 kilogramo se necesitarían aproximadamente
 - 1.5 latas de bebida gaseosa
 - 3 latas de bebida gaseosa
 - un paquete de 1 lata de bebida gaseosa

- b. Para tener una masa de 1 g se necesitaría(n) aproximadamente
 (1) 0.5t abletad ea spirina (2) 9t abletas de aspirina
 (3) 3t abletasd ea spirina
- 3.26** Utiliza la figura 3.8, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.
- a. Unc entavod ed ólart ieneu nam asaa proximadad e
 (1) 300 mg (2) 3 g (3) 30 g (4) 30 mg
- b. Una persona que tiene una estatura de 5 pies 6 pulgadas y una masa de 130 kg
 (1) esp robablementem uye sbelta
 (2) tieneu np esop romedio
 (3) necesitau np lanp arab ajard e peso
- 3.27** Hazl asc onversionesd em asasm étricas siguientes.
- a. 5.4 g = _____ mg
 b. 0.725 kg = _____ mg
 c. 25 μ g = _____ g
 d. 50. mL de agua = _____ g
- 3.28** Hazl asc onversionesd em asasm étricas siguientes.
- a. 0.1 mg = _____ g
 b. 250. g de agua = _____ mL
 c. 0.5 mg = _____ μ g
 d. 52.4 cg = _____ g
- 3.29** Una porción de media taza de brócoli tiene 45 mg de calcio. Expresa esta cantidad en gramos y en microgramos.
- 3.30** Un blanquillo tiene 7.2 mg de hierro. Expresa esta cantidad en gramos y en microgramos.

Conversiones entre unidades métricas y anglosajonas

- 3.31** Muestra el planteamiento y la respuesta a tres cifras significativas de los problemas siguientes. (La tabla 3.5 contiene los factores de conversión.)
- a. 165 mm = _____ pulg
 b. 1200. mL = _____ qt
 c. 145 lb = _____ kg
 d. 1.50 pies = _____ centímetros
 e. 500. mL a onzas fluidas
 f. 275 g = _____ lb
- 3.32** Muestra el planteamiento y la respuesta a tres cifras significativas de los problemas siguientes. (La tabla 3.5 contiene los factores de conversión.)
- a. 55.0 mi = _____ km
 b. 1.25 m = _____ pulg
 c. 150. mL = _____ oz fl
 d. 55.0 mi/h a kilómetros por hora
 e. 4.00 L a cuartos
 f. 150. g a onzas (avoir.)
- 3.33** El famoso jugador de baloncesto Michael Jordan tiene una estatura de 6.5 pies. ¿Cuál es su estatura en (a) metros y (b) en centímetros?

- 3.34** El famoso jugador de baloncesto Shaquille O'Neal pesa 310. lb. ¿Cuál es su peso (su masa en realidad) en kilogramos?
- 3.35** Un atleta destacado corrió 1500. m en 3.00 min 39.0 s. ¿Cuál fue su rapidez en metros por segundos?
- 3.36** La rapidez de la luz es de 186 000 mi/s. Convierte este valor a metros por segundo.
- 3.37** Si viajas al límite de velocidad señalado de 55.0 mi/h, ¿cuál es tu velocidad en metros por segundo?
- 3.38** ¿Cuántos segundos le toma a la luz viajar del Sol a la Tierra, una distancia de 93 000 000 mi o 1.5×10^8 km? La rapidez de la luz es de 3.00×10^8 m/s.
- 3.39** ¿Cuántos días te tomaría contar 200 000 objetos suponiendo que cuentas uno cada segundo, sin interrupción?
- 3.40** Si de un grifo gotea agua a razón de una gota por segundo, ¿cuántos litros se recolectarían al cabo de 24.0 h? Supón que 20 gotas equivalen a 1 mL.

Cifras significativas y notación científica

- 3.41** ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los números siguientes?
- a. 0.0708 b. 1200
 c. 0.6070 d. 21.0400
 e. 0.007 f. 5.80×10^{-3}
- 3.42** ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los números siguientes?
- a. 2.2000 b. 0.0350
 c. 0.0006 d. 0.0089
 e. 24 000 f. 4.360×10^4
- 3.43** Redondea los números siguientes a tres cifras significativas.
- a. 800.7 b. 0.07864
 c. 0.06995 d. 7.096
- 3.44** Redondea los números siguientes a tres cifras significativas.
- a. 86.048 b. 29.974
 c. 6.1275 d. 0.008230
- 3.45** Expresa los números siguientes en notación científica.
- a. 43 500. b. 65.0×10^{-5}
 c. 0.000320 d. 0.0432×10^4
- 3.46** Expresa los números siguientes en notación científica.
- a. 0.0000070 b. 25.3×10^4
 c. 825 000. d. 827.7×10^{-5}
- 3.47** Efectúa los cálculos siguientes y da la respuesta con el número apropiado de cifras significativas.
- a. 146.20 del vaso + 23.1 g de agua + 335 mg de vitamina C = _____
 b. $11.2 \text{ cm} \times 8.0 \text{ mm} \times 0.0093 \text{ cm} = \underline{\hspace{2cm}}$
 c. $\frac{(860. \times 10^6)(0.00543 \times 10^{-2})}{0.03952} = \underline{\hspace{2cm}}$

- 3.48** Efectúa los cálculos siguientes y da la respuesta con el número apropiado de cifras significativas.
- 124 g del matraz + 65 g de agua + 10.827 g de sal = _____
 - $1.584 \text{ m} \times 62.0 \text{ cm} \times 345 \text{ mm} =$ _____
 - $\frac{(0.0630 \times 10^{-9})(2.3 \times 10^2)}{6.28 \times 10^{-2}} =$ _____

Densidad y densidad relativa

- 3.49** Un bloque de madera mide $2.0 \text{ cm} \times 3.5 \text{ cm} \times 0.52 \text{ cm}$ y su masa es de 1.53 g. ¿Cuál es la densidad de la madera?
- 3.50** Un trozo delgado de madera mide $4.0 \text{ cm} \times 2.8 \text{ cm} \times 2.0 \text{ mm}$ y su masa es de 0.291 g. ¿Cuál es la densidad del material?
- 3.51** ¿Cuál es la masa (en kilogramos) de un bloque de plomo que mide $20. \text{ cm} \times 20. \text{ cm} \times 10. \text{ cm}$? Consulta las densidades en la tabla 3.7.
- 3.52** ¿Cuál es la masa (en kilogramos) de un bloque de aluminio que mide $20. \text{ cm} \times 20. \text{ cm} \times 10. \text{ cm}$? Consulta las densidades en la tabla 3.7.
- 3.53** ¿Qué volumen de alcohol etílico, en mililitros, debe emplearse en un procedimiento que pide 500. g de alcohol? Consulta las densidades en la tabla 3.7.
- 3.54** ¿Qué volumen de ácido sulfúrico (densidad 1.84 g/mL) se necesita para un procedimiento que requiere 54.0 g de ácido?
- 3.55** Un trozo irregular de metal con una masa de 120.8 g se colocó en una probeta con 24.0 mL de agua. El volumen total del agua más el trozo de metal fue de 34.6 mL.
- ¿Cuál es la densidad del metal?
 - Con base en la lista de densidades, ¿de cuál metal podría tratarse?
 - ¿Por qué no se puede estar seguro por completo de la identidad de este metal con base en este análisis?
- 3.56** Un trozo irregular de metal que pesa 109.2 g se colocó en una probeta con 21.0 mL de agua. El volumen total del agua más el trozo de metal fue de 33.2 mL.
- ¿Cuál es la densidad del metal?
 - Con base en la lista de densidades, ¿de cuál metal podría tratarse?
 - ¿Por qué no se puede estar seguro por completo de la identidad de este metal con base en este análisis?
- 3.57** Se llenó un picnómetro con un líquido problema. La masa del picnómetro vacío es de 15.2132 g. La masa del picnómetro más el problema fue de 23.4478 g. Se limpió el picnómetro y se llenó de nuevo con agua destilada, obteniéndose una masa total de 25.9263 g. ¿Cuál es la densidad del líquido problema?
- 3.58** Se llenó un picnómetro con un líquido problema. La masa del picnómetro vacío es de 15.2132 g. La masa del picnómetro más el problema fue de 27.3329 g. Se limpió el picnómetro y se llenó de nuevo con agua destilada, obteniéndose una masa total de 25.9263 g. ¿Cuál es la densidad del líquido problema?

- 3.59** Un procedimiento pide 45 g de ácido clorhídrico concentrado (densidad 1.19 g/mL). ¿Qué volumen en mililitros debe emplearse?
- 3.60** ¿Cuál es la masa, en gramos, de 350.0 mL de cloroformo (densidad 1.49 g/mL)?
- 3.61** Determina la densidad relativa de un líquido cuya masa es de 11.023 g, si el mismo volumen de agua tiene una masa de 11.997 g.
- 3.62** ¿Cuál es la densidad relativa de una muestra de cloruro de etileno? Consulta las densidades en la tabla 3.7.
- 3.63** ¿Qué masa de aire cabría en una botella de bebida gaseosa de 2.00 L? La densidad del aire a temperatura y presión ambientales aparece en la tabla 3.7.
- 3.64** ¿Qué masa de helio gaseoso cabe en una botella de bebida gaseosa de 2.00 L? La densidad del helio a temperatura y presión ambientales aparece en la tabla 3.7.

Cálculos de temperatura y calor

- 3.65** Convierte las temperaturas siguientes.
- $25^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$
 - $20.^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 - $298 \text{ K} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$
 - $0.^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$
 - $-40.^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
- 3.66** Convierte las temperaturas siguientes.
- $68^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$
 - $39^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
 - $39^{\circ}\text{C} =$ _____ K
 - $-10.^{\circ}\text{F} =$ _____ $^{\circ}\text{C}$
 - $-10.^{\circ}\text{C} =$ _____ $^{\circ}\text{F}$
- 3.67** La temperatura del nitrógeno líquido es de -196°C . ¿Cuál es su temperatura en grados Fahrenheit?
- 3.68** Durante la noche la temperatura de Marte puede bajar hasta $-120.^{\circ}\text{F}$. ¿Cuál es su temperatura en Kelvin?
- 3.69** Ordena estas temperaturas de la más fría a la más caliente: 0 K, 0°C , 0°F .
- 3.70** ¿Qué es más caliente: $100.^{\circ}\text{C}$ o $100.^{\circ}\text{F}$?
- 3.71** Convierte los siguientes:
- 1250 cal a Calorías
 - 1250 cal a kilojoules
- 3.72** Convierte los siguientes:
154. Cal a calorías
 165. Cal a joules
- 3.73** ¿Cuántas calorías se necesitarían para elevar la temperatura de 50.0 g de agua de 20.0°C a 50.0°C ?
- 3.74** ¿Cuántas calorías se necesitarían para elevar la temperatura de 50.0 g de plata (calor específico $0.0564 \text{ cal/g}^{\circ}\text{C}$) de 20.0°C a 50.0°C ?
- 3.75** ¿Cuánta energía, en joules, se desprende cuando 100. g de hierro (calor específico $0.448 \text{ J/g}^{\circ}\text{C}$) se enfrían de 100.0°C a 30.0°C ?



Construcción de un calorímetro y conversiones

Realiza la siguiente actividad en la que construirás un microagitador y un calorímetro; además practicarás la conversión de unidades y la medición.

Reúne los siguientes materiales. Haz las conversiones que se indican.

Materiales y reactivos

- Termómetro graduado en escala de 32°F a 212°F (transforma a °C), es decir, _____ °C
- 1 lata de aluminio de 0.0937 galones (transforma a mililitros), es decir, _____ mL
- 1 vaso de unicel con tapa (de diámetro un poco mayor que el de la lata)
- Abrelatas
- 1 vaso de precipitados de 50 mL
- 1 tubo capilar
- 2 clips metálicos
- Mechero Bunsen
- 1 probeta de 10 mL
- 1 probeta de 100 mL
- Agua destilada
- Pinzas para electricista
- Pinzas de laboratorio
- Parrilla de calentamiento con agitación

I. Construcción del microagitador

Procedimiento

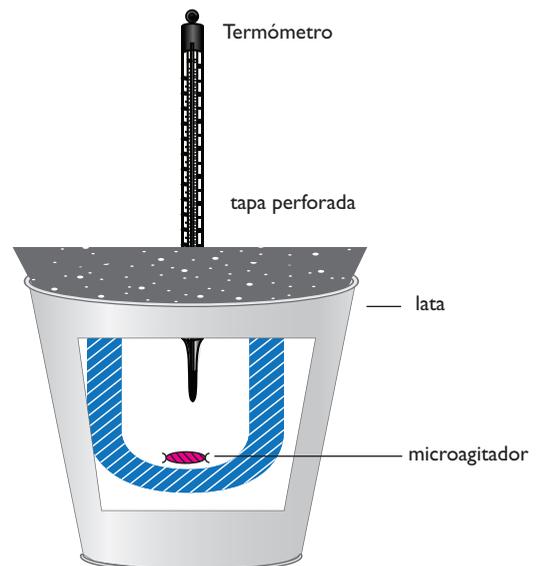
1. Toma el tubo capilar por un extremo con ayuda de unas pinzas y súvalo en el mechero Bunsen hasta que esté al rojo vivo. Cuando llegue a su fusión, usa las pinzas de laboratorio para sellar ese extremo y déjalo enfriar.
2. Desdobra un clip y con las pinzas para electricista corta un trozo de aproximadamente 1×10^{-5} km (transforma la unidad a centímetros), es decir, _____ cm.
3. Coloca el pedazo de clip cortado dentro del capilar sellado por un extremo. Auxiliándote con las pinzas, sostenlo y ponlo de nuevo en la flama del mechero. Cuando observes que ha llegado al rojo vivo, jala el capilar con rapidez hasta que se forme un hilo muy delgado, esto permitirá sellarlo por completo.

II. Construcción y cálculo de la capacidad calorífica del calorímetro

1. Lava y seca la lata de aluminio y, con ayuda de un abrelatas, retírale la parte superior. Introduce el microagitador.
2. Coloca la lata dentro de un recipiente cilíndrico de unicel (poliestireno) de diámetro un poco mayor al de ésta.
3. Haz un orificio en la tapa del recipiente de unicel, de tal manera que puedas introducir el termómetro graduado.
4. Pon el sistema sobre una parrilla con agitación y vierte 20 mL de agua destilada a 20°C, registra su temperatura real.

Recuerda que la densidad del agua es $d = 1 \frac{g}{cm^3}$

(transforma a $d = \frac{lb}{in^3}$ _____)



- Mide con una probeta aproximadamente 0.1 L (transforma a mL), es decir, _____ mL de agua y vacíala en un vaso de precipitados, mide su temperatura (T_1) y anótala en la tabla. Caliéntala hasta que alcance una temperatura de 40–41°C, ésta será (T_2).
- Agrega 80 g (80 mL) del agua a 40°C en el calorímetro y continúa agitando hasta que el sistema se estabilice. Luego mide la temperatura final (T_f) del sistema y regístrala en la tabla 1.
- Repite el procedimiento al menos tres veces y promedia los resultados de las medidas realizadas. A continuación los emplearás para hacer los cálculos relacionados.

Tabla 1. Registro de temperatura

Masa 1 (m1)	Masa 2 (m2)	Temp. 1 (T_1 °C)	Temp. 2 (T_2 °C)	Temp. final (T_f °C)

Análisis de resultados y cálculos relacionados

Haz los siguientes cálculos con los valores obtenidos en tu sistema. Para ayudarte, presentamos un ejemplo suponiendo que se obtuvo una temperatura final de 35.2 °C. El calor cedido por el agua caliente es:

$$Q = mCe\Delta T$$

$$Q = 80 \text{ g} (1\text{cal})(40 - 35.2^\circ\text{C}) = 384 \text{ cal}$$

Este calor lo absorben el agua a 20°C y el calorímetro.

Por su parte, el calor que gana el agua a 20°C es:

$$Q = mCe\Delta T$$

$$Q = 20\text{g} (1\text{cal})(35.2 - 20^\circ\text{C}) = 304 \text{ cal}$$

Podemos determinar el calor absorbido por el calorímetro así:

$$Q(\text{cedido por el agua caliente}) = Q(\text{cedido por el agua fría}) + Q(\text{absorbido por el calorímetro})$$

Resolvemos para el calor absorbido por el calorímetro:

$$Q(\text{absorbido por el calorímetro}) = Q(\text{cedido por el agua caliente}) - Q(\text{absorbido por el agua fría})$$

$$Q(\text{calorímetro}) = 384 \text{ cal} - 304 \text{ cal} = 80 \text{ cal}$$

$$C = \frac{\Delta Q}{T_f - T_i}$$

$$\text{Capacidad del calorímetro} = \frac{80 \text{ cal}}{152^\circ\text{C}} = 5.3 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}}$$

CONTENIDO

- 4.1 Elementos: teoría antigua y moderna
- 4.2 Nombres y símbolos
- 4.3 Elementos abundantes y elementos raros
- 4.4 La tabla periódica de los elementos
- 4.5 Propiedades físicas de los elementos
- 4.6 Átomos: de Demócrito a Dalton
- 4.7 La teoría atómica de Dalton
- 4.8 Átomos y partículas subatómicas
- 4.9 Isótopos
- 4.10 Masas atómicas de los elementos
- 4.11 Cómo contar con moles
- 4.12 Masas molares y fórmulas químicas: una introducción

Elementos, átomos y la tabla periódica



Los elementos que aquí se muestran (en el sentido de las manecillas del reloj y a partir de arriba) son bromo, zinc, cobre, calcio y azufre, con el yodo en el centro.

En el interior de la cubierta de este libro, y probablemente en el muro de tu salón de clases, encontrarás una tabla periódica de los elementos. Las tablas periódicas modernas muestran los símbolos de 115 elementos conocidos. Estos elementos están ordenados de modo que aquéllos cuyas propiedades son similares estén situados próximos unos de otros. Hasta donde se sabe, todo lo que existe en el universo está formado de estos elementos. Hay un tipo de átomo diferente por cada elemento, y cuando los átomos se combinan químicamente, son posibles muchos compuestos distintos. Hasta ahora los químicos han identificado más de 25 millones de compuestos. Tu propio organismo contiene miles de compuestos formados de átomos de estos elementos.

En este capítulo enfocaremos nuestro estudio a los elementos y aprenderemos a utilizar la tabla periódica. Es indispensable que comiences por aprender de memoria los nombres y símbolos de los elementos para que puedas aprovechar la útil información que contiene la tabla periódica. Identificaremos los elementos que son abundantes y los escasos, los metales y los no metales, y compararemos las propiedades

características de algunos elementos. Después, ya en el nivel atómico, examinaremos las propiedades fundamentales de los átomos y de las partículas subatómicas principales. Concluiremos el capítulo con una breve introducción a las fórmulas moleculares y a las masas molares.

4.1 Elementos: teoría antigua y moderna

Fueron necesarios muchos siglos para alcanzar nuestra comprensión actual de los elementos químicos. Robert Boyle, un científico inglés de modales reposados, incluyó una definición de los elementos en su libro *The Sceptical Chymist (El químico escéptico)*, publicado en 1661. Boyle decía que era preciso poner a prueba los materiales considerados como elementos. Si una sustancia es un **elemento**, no se puede descomponer en sustancias más simples. Boyle afirmó además que estas sustancias llamadas elementos serían consideradas como tales hasta el momento (en caso de llegar éste) en que a su vez pudiesen ser descompuestas en sustancias aún más simples. ■ Cuando se combinan dos o más elementos, se forma una sustancia elemental diferente, llamada **compuesto**.

Sobre la base de la definición de Boyle, Antoine Lavoisier (1743-1794), el destacado francés que descubrió la ley de conservación de la masa, incluyó una tabla de 33 elementos en su texto de química, el *Tratado elemental de química* publicado en 1789 (véase la sección 2.6). ■ Algunos materiales incluidos en esta tabla no eran realmente elementos, pero Lavoisier fue el primero en utilizar nombres modernos y en cierto grado sistemáticos, para designar los elementos químicos.

De los tiempos de Lavoisier hasta nuestros días se han descubierto muchos elementos de origen natural, y otros han sido sintetizados, hasta hacer un total de 115 elementos. En la tabla periódica los elementos se numeran en orden: 1, 2, 3, y así sucesivamente. No se han hallado en la naturaleza elementos con números superiores a 92, pero se han sintetizado 23 elementos adicionales. El descubrimiento más reciente tuvo lugar en 1999,

■ Conexión con el aprendizaje

El trabajo de Boyle sobre los gases se describe en el capítulo 12.

■ Se podría decir que la química moderna se inicia aproximadamente en esta época.

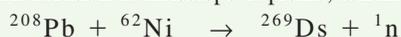
UNA MIRADA CERCANA

Descubrimiento del darmstadtio

El darmstadtio es un elemento sintético. Se obtuvo por primera vez en 1994, mediante una fusión nuclear resultado del bombardeo de isótopos de plomo (^{208}Pb) con iones acelerados de níquel (^{62}Ni), en un acelerador de iones pesados:

Nombre: Darmstadtio	Grupo: 10 de la IUPAC, VIII B del sistema tradicional
Símbolo: Ds	Periodo: 7
Número atómico: 110	Bloque: d
Masa atómica: [281 uma]	Clasificación: metal de transición
Estado de agregación: presumiblemente sólido a 298 K	Color: quizá metálico, blanco, plateado o gris.

El darmstadtio está en el mismo grupo que el níquel, el paladio y el platino, por ello se cree que puede ser un metal sólido brillante. Se lograron crear sólo unos átomos de darmstadtio. La reacción nuclear involucra la fusión de un isótopo de plomo, con uno de níquel:



Nunca se ha obtenido una cantidad observable de este elemento, y quizá jamás sea posible, porque los átomos del elemento se descomponen emitiendo partículas alfa (las cuales son núcleos de átomos de helio), con una vida media de sólo 270 microsegundos.



El darmstadtio fue creado en Darmstadt, Alemania, por un equipo encabezado por Peter Armbruster, Sigurd Hofmann y Gottfried Münzenberg.

Conexión médica

El tecnecio no está presente de forma natural en la Tierra, pero, con base en datos de análisis espectrales, los astrónomos piensan que este elemento existe en ciertas estrellas. El tecnecio sintético se utiliza en el diagnóstico médico, especialmente en exámenes del cerebro, hígado y tejido óseo.

cuando se crearon tres átomos del elemento 118 en Berkeley, California. Se considera que tres de los primeros 92 elementos no están presentes en la Tierra, pero fueron sintetizados entre 1937 y 1941. ■

Elemento	Número	Fecha de síntesis	Lugar
Tecnecio	43	1937	Italia
Ástato	85	1940	Universidad de California
Promecio	61	1941	Universidad del Estado de Ohio

Véanse los problemas 4.1-4.8.

Símbolo de los alquimistas Nombre del elemento Símbolo moderno



Oro Au



Plata Ag



Azufre S



Cobre Cu

Aritmética Dinero Música

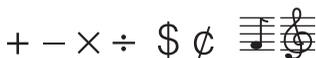


Figura 4.1 El uso de símbolos no es exclusivo de la química.

Los símbolos pueden ser de gran utilidad cuando se sabe lo que significan.

Conexión con el aprendizaje

Símbolos: El símbolo Co representa el cobalto, pero CO (C mayúscula y O mayúscula) es la fórmula del dióxido de carbono, que se compone de los elementos carbono (C) y oxígeno (O). Es necesario tener cuidado de escribir cada letra clara y correctamente para evitar confusiones. En ocasiones se utilizan símbolos de tres letras que representan el número atómico en latín de elementos recién descubiertos que aún no tienen nombre.

EJEMPLO 4.1 La búsqueda de elementos

Citaa portacionesi mportantesr elacionadasc onl os iguiente.

- (a) Robert Boyle (b) Lavoisier (c) elementos sintetizados

SOLUCIÓN

- (a) Robert Boyle definió los elementos como aquellas sustancias que no se pueden descomponer en sustancias más simples.
 (b) El texto de Lavoisier incluía una lista de elementos con base en los criterios de Boyle. Lavoisier subrayó la importancia de la experimentación y la recopilación de datos cuantitativos.
 (c) A partir de 1940, los investigadores modernos han sintetizado 23 elementos con números atómicos entre 2.

EJERCICIO 4.1

En la antigua Grecia se pensaba que la tierra y el aire eran elementos. Sobre la base de la definición de Boyle, explica por qué estos materiales ya no se clasifican como elementos.

4.2 Nombres y símbolos

Es frecuente el uso de símbolos en lugar de enunciados escritos. Muchos de los primeros símbolos que se utilizaron para representar diversas sustancias químicas provenían de la mitología antigua (Fig. 4.1). Pero los símbolos no habían sido normalizados; diversos alquimistas de la Edad Media idearon sus propias notaciones taquigráficas para mantener oculto su trabajo. Por ejemplo, en un manuscrito italiano elaborado en el siglo XVII el elemento mercurio aparece representado mediante 20 símbolos y 35 nombres diferentes.

El químico sueco J.J. Berzelius (Fig. 4.2) inventó un sistema sencillo de notación química que introdujo en 1814. Sus símbolos eran letras tomadas del nombre del elemento. Hoy en día, estos símbolos se emplean en todo el mundo. El símbolo de un elemento no tiene más de tres letras: la primera siempre es mayúscula; las letras segunda y tercera, si las hay, son minúsculas. ■

Los nombres de los elementos y sus símbolos provienen de muchas fuentes. Algunos nombres tienen su origen en palabras latinas, griegas o alemanas que describen una propiedad característica del elemento. Otros deben su nombre al país o lugar donde se descubrieron, o lo han recibido en honor de científicos famosos. Por ejemplo, el nombre del elemento bario proviene de la palabra griega *barys*, que significa pesado. El nombre del germanio se deriva de *Germania*, el nombre en latín de Alemania. Al elemento 99 se le dio el nombre de einstenio en honor de Albert Einstein. La tabla 4.1 es una lista de los nombres, símbolos y origen de los símbolos, junto con usos importantes de los elementos más comunes. Comienza por aprender de memoria los nombres y símbolos de los elementos siguiendo así las indicaciones de tu profesor.

Tabla 4.1 Nombres, símbolos y usos de algunos elementos importantes

Elemento	Símbolo	Origen del nombre	Algunos usos importantes
Aluminio	Al	Latín, <i>alumen</i> (alumbre)	Utensilios de cocina, aeronaves, recipientes, aleaciones estructurales
Antimonio	Sb	Latín, <i>stibium</i> (marca)	Baterías, revestimiento de cables, compuestos a prueba de flamas
Argón	Ar	Griego, <i>argon</i> (inactivo)	Bombillas eléctricas y tubos fluorescentes
Arsénico	As	Latín, <i>arsenicum</i>	Semiconductores (es tóxico)
Azufre	S	Sánscrito, <i>sulvere</i>	Pólvora, neumáticos de automóvil, ácido sulfúrico, papel, fumigantes
Bario	Ba	Griego, <i>barys</i> (pesado)	Pintura, vidriería, fuegos de artificio
Berilio	Be	Griego, <i>beryl</i>	Aleación para resortes, herramientas que no producen chispas, computadoras
Bismuto	Bi	Alemán, <i>bisemutum</i> (masa blanca)	Aleaciones de bajo punto de fusión para fundición y aspersores contra incendio
Boro	B	Árabe, <i>buraq</i>	Ablandador de agua de bórax, endurecedor de acero, vidrio de borosilicato
Bromo	Br	Griego, <i>bromos</i> (olor intenso)	Compuestos que se emplean como medicinas, tintes y fumigantes
Cadmio	Cd	Latín, <i>cadmia</i>	Aleaciones de bajo punto de fusión, baterías, recubrimientos
Calcio	Ca	Latín, <i>calx</i> (cal)	Cemento, cal, aleaciones
Carbono	C	Latín, <i>carbo</i> (carbón)	Diamantes, carbón vegetal, lubricantes de grafito, neumáticos, tintas, fotocopiadoras
Cesio	Cs	Latín, <i>caesius</i> (azul cielo)	Celdas fotoeléctricas
Cloro	Cl	Griego, <i>chloros</i> (amarillo verdoso)	Purificación de agua, blanqueo de papel, tintes, manufactura de productos químicos
Cobalto	Co	Alemán, <i>Kobold</i> (duende)	Imanes, herramientas, acero inoxidable
Cobre	Cu	Latín, <i>cuprum</i>	Cable eléctrico, latón, monedas, combate de algas
Criptón	Kr	Griego, <i>kryptos</i> (oculto)	Bombillas eléctricas brillantes
Cromo	Cr	Griego, <i>chroma</i> (color)	Cromo, acero inoxidable
Estaño	Sn	Latín, <i>stannum</i>	Aleaciones (peltre, bronce, soldadura), recubrimiento del acero para latas
Estroncio	Sr	Strontian, Escocia	Luces de Bengala y fuegos de artificio (color rojo)
Flúor	F	Latín, <i>fluere</i> (fluir)	Producción de uranio, grabado de vidrio, freón
Fósforo	P	En griego, productor de luz	Fertilizantes, detergentes, células vegetales y animales
Galio	Ga	Latín, <i>Gallia</i> (Francia)	Semiconductores, transistores
Germanio	Ge	Latín, <i>Germania</i> (Alemania)	Semiconductores, transistores
Helio	He	Griego, <i>helios</i> (sol)	Soldadura, globos, buceo de altura
Hidrógeno	H	Griego, <i>hydro</i> (agua) y <i>genes</i> (formador de)	Manufactura de amoniaco, cohetes, hidrogenación de aceite vegetal
Hierro	Fe	Latín, <i>ferrum</i>	Acero, aleaciones de hierro, imanes, máquinas, herramientas, partes de automóvil
Litio	Li	Griego, <i>lithos</i> (piedra)	Lubricantes, síntesis de sustancias orgánicas
Magnesio	Mg	Magnesia, Grecia	Bombillas de magnesio, luces de Bengala, aleaciones ligeras

Tabla 4.1 Nombres, símbolos y usos de algunos elementos importantes (continuación)

Elemento	Símbolo	Origen del nombre	Algunos usos importantes
Manganeso	Mn	Latín, <i>magnes</i> (magneto)	Aleaciones de acero, pilas secas
Mercurio	Hg	Griego, <i>hydrargyrum</i>	Termómetros, interruptores eléctricos, baterías, lámparas fluorescentes, explosivos
Neón	Ne	Griego, <i>neos</i> (nuevo)	Anuncios publicitarios de neón
Níquel	Ni	En alemán, Satanás o el viejo Nick	Acero inoxidable, monedas, bóvedas, placas para blindaje
Nitrógeno	N	Griego, <i>nitron</i>	Síntesis de amoníaco, criogenia (temperaturas muy bajas, -196°C)
Oro	Au	Latín, <i>aurum</i> (aurora resplandeciente)	Conductores eléctricos, joyería, monedas
Oxígeno	O	Griego, <i>oxys</i> (ácido) y <i>genes</i> (formador de)	Respiración, combustión, miles de compuestos orgánicos
Plata	Ag	Latín, <i>argentum</i>	Monedas, productos químicos fotográficos, joyería, platería, contactos eléctricos, baterías
Platino	Pt	Español, <i>platina</i> (plata)	Joyería, motores a reacción, resistencia a la corrosión
Plomo	Pb	Latín, <i>plumbum</i>	Municiones, baterías, protección contra la radiación
Potasio	K	Inglés, <i>potash</i> Latín, <i>kalium</i>	Fertilizantes, presente en miles de compuestos
Silicio	Si	Latín, <i>silex</i> (pedernal)	Semiconductores, chips de computadora, abrasivos, herramientas, repelentes de agua
Sodio	Na	Latín, <i>natrium</i>	Presente en muchos compuestos; p. ej. sal, lejía
Tungsteno	W	Sueco, <i>tung sten</i> (pesado) Alemán, <i>wolfram</i>	Punto de fusión más alto, bombillas eléctricas, herramientas, taladros dentales, acero
Yodo	I	Griego, <i>iodos</i> (violeta)	Medicina, tratamiento de la tiroides, manufactura de productos químicos
Zinc	Zn	Alemán, <i>zink</i>	Clavos galvanizados (recubiertos de zinc), piezas troqueladas, pigmentos, cosméticos



Figura 4.2 Jöns Jakob Berzelius (1799-1848) fue el químico sueco que inventó los símbolos químicos modernos. Llevó a cabo más de 2 000 experimentos en su sencillo laboratorio, y descubrió los elementos silicio, selenio, cerio y torio.

EJEMPLO 4.2 Símbolos de los elementos

Indica el símbolo y el uso de los elementos siguientes.

- (a) sodio (b) plomo (c) mercurio (d) zinc

SOLUCIÓN

Elemento	Símbolo	Algunos usos
(a) Sodio	Na	Sal de mesa (NaCl), lejía (NaOH) y muchos otros compuestos
(b) Plomo	Pb	Baterías de automóvil, municiones de plomo y objetos de “cristal” de plomo (contiene compuestos de plomo)
(c) Mercurio	Hg	Baterías pequeñas para cámaras y aparatos para la sordera y termómetros para laboratorios y hospitales
(d) Zinc	Zn	Cosméticos, pigmentos y materiales “galvanizados” (recubiertos de zinc) que no se enmohecen (clavos, cubos, latas para basura, etc.)

EJERCICIO 4.2

Escribe los nombres de los elementos cuyos símbolos son los siguientes.

- (a) K (b) Cu (c) Fe (d) Ag

Véanse los problemas 4.9-4.16.

4.3 Elementos abundantes y elementos raros

La abundancia cósmica de los diversos elementos varía considerablemente en todo el universo. Alrededor del 94.2% de todos los átomos del universo son átomos de hidrógeno. Otro 5.7% de todos los átomos son de helio, lo que deja aproximadamente 0.1% para el resto de los elementos (Fig. 4.3). En nuestro sistema solar los porcentajes son algo diferentes, como se aprecia en la tabla 4.2, pero los primeros dos elementos de la tabla periódica, los elementos más simples, constituyen más del 99% de todos los átomos del universo y de nuestro sistema solar.

En nuestro planeta, 11 elementos forman más del 99% de la masa de la corteza terrestre, el agua de los océanos y ríos y la atmósfera. En la Fig. 4.4 se muestran los porcentajes de estos 11 elementos más abundantes. El oxígeno (casi 50%) y el silicio (25%) suman en conjunto el 75% de esta masa. El agua que cubre alrededor del 71% de la superficie del planeta contiene aproximadamente 89% en masa de oxígeno. La arena y los silicatos presentes en las rocas son ricos tanto en oxígeno como en silicio.

Tan sólo tres elementos (oxígeno, carbono e hidrógeno) forman el 93% de la masa del cuerpo humano, y junto con nitrógeno, calcio y fósforo constituyen el 99% de ella (Fig. 4.5). El cuerpo humano contiene sólo huellas de otros elementos, pero varios de estos oligoelementos son de importancia capital para la salud.

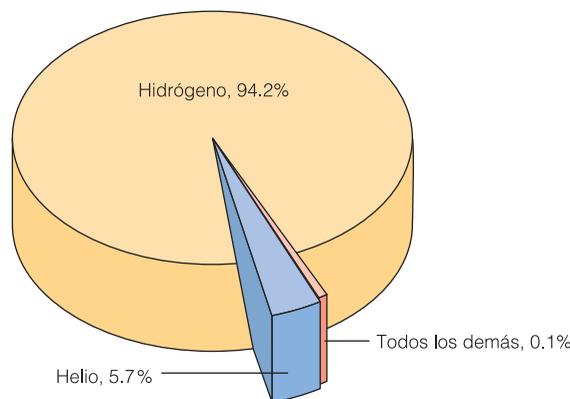


Figura 4.3 Abundancia de los elementos en el universo en porcentaje de los átomos totales.

Tabla 4.2 Elementos más abundantes en el universo

Porcentaje de los átomos totales		
Elemento	El universo	Nuestro sistema solar
Hidrógeno	94.2%	85%
Helio	5.7%	15%
Todos los demás, especialmente oxígeno, carbono, nitrógeno y silicio	0.1%	0.1%

Figura 4.4 Abundancia de los elementos en la corteza, el agua y la atmósfera terrestres en porcentaje en masa.

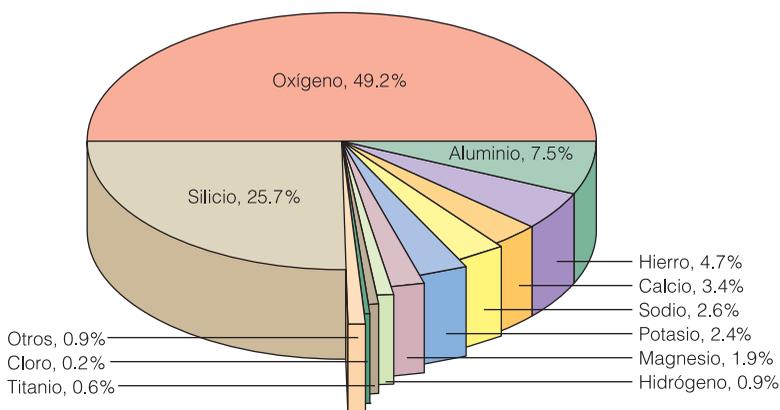
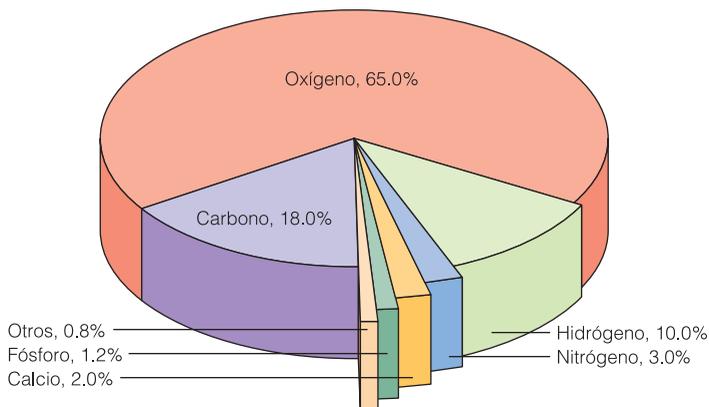


Figura 4.5 Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje en masa.



EJEMPLO 4.3 Abundancia de los elementos

Indica los dos elementos más abundantes en el universo, en la corteza y la atmósfera terrestres y en el cuerpo humano.

SOLUCIÓN

Posición (abundancia)	Universo	Corteza terrestre	Cuerpo humano
Primero	Hidrógeno	Oxígeno	Oxígeno
Segundo	Helio	Silicio	Carbono

EJERCICIO 4.3

Véanse los problemas 4.17 y 4.20.

- ¿Qué adviertes al comparar la composición del universo en su totalidad con los elementos presentes en nuestros sistemas solares?
- ¿Cuál es la ubicación de estos elementos en la tabla periódica, y qué nos indica esto?

4.4 La tabla periódica de los elementos

Una tabla periódica, como la que muestra la Fig. 4.6, proporciona gran cantidad de información acerca de los elementos, cada uno de los cuales se clasifica como metal, no metal o metaloide. Los **metales** están a la izquierda o debajo de la línea diagonal escalonada gruesa de la tabla periódica, y los **no metales** aparecen a su derecha. Observa que hay muchos más metales que no metales. Los elementos situados al lado de esta línea

diagonal se conocen como **metaloides**, y poseen ciertas propiedades que son intermedias entre las de los metales y no metales representativos. A las filas horizontales de elementos de la tabla periódica se les llama **periodos**, y las columnas verticales de elementos reciben el nombre de **grupos**, o en ocasiones **familias** de elementos. Por ejemplo, los metales del Grupo IA, la familia de los **metales alcalinos**, son los de la primera columna del lado izquierdo de la tabla periódica. En la Fig. 4.7 puedes ver muestras de metales y no metales. Compara su apariencia.

Metales

Casi todos los metales, a diferencia de los no metales, adquieren un lustre metálico brillante cuando se pulen. Los metales no tienden a combinarse químicamente unos con otros, pero sí reaccionan con los no metales para formar muchos y muy variados compuestos. Las menos comunes de metales como el hierro y el aluminio contienen el metal combinado con oxígeno. Los metales del Grupo IA de la tabla periódica son los más reactivos. Estos metales nunca están presentes en la naturaleza como elementos “libres”, esto es, no combinados. Los metales menos reactivos, como el cobre, la plata y el oro, situados cerca del centro de la tabla periódica, presentan más probabilidades de hallarse en la naturaleza como elementos “libres”.

No metales

Entre los no metales se cuentan dos gases muy conocidos, el nitrógeno y el oxígeno, que están presentes en la atmósfera. El carbono —presente en forma de diamante, grafito y carbón vegetal— y el azufre son no metales que pueden encontrarse en la naturaleza como sólidos en forma elemental, no combinada. En los minerales, los metales están combinados químicamente con no metales como oxígeno, azufre, nitrógeno y fósforo. Los no metales también se combinan unos con otros para formar compuestos como dióxido de carbono, CO₂, monóxido de carbono, CO, dióxido de azufre, SO₂, metano, CH₄, ya moniacol, NH₃. El flúor es el no metal más reactivo.

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H	He																
2	Li	Be						B	C	N	O	F	Ne					
3	Na	Mg						Al	Si	P	S	Cl	Ar					
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub		Uuq		Uuh		
				* 58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
				† 90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Figura 4.6 Los elementos se clasifican como metales, metaloides y no metales, como se muestra en esta tabla periódica.

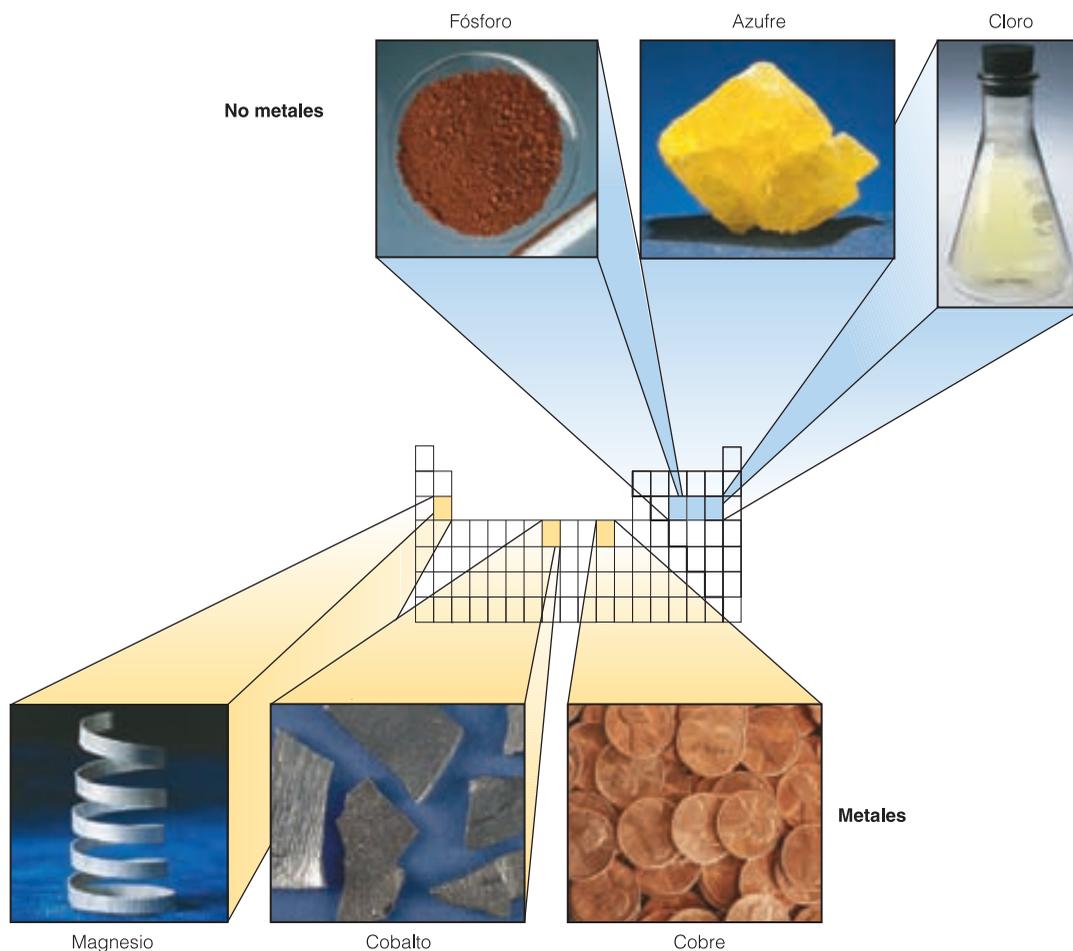


Figura 4.7 Algunos metales y no metales.

Elementos diatómicos

En tanto que muchos elementos existen en la naturaleza como átomos individuales, siete de los elementos no metálicos —hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, bromo y yodo— existen como pares de átomos combinados químicamente en forma de **moléculas diatómicas** en las condiciones ambientales ordinarias (Fig. 4.8). El subíndice 2 de sus fórmulas químicas respectivas, H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 , indica que cada molécula tiene dos átomos del mismo elemento. En cada molécula diatómica los dos átomos se mantienen unidos en virtud de fuerzas de atracción conocidas como *enlaces químicos*. Los últimos cuatro elementos de esta lista pertenecen a una misma familia de elementos: la **familia de los halógenos**. Observa la ubicación de los elementos diatómicos en la tabla periódica y aprende de memoria sus nombres (Fig. 4.9). ■

Conviene aclarar un punto que suele dar lugar a confusión. Cuando uno cualquiera de los siete elementos diatómicos se combina con otro elemento para formar un compuesto, ya no existe la tendencia a formar pares de átomos. En los compuestos, el número de átomos de cada clase depende del tipo de átomos que se encuentran combinados. Por ejemplo, en el amoníaco gaseoso, NH_3 , cada molécula está formada de *un* átomo de nitrógeno y *tres* átomos de hidrógeno, no de pares de átomos de nitrógeno y de átomos de hidrógeno. En el ácido nítrico, HNO_3 , hay un solo átomo de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno y tres átomos de oxígeno; no hay pares de átomos.

Conexión con el aprendizaje

Para recordar con facilidad los elementos diatómicos, piensa en **HON y Hal**; HON representa hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, y Hal representa los halógenos.

Metaloides

Los elementos que se encuentran en la región intermedia de la tabla periódica, entre los metales y los no metales, se llaman metaloides. En general, sus propiedades también tienen un carácter intermedio. Por ejemplo, los metales son buenos conductores de la electricidad, los no metales son no conductores, y los metaloides son semiconductores eléctricos. Debido a esta propiedad especial, los metaloides como el silicio, el germanio, el arsénico y el boro son particularmente útiles en la industria electrónica para la manufactura de transistores, chips de computadora y celdas solares eléctricas. El silicio es el metaloide más abundante y el cuarto elemento más abundante en la Tierra. Nunca se encuentra en la naturaleza en la forma elemental, pero los silicatos, que son compuestos complejos de silicio, oxígeno y diversos metales, están presentes en los suelos, arcillas y arena. (Fig. 4.10.) El cuarzo, la arena, el ágata, la amatista y el pedernal contienen formas de dióxido de silicio (SiO₂) impuro. Los tabiques, el vidrio, el cemento y la cerámica también contienen compuestos de silicio.

EJEMPLO 4.4 Metales, no metales y metaloides

Con ayuda de la tabla periódica, clasifica los elementos siguientes como metales, no metales o metaloides.

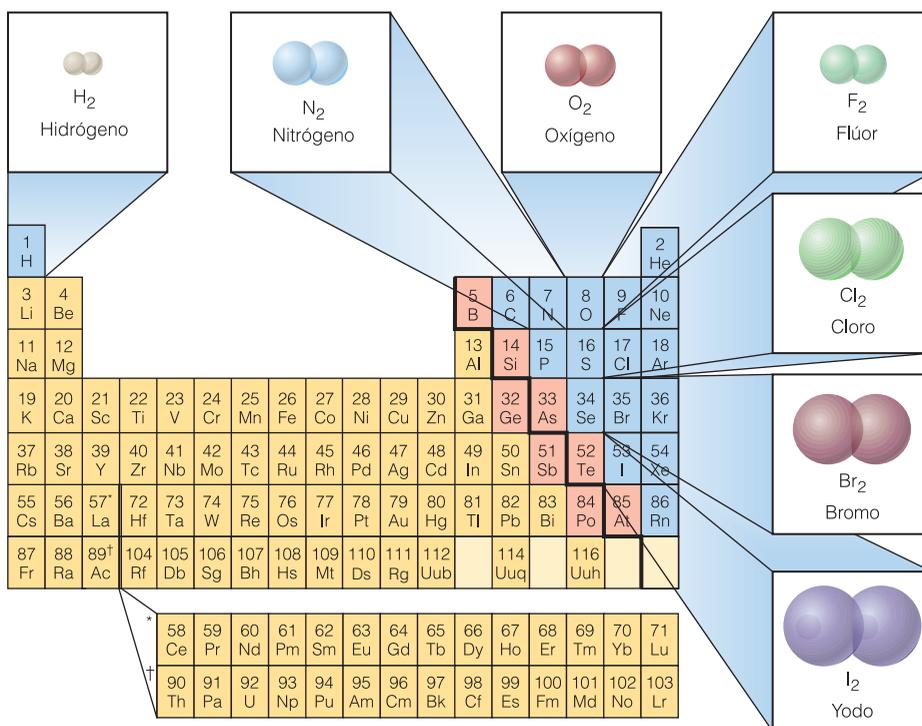
- (a) calcio (b) arsénico (c) yodo

SOLUCIÓN

- (a) El calcio es un **metal**.
 (b) El arsénico es un **metaloide**.
 (c) El yodo es un **no metal**.

EJERCICIO 4.4

Cita el nombre e indica la fórmula de siete elementos diatómicos. Localízalos en la tabla periódica.



Conexiones con el mundo real

- Para elaborar chips de computadora y dispositivos semiconductores se necesita silicio de alta pureza; no puede haber más de 1 parte por millón de impurezas en el silicio.
- Las carátulas de reloj en las que se han inyectado átomos de silicio tienen la resistencia suficiente para ser utilizados por los buzos en los lugares más profundos sin que se rompan por efecto de la presión.

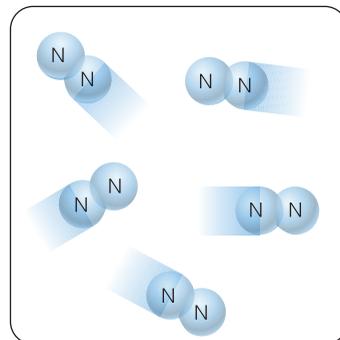


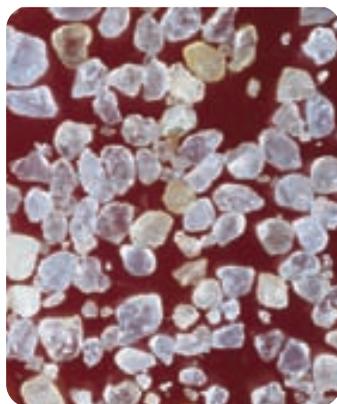
Figura 4.8 El nitrógeno gaseoso se compone de moléculas diatómicas, esto es, de moléculas que contienen dos átomos de nitrógeno.

Véanse los problemas 4.21-4.28.

Figura 4.9 Los elementos diatómicos: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂ e I₂.



(a)



(b)

Figura 4.10 (a) El elemento silicio se usa extensamente en los chips de computadora. (b) La arena ordinaria (aumentada) está formada por dióxido de silicio, un compuesto de silicio y oxígeno.

■ Conexiones con el mundo real

- El mercurio metálico es muy tóxico: se absorbe a través de la piel o del sistema respiratorio.
- Una lámpara fluorescente típica contiene alrededor de 20 mg de mercurio, pero los ingenieros han ideado otras lámparas con la mitad de esa cantidad a fin de satisfacer las normas de residuos peligrosos.

■ El tungsteno tiene el punto de fusión más alto de todos los elementos: 3407°C o 6165°F. Se utiliza como filamento en las bombillas incandescentes eléctricas.

4.5 Propiedades físicas de los elementos

Las propiedades físicas especiales de los diferentes elementos dan lugar a un número casi infinito de variadas aplicaciones. Las características de semiconductor que exigen los chips de computadora se consiguen utilizando silicio, pero no plata. Las necesidades de materiales estructurales ligeros de las aeronaves se satisfacen con aluminio y titanio, pero no con un metal reactivo como el litio o un metal denso como el plomo. Así pues, son las *propiedades peculiares* de muchos elementos las que los hacen valiosos, y algunas de ellas nos ayudan a clasificar los elementos como metales o no metales, según se muestra en la tabla 4.3.

Estado físico

El hecho de que un elemento sea sólido, líquido o gas a cierta temperatura depende de su punto de fusión y de su punto de ebullición. La mayor parte de los elementos son sólidos a temperatura ambiente (20°C). Once elementos son gases, y seis de ellos son conocidos como **gases nobles** porque ordinariamente no se combinan con otros elementos para formar compuestos. Los gases nobles: helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, están en la columna de la derecha de la tabla periódica. Los otros cinco elementos que son gases son el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el flúor y el cloro.

Sólo dos elementos son líquidos a temperatura ambiente (20°C): el bromo y el mercurio. El bromo es un no metal líquido rojo (Fig. 4.11); es muy reactivo y no se encuentra en la naturaleza como elemento sin combinar. En escala industrial, el bromo se extrae químicamente del agua de mar o de pozos de salmuera. Este elemento se utiliza extensamente en la preparación de numerosos productos químicos importantes, incluso medicamentos.

El mercurio es un metal líquido plateado brillante con un punto de fusión de -39°C y un punto de ebullición de 357°C (Fig. 4.12). Con este intervalo de temperatura en estado líquido y su buena conductividad eléctrica, el mercurio resulta especialmente útil en interruptores “silenciosos” de mercurio (permiten encender y apagar luces eléctricas de manera silenciosa), en termómetros, y en las lámparas de vapor de mercurio que se utilizan para iluminar estadios o trasarse biertag randes. ■

A excepción del mercurio, todos los demás metales son sólidos a temperatura ambiente (20°C). Algunos de ellos tienen puntos de fusión bastante elevados. ■ Estos elementos se agrupan en la región inferior central de la tabla periódica.

Conductividad

La **conductividad** de una sustancia es una medida de la facilidad relativa con la que una muestra transmite calor o electricidad. Los metales conducen tanto el calor como la electricidad; en cambio, los no metales son malos conductores. Los mejores conductores son los metales cobre, plata, oro (observa su ubicación en la tabla periódica) y aluminio. Ciertos metales muy reactivos de los Grupos IA y IIA (en el extremo izquierdo de la tabla periódica) también son buenos conductores; entre ellos están el sodio, el potasio, el magnesio y el calcio. En contraste, es posible fabricar buenos aisladores a partir de diversos materiales vítreos y cerámicos que contienen compuestos complejos de no metales, como el oxígeno, el nitrógeno, el carbono y el silicio.

Lustre, maleabilidad, ductilidad y dureza

Las superficies pulidas de metales como la plata y el cromo poseen un **lustre** que es producto de su capacidad de reflejar la luz. Los no metales carecen de lustre. Ciertos metales son **maleables**, es decir, se les puede laminar o martillar para darles forma. Entre los metales maleables se cuentan el aluminio, el cobre y el acero (una aleación de hierro

Tabla 4.3 Propiedades físicas de los metales y no metales

Propiedad	Metales	No metales
Estado físico a temperatura ambiente	Todos sólidos, excepto el Hg	Sólidos, líquidos, gases
Conductividad	Buenos conductores del calor y la electricidad Ejemplos: Ag, Cu, Hg, Al	Malos conductores del calor y la electricidad Ejemplos: S, Se, I ₂
Lustre	Superficie brillante Ejemplos: Ag, Au, Cr	Superficie opaca Ejemplos: C (carbón vegetal), S, P
Maleabilidad	Maleables; muchos se pueden martillar o laminar Ejemplos: Fe, Au, Sn, Pb	No maleables, frágiles, se desmoronan al golpearlos Ejemplos: S, C, P
Ductilidad	Dúctiles; muchos se pueden estirar para formar alambres Ejemplos: Al, Cu, Fe	No dúctiles
Dureza	Algunos son duros y otros blandos Ejemplos: Metales duros: Cr, Fe, Mn Metales blandos: Au, Pb, Na	En su mayoría no son duros, excepto el diamante

**Figura 4.11** El bromo, Br₂, es el único elemento no metálico líquido a temperatura ambiente.

con carbono y huellas de otros elementos). Los metales como el cobre, el aluminio y el hierro son **dúctiles**: es posible estirarlos para formar alambres. Los no metales no son maleables ni dúctiles. Algunos metales, como el cromo, el manganeso y el níquel, presentan una superficie dura; en cambio, otros, como el oro, el plomo, el cobre, el sodio y el potasio, son blandos. Las singulares propiedades físicas de muchos elementos hacen posible una extensa variedad de usos importantes en productos industriales y de consumo.

EJEMPLO 4.5 Propiedades físicas

¿Cuáles de las características siguientes son propias de los metales?

- Todos son a temperatura ambiente.
- Nos son maleables y dúctiles.
- Tienen superficies brillantes.
- Son conductores.

**Figura 4.12** El mercurio, Hg, es el único metal líquido a temperatura ambiente.

Véanse los problemas 4.29-4.34.



Figura 4.13 Demócrito, un antiguo filósofo griego, creía que la materia estaba formada por partículas elementales a las que llamó *átomos*.

■ “Para comprender lo muy grande es preciso comprender lo muy pequeño.”

—Demócrito

■ Priestley (1733-1804) apoyó abiertamente las revoluciones francesa y estadounidense. Fue hostigado en varias ocasiones, y su casa, biblioteca y laboratorio fueron saqueados. Huyó de Inglaterra en 1794 y se estableció en Pensilvania, donde vivió hasta su muerte en 1804.

■ Scheele (1742-1786) era muy entusiasta acerca de las investigaciones científicas. Se afirma que dijo “cuánto goza el investigador cuando un descubrimiento premia su diligencia; entonces se alegra su corazón”.

■ Conexión con el aprendizaje

Consulta el análisis de la conservación de la masa y el recuadro de la página 25.

■ Conexión con el aprendizaje

Consulta el capítulo 2 y el recuadro de la página 27.

SOLUCIÓN

- (a) **Falso.** Un no metal Br_2 es líquido; los demás son sólidos o gases.
- (b) **Verdadero.**
- (c) **Falso.** Sus superficies son lisas.
- (d) **Verdadero.**

EJERCICIO 4.5

- (a) Cita dos elementos que sean líquidos a temperatura ambiente. Clasifícalos como metal, no metal o metaloide.
- (b) Compara estas propiedades físicas en relación con los metales y los no metales: conductividad, maleabilidad y ductilidad.

4.6 Átomos: de Demócrito a Dalton

La mayoría de los filósofos griegos de la antigüedad, incluso Aristóteles (384-322 a.C.), creían que la materia era continua y podía dividirse interminablemente en porciones más pequeñas. Pensaban que las gotas de agua podían dividirse indefinidamente en gotitas cada vez más pequeñas. Pero Leucipo, con base en su sola intuición, concluyó que tendría que haber unas partículas últimas que ya no pudiesen subdividirse más. Su discípulo Demócrito (alrededor de 470-380 a.C.) dio nombre a estas partículas últimas (Fig. 4.13): las llamó *átomos* (del griego *a*, “no”, y *tomos*, “cortar”), que significa “indivisible”. Estando rodeado de otros filósofos que creían en la continuidad de la materia.

Hoy en día sabemos que Demócrito tenía razón, aunque su opinión era en su época la de una minoría. El popular concepto de materia “continua” prevaleció durante 2000 años, hasta hace aproximadamente 300 años. Para entonces algunos científicos efectuaban ya observaciones minuciosas y mediciones exactas. En nuestros días, las ideas acerca de la naturaleza de la materia se abren a la investigación experimental.

Descubrimiento del oxígeno

En 1774, el clérigo y científico inglés Joseph Priestley preparó oxígeno puro al enfocar por medio de una lente los rayos solares sobre un compuesto que contenía mercurio y oxígeno. El producto gaseoso hizo que una bujía ardiera con más intensidad. Priestley llamó a este gas “aire perfecto”, pero no lo reconoció como un elemento nuevo. Karl W. Scheele, un boticario (farmacéutico) sueco, también descubrió el oxígeno aproximadamente por esa misma época, antes, según su cuaderno de notas fechado, pero en tanto se demoraba en imprimir el libro, Priestley anunció su descubrimiento.

Explicación de la combustión

Poco después del descubrimiento del oxígeno, Antoine Lavoisier comprendió que este nuevo elemento era la pieza que faltaba en el rompecabezas para explicar la combustión. Lavoisier llevó a cabo experimentos cuantitativos y formuló la teoría correcta de la combustión: las sustancias se combinan con el oxígeno del aire cuando se queman. Explicó que la respiración y la combustión son químicamente similares. En ambos procesos, una sustancia reacciona con oxígeno y produce dióxido de carbono y agua. La masa (materia) se conserva en ambos casos, como lo establece su ley de conservación de la masa, descrita en el capítulo 2.

Ley de las proporciones definidas

En 1799, Joseph Louis Proust demostró que una sustancia llamada carbonato de cobre, ya fuese preparada en el laboratorio u obtenida de fuentes naturales, contenía los mismos tres elementos, cobre, carbono y oxígeno, y siempre en las mismas proporciones en



Figura 4.14 Ya sea que se sintetice en el laboratorio o se obtenga de diversas fuentes naturales, el carbonato de cobre siempre tiene la misma composición. El análisis de este compuesto llevó a Proust a formular la ley de las proporciones definidas.

términos de masa: 5.3 partes de cobre, 4.0 partes de oxígeno y 1.0 parte de carbono (Fig. 4.14). Proust formuló una nueva ley que resumía los resultados de este experimento y de muchos otros. Un compuesto, concluyó, siempre contiene elementos en ciertas proporciones definidas y en ninguna otra combinación. A esta generalización la llamó **ley de las proporciones definidas**; a veces se le llama *ley de la composición constante*. (Véase el recuadro “Comprobación experimental” y la Fig. 4.15.)

■ Tanto Lavoisier como Proust pertenecían a la nobleza francesa, pero Proust, a diferencia de Lavoisier (consulta la p. 25), trabajaba en España, temporalmente a salvo de los estragos de la Revolución Francesa. No obstante, su laboratorio fue destruido y él quedó en la pobreza cuando las tropas de Napoleón Bonaparte ocuparon Madrid en 1808.

UNA MIRADA CERCANA

Comprobación experimental

Una de las primeras ilustraciones de la ley de las proporciones definidas se halla en la obra del químico sueco J. J. Berzelius (1779-1848). (Véase la Fig. 4.2.)

En un experimento representativo, Berzelius calentó 10.00 g de plomo con diversas cantidades de azufre para formar sulfuro de plomo. Debido a que el plomo es un metal blando grisáceo, el azufre, un sólido amarillo pálido, y el sulfuro de plomo, un sólido negro brillante, era fácil saber cuándo había reaccionado todo el plomo. El exceso de

azufre se podía eliminar lavando con disulfuro de carbono, un líquido que disuelve el azufre pero no el sulfuro de plomo. En tanto usase al menos 1.56 g de azufre, Berzelius obtenía exactamente 11.56 g de sulfuro de plomo; todo el azufre en exceso de 1.56 g quedaba como sobrante, sin reaccionar. Si utilizaba más de 10.00 g de plomo con 1.56 g de azufre, el exceso de plomo quedaba como sobrante. Estas reacciones se ilustran aquí en la Fig. 4.15 y se explican en la Fig. 4.18 de acuerdo con la teoría atómica de Dalton.

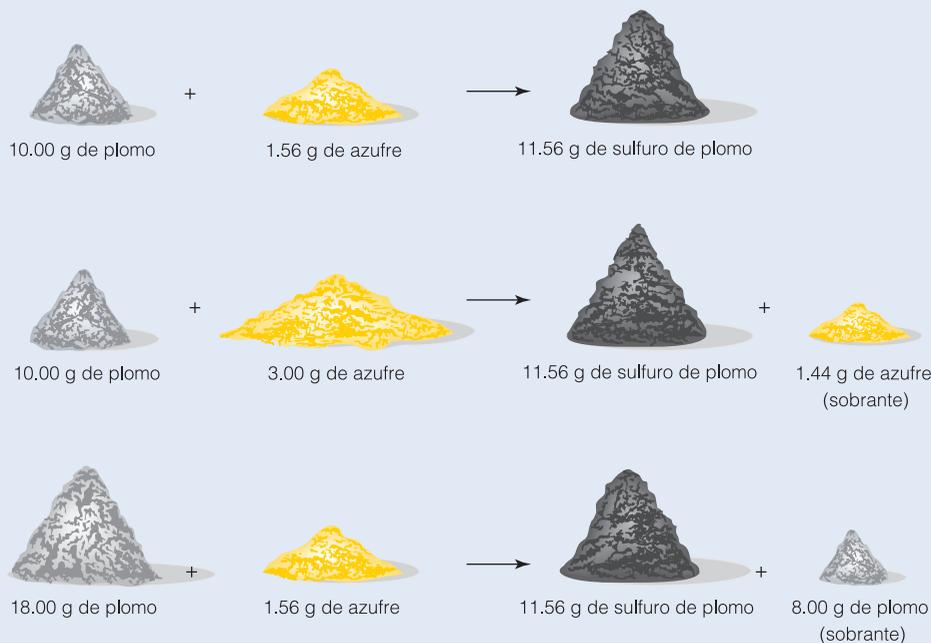


Figura 4.15 Ley de las proporciones definidas.

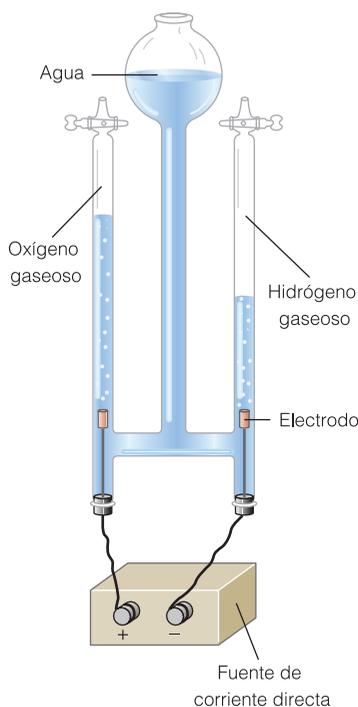


Figura 4.16 Electrólisis del agua. Durante la electrólisis, el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseosos en proporción de 2 a 1 en volumen cuando una batería u otra fuente de corriente directa (cd) suministra energía.

Conexión con el aprendizaje

La primera electrólisis del agua se llevó a cabo sólo seis semanas después de que el italiano Alessandro Volta inventara la batería eléctrica.

Véanse los problemas 4.35-4.42.

Electrólisis del agua

Henry Cavendish, un inglés rico y excéntrico, había observado en 1783 que se producía agua cuando se quemaba hidrógeno en oxígeno. (Fue Lavoisier, sin embargo, quien explicó este experimento correctamente y aplicó los nombres de hidrógeno y oxígeno a estos elementos.) En 1800, dos químicos ingleses, William Nicholson y Anthony Carlisle, llevaron a cabo la reacción inversa (la descomposición del agua) haciendo pasar una corriente eléctrica a través del agua y descomponiéndola en los elementos hidrógeno y oxígeno (Fig. 4.16). La descomposición de un compuesto por medio de una corriente eléctrica recibe el nombre de **electrólisis**. La electrólisis del agua produce siempre hidrógeno y oxígeno en proporción de 2 a 1 en volumen, e ilustra una vez más la ley de las proporciones definidas. Este adelanto científico asestó un golpe mortal a la antigua idea griega de que el agua es un elemento, y también preparó el camino para importantes acontecimientos que se estaban produciendo en la química.

EJEMPLO 4.6 De Demócrito a Dalton: el proceso de la ciencia

Menciona así de los personajes fundamentales del proceso de la ciencia.

- (a) Leucipo (b) Demócrito (c) Priestley (d) Lavoisier
(e) Proust

SOLUCIÓN

- (a) Leucipo afirmó que la materia no es continua, sino que contiene partículas indivisibles.
(b) Demócrito llamó átomos, que significa indivisible, a las partículas últimas.
(c) Priestley descubrió el oxígeno.
(d) Lavoisier explicó la combustión y formuló la ley de conservación de la masa.
(e) Proust demostró que los compuestos están formados de elementos combinados en proporciones definidas.

EJERCICIO 4.6

- (a) ¿Qué tienen en común Berzelius y Proust? Explica tu respuesta.
(b) Explica el significado de la ley de las proporciones definidas.

4.7

La teoría atómica de Dalton

La ley de la conservación de la masa de Lavoisier y la ley de las proporciones definidas de Dalton fueron confirmadas repetidamente por medio de experimentos de laboratorio. Esto dio lugar a tentativas de formular teorías que explicasen estas leyes. Recuerda (capítulo 1) que una teoría es un modelo que explica de modo congruente las observaciones y las leyes.

John Dalton (Fig. 4.17), un maestro de escuela inglés, propuso un modelo muy completo para explicar los datos experimentales que se acumulaban en relación con la naturaleza de la materia. Mientras afinaba los detalles de su modelo, Dalton descubrió otra “ley” que su teoría también tendría que explicar. Además de confirmar la conclusión de Proust de que un compuesto contiene elementos en ciertas proporciones definidas, Dalton encontró que ciertos elementos se combinan en *más* de un conjunto de proporciones. Su **ley de las proporciones múltiples** establece que, si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento guardan entre sí una proporción sencilla de números enteros.

Por ejemplo, Dalton encontró que tres partes de carbono en masa se combinan ya sea con ocho partes de oxígeno o con cuatro partes de oxígeno en masa para formar dos

compuestos distintos. Dalton explicó que el primer compuesto tendría que tener el doble de átomos de oxígeno que el segundo compuesto. El primer compuesto descrito era el dióxido de carbono, de fórmula química CO_2 para representar una proporción de átomos de 1 a 2 de carbono y oxígeno. El segundo compuesto descrito era el monóxido de carbono, cuya fórmula química, CO , representa una proporción de átomos de 1 a 1 de carbono y oxígeno.

Como aquí se muestra, una **fórmula química** incluye un subíndice numérico a la derecha de cada símbolo químico de la fórmula para indicar las proporciones de los átomos. (El subíndice 1 no se escribe.)

Dalton asentó en 1803 los detalles de su ahora famosa teoría, que ofrecía una explicación lógica de las leyes que hemos mencionado. Las ideas principales de la **teoría atómica de Dalton** son las siguientes:

1. Todos los elementos se componen de diminutas partículas indivisibles llamadas átomos. No se crean ni se destruyen átomos durante las reacciones químicas.
2. Todos los átomos de un elemento dado son iguales, pero los átomos de un elemento difieren de los átomos de todos los demás elementos. ■
3. Se forman compuestos cuando átomos de elementos diferentes se combinan en proporciones fijas y pequeñas de números enteros, por ejemplo, 1 átomo de A con 1 átomo de B, 2 átomos de A con 1 átomo de B, o 3 átomos de A con 2 átomos de B.
4. Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, cada compuesto tiene una proporción de átomos diferente, pero definida, de números enteros. En el caso de estas sustancias químicas, si la masa de un elemento es fija, las diferentes masas del segundo elemento guardan entre sí proporciones de números enteros.
5. Cuando se lleva a cabo una reacción química, los átomos de las sustancias iniciales reaccionan unos con otros para formar sustancias nuevas y diferentes, con combinaciones de átomos distintas, pero no se crean ni se destruyen átomos.

La teoría atómica de Dalton era un modelo que efectivamente ayudaba a explicar cómo ajustaban entre sí las piezas del rompecabezas, esto es, los datos disponibles. No era una teoría perfecta, pero era tan sencilla y profunda que algunas modificaciones de menor cuantía (véase la nota al margen) no consiguieron destruir las verdades fundamentales que explicaba.

La teoría de Dalton explica los resultados experimentales

- El primer punto de la teoría atómica de Dalton afirma que no es posible tener partes fraccionarias de átomos, y si los átomos son indestructibles, entonces los átomos presentes antes de una reacción química también deben estar presentes después de la reacción. Por tanto, la masa total antes y después de la reacción no cambia. De esta manera, la teoría de Dalton *explica* la ley de conservación de la masa de Lavoisier.
- El segundo punto de la teoría de Dalton —que todos los átomos de un elemento dado son idénticos—, junto con el tercero —que los átomos se combinan en proporciones fijas de números enteros—, explican la ley de las proporciones definidas de Proust. ■ Es así que cada compuesto contiene tipos de átomos específicos combinados en proporciones específicas de masas, independientemente del tamaño de la muestra que se analice.
- El cuarto punto de Dalton resume su propia ley de las proporciones múltiples. Debido a que ciertos elementos se combinan con arreglo a dos o más proporciones de *masa* para formar compuestos distintos, estos elementos, por consiguiente, se combinan en dos o más proporciones de *átomos*.
- El quinto punto de Dalton describe lo que ocurre en las reacciones químicas. Por ejemplo, la teoría de Dalton explica los resultados del experimento de Berzelius (Fig. 4.15), como se muestra en la Fig. 4.18.



Figura 4.17 John Dalton (1766-1844) consiguió explicar los datos experimentales reunidos por varios científicos cuando propuso su ahora famosa teoría atómica. Pese a que no distinguía los colores y no era un buen experimentador, las aportaciones de este maestro de escuela cuáquero influyeron de modo muy importante en el desarrollo de la química moderna.

■ Los enunciados de Dalton requieren ciertas modificaciones. La investigación ha demostrado que no todos los átomos de un elemento tienen precisamente la misma masa, que los átomos contienen partículas subatómicas y que, en ciertas condiciones, es posible dividir los átomos.

▼ **Reflexiona detenidamente paso a paso**

■ **Conexión con el aprendizaje**
Repasa la ley de las proporciones definidas (Sección 4.6).

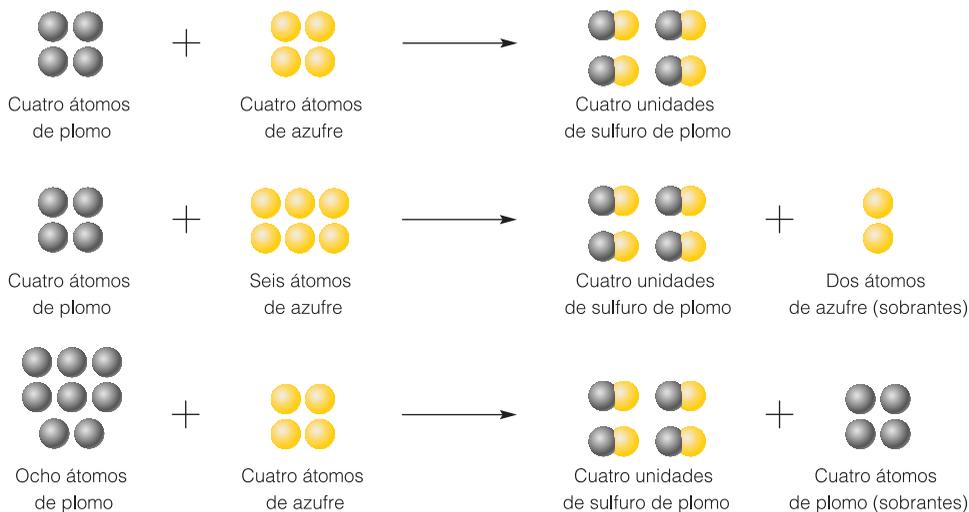


Figura 4.18 Ley de las proporciones definidas. El experimento de Berzelius interpretado en términos de la teoría atómica de Dalton.

La Fig. 4.19 ilustra la ley de las proporciones múltiples y también la ley de las proporciones definidas. Con dos átomos de nitrógeno, las proporciones de *átomos* de oxígeno de los tres compuestos son 1:2:4. Asimismo, con 28 g de nitrógeno las proporciones de *masa* de oxígeno de los tres compuestos son 1:2:4. Así pues, tanto las proporciones de masa como las de átomos mantienen la misma relación sencilla en cada compuesto.

Dalton no sólo afirmó que los átomos de un elemento dado son diferentes de los átomos de todos los demás elementos (segundo punto), sino que procedió a demostrar cómo esto es posible. Propuso que la masa de cada tipo de átomo es diferente de las masas de todos los demás tipos de átomos, y elaboró una tabla de masas relativas de los elementos con base en el hidrógeno, que es el elemento más ligero.

Muchas de las masas relativas de Dalton eran erróneas, principalmente porque supuso que las moléculas de agua tienen un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno en vez de *dos* átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Si bien hasta tiempos más o menos recientes fue imposible determinar las masas reales de los átomos, Dalton consiguió establecer masas relativas. Las masas relativas de los elementos se expresan en términos de **unidades em asaa tómica** (uma).

No sólo cometió Dalton un error al calcular las masas relativas de ciertos elementos como el oxígeno; también se equivocó respecto a la indestructibilidad de los átomos. Los equipos “rompe-átomos” actuales acumulan la energía suficiente para dividir los átomos en numerosos fragmentos llamados partículas subatómicas.

La teoría atómica de Dalton tuvo gran éxito, pese a sus inexactitudes. ¿Por qué? Porque explicaba una gran cantidad de datos experimentales. Fue útil entonces, y es útil hoy en día porque nos permite predecir el comportamiento de la materia en una gran diversidad de condiciones. Dalton llegó a su teoría basándose en datos experimentales y razonamiento. Con ciertas modificaciones, esta teoría ha soportado el paso del tiempo. Otros científicos

Figura 4.19 Ley de las proporciones múltiples.

Con dos átomos de nitrógeno, las proporciones de átomos de oxígeno en los tres compuestos son de 1:2:4. Del mismo modo, con 28.0 g de nitrógeno, las proporciones de masa de oxígeno en los tres compuestos son de 1:2:4. Así pues, tanto las proporciones de masa (última columna) como las proporciones de átomos (primera columna) mantienen las mismas proporciones simples en los diferentes compuestos.

NÚMERO DE ÁTOMOS DE OXÍGENO	Átomo de nitrógeno	Átomo de oxígeno	Compuesto	Masa de oxígeno que se combina con 28.0 g de nitrógeno	PROPORCIONES DE MASA más simples del oxígeno
1			Óxido nitroso, N ₂ O	16 g	1
2			Óxido nítrico, NO	32 g	2
4			Dióxido de nitrógeno, NO ₂	64 g	4

adoptaron pronto las ideas de Dalton e hicieron algunas correcciones y modificaciones, con lo cual se inició una nueva era en la química. Los ejemplos que siguen son aplicaciones de la teoría atómica de Dalton. Asegúrate de entender el razonamiento.

EJEMPLO 4.7 Conceptos de proporciones de átomo

La fórmula del amoníaco gaseoso se escribe NH_3 . Esto significa que el amoníaco siempre tiene tres átomos de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno.

- El enunciado anterior ilustra una de las leyes. ¿Cuál? ¿Por qué?
- Tres docenas de átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de hidrógeno para formar _____ moléculas de amoníaco.
- 2×10^9 átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de hidrógeno para formar _____ moléculas de amoníaco.
- 6.02×10^{23} átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de hidrógeno para formar _____ moléculas de amoníaco.

1×10^9 es mil millones.

Conexión con el aprendizaje

En la sección 4.11 aprenderás más acerca de este número tan grande, 6.02×10^{23} , de uso frecuente en química.

SOLUCIÓN

- El enunciado demuestra la **ley de las proporciones definidas**. La proporción de átomos de hidrógeno a átomos de nitrógeno es siempre de 3 a 1, que también se escribe 3 : 1.
- Tres docenas de átomos de nitrógeno se combinarían con **nueve docenas** de átomos de hidrógeno para formar **tres docenas** de moléculas de amoníaco.
- 2×10^9 átomos de nitrógeno se combinarían con **6×10^9** átomos de hidrógeno para formar **2×10^9** moléculas de amoníaco.
- 6.02×10^{23} átomos de nitrógeno se combinarían con **$3(6.02 \times 10^{23})$** átomos de hidrógeno para formar **6.02×10^{23}** moléculas de amoníaco.

EJERCICIO 4.7

La fórmula del dióxido de nitrógeno es NO_2 , lo que significa que un átomo de nitrógeno se combina con dos átomos de oxígeno.

- En el caso del NO_2 , 4 docenas de átomos de nitrógeno se combinarían con _____ docenas de átomos de oxígeno para formar _____ moléculas de NO_2 .
- En el caso del NO_2 , 6.02×10^{23} átomos de nitrógeno se combinarían con _____ átomos de oxígeno para formar _____ moléculas de NO_2 .

EJEMPLO 4.8 Leyes de las proporciones definidas y múltiples

Se analizó la composición de dos muestras, A y B, que contienen únicamente cobre y bromo. Los resultados del análisis son los siguientes.

	Muestra A	Muestra B
Bromo	160. g	64.0 g
Cobre	127. g	25.4 g

- ¿Eran las muestras de un mismo compuesto o de compuestos diferentes?
- ¿Apoyan estos datos la ley de las proporciones definidas, la ley de las proporciones múltiples o ambas?
- ¿Cuánto bromo se combinaría totalmente con 2.50 g de cobre para dar una muestra del compuesto A?

SOLUCIÓN

Determina la masa de bromo por cada gramo de cobre (g Br/g Cu).

Muestra A	Muestra B
$\frac{160. \text{ g Br}}{127. \text{ g Cu}} = 1.26 \text{ g Br/g Cu}$	$\frac{64.0 \text{ g Br}}{25.4 \text{ g Cu}} = 2.52 \text{ g Br/g Cu}$

Para un gramo de cobre, la proporción de masas de bromo de la muestra B respecto a la muestra A es

$$\frac{\text{Muestra B}}{\text{Muestra A}} = \frac{2.52 \text{ g Br}}{1.26 \text{ g Br}} = \frac{2}{1}$$

- (a) **Las muestras A y B son de compuestos diferentes.** La masa de bromo en la muestra B es el doble que en la muestra A, para una masa fija de cobre.
- (b) **Los datos apoyan la ley de las proporciones múltiples.** La masa de bromo por gramo de cobre es diferente en cada muestra. Estas masas están en una proporción simple de 2 a 1, lo cual es congruente con dos compuestos distintos.

(c) $2.50 \text{ g Cu} \times \frac{1.26 \text{ g Br}}{1 \text{ g Cu}} = 3.15 \text{ g Br}$ son necesarios

EJERCICIO 4.8

Véanse los problemas 4.43-4.58.

El análisis de la muestra C de un compuesto que contiene cobre y bromo (véase el ejemplo 4.8) dio como resultado un contenido de 3.75 g de cobre y 9.45 g de bromo.

- (a) ¿Tiene la muestra C la misma composición que la muestra A o que la B, o es un compuesto totalmente distinto?
- (b) ¿Cuánto bromo se combinaría con 2.50 g de cobre si el compuesto resultante tuviera la misma composición que la muestra C?

4.8**Átomos y partículas subatómicas**

La teoría atómica de Dalton permitió explicar ciertos datos experimentales, pero cuando los científicos buscaron mejores formas de medir las masas relativas de los átomos, se toparon con más preguntas que respuestas. No pasó mucho tiempo sin que esta sencilla concepción de los átomos sufriese modificaciones importantes. Incluso antes de la publicación de la teoría de Dalton ya comenzaban a surgir indicios de una estructura más complicada del átomo. La electrólisis del agua (véase la Fig. 4.16) conseguida en 1800 por dos químicos ingleses, William Nicholson y Anthony Carlisle, no sólo apoyó la ley de las proporciones definidas, sino que demostró además que la materia interactuaba de alguna forma con la electricidad. El modelo de Dalton era incapaz de mostrar cómo ocurría esto. Pronto se obtuvieron más pruebas de la naturaleza eléctrica de la materia.

Cuando Dalton explicaba que no es posible romper los átomos, en realidad describía que no se rompen en las *reacciones químicas*. Ya para la década de 1930 había abundantes indicios de que los átomos contienen partículas subatómicas pequeñas. Se han descubierto más de 100 **partículas subatómicas**, pero muchas de ellas duran menos de un segundo. Sólo se necesitan tres partículas subatómicas principales, el **electrón**, el **protón** y el **neutrón**, para explicar las masas y las propiedades químicas especiales de los átomos.

Cargas eléctricas

Lo que solemos llamar “electricidad estática” se debe a cargas eléctricas. A veces, al tocar un objeto después de caminar sobre una alfombra se produce una chispa, que es una

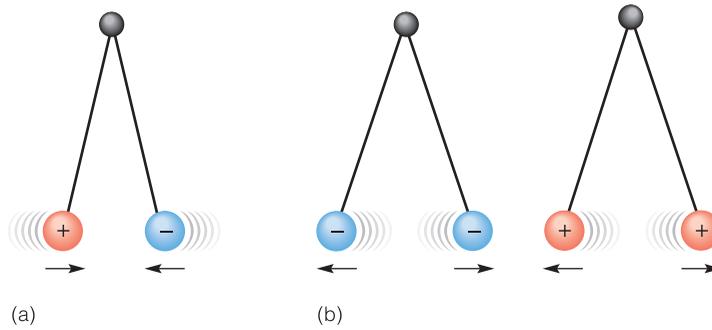


Figura 4.20 Atracción y repulsión de cargas eléctricas.

(a) Las partículas con carga diferente se atraen mutuamente. (b) Las partículas con cargas iguales se repelen unas a otras.

descarga de energía eléctrica. Las cargas opuestas hacen que una hoja delgada de plástico se adhiera a tus dedos. Si tú tienes un tipo de carga y el plástico ha recogido una carga opuesta, habrá una atracción que induce al plástico a adherirse a ti. ■ Las cargas opuestas se atraen (Fig. 4.20a). Es posible que tu cabello se erice al secarlo con aire caliente o al peinarlo vigorosamente en un día frío. Cuando los cabellos individuales se repelen, es porque tienen la misma carga. Las cargas iguales se repelen (Fig. 4.20b).

Tanto el electrón como el protón tienen carga eléctrica. Una partícula con carga ejerce una fuerza; es decir, empuja o tira de otra partícula que también tiene carga. Existen dos clases opuestas de carga, que se designan como positiva (+) y negativa (-). El protón tiene una sola carga positiva (1+), y el electrón, una sola carga negativa (1-). Los neutrones no tienen carga. ■

Todo átomo es neutro en términos de carga eléctrica porque tiene el mismo número de protones y de electrones.

Electrones, protones y neutrones

Los protones y los neutrones tienen prácticamente la misma masa: 1.007276 uma y 1.008 665 uma, respectivamente. Esto equivale a decir que una persona pesa 100.7 kg y otra pesa 100.9 kg; la diferencia es tan pequeña que resulta insignificante. En la mayor parte de los casos consideraremos la masa tanto del protón como del neutrón como de 1 uma.

Serían necesarios 1837 electrones para tener una masa total equivalente a la masa de un solo protón, y no se ha descubierto elemento alguno cuyos átomos contengan más de 118 electrones. En otras palabras: los electrones constituyen una fracción extremadamente pequeña de la masa de un átomo. Para todo fin práctico podemos considerar la masa de un electrón como 0 uma. En la tabla 4.4 se muestran las cargas y las masas relativas (en unidades de masa atómica) de estas tres partículas. La tabla también indica las masas de estas partículas en gramos para mostrar cuán pequeñas son en realidad ($1 \text{ uma} = 1.6606 \times 10^{-24} \text{ g}$). Trabajar con masas exactas en gramos haría los cálculos muy engorrosos; por eso se emplean las unidades de masa atómica relativas. La masa del electrón es prácticamente de cero, de modo que la masa de un átomo es fundamen-

■ **Conexión con el mundo real**
En los anuncios publicitarios se llama “adherencia estática” al hecho de que las prendas de ropa con cargas opuestas se peguen unas a otras.

■ Letreros divertidos



Quando dos personas se atraen mutuamente, decimos que “hay QUÍMICA”. La verdad es que tu organismo produce diversas SUSTANCIAS QUÍMICAS cuando experimenta entusiasmo, enojo, tristeza, felicidad o atracción emocional.

Tabla 4.4 Partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa relativa (uma)	Masa (g)
Electrón	e ⁻	1-	$\frac{1}{1837}$	$9.10953 \times 10^{-28} \text{ g}$
Protón	p ⁺ o p	1+	1	$1.67265 \times 10^{-24} \text{ g}$
Neutrón	n	0	1	$1.67495 \times 10^{-24} \text{ g}$

talmente la de sus protones y neutrones. La suma de los protones y neutrones de un átomo recibe el nombre de **númerod em asa**.

$$\text{Númerod em asa} = \text{Númerod ep rotones} + \text{Númerod en eutrones}$$

Tamaño de un átomo

Los átomos son demasiado pequeños para poder verlos incluso con el microscopio óptico más potente. En 1970, sin embargo, Albert Crewe de la Universidad de Chicago anunció que se habían obtenido imágenes fotográficas de átomos individuales de uranio y torio (Fig. 4.21). En 1976, un grupo de científicos encabezados por George W. Stroke de la Universidad Estatal de Nueva York en Stony Brook obtuvo imágenes fotográficas que mostraban la ubicación y el tamaño relativo de los pequeñísimos átomos de carbono, magnesio y oxígeno en el corte de un cristal. Ya para la segunda mitad de la década de 1980 se obtenían imágenes de átomos de la superficie de ciertos materiales mediante el microscopio de túnel de barrido (STM, por sus siglas en inglés: scanning tunneling microscope), inventado en 1981, e instrumentos similares como el microscopio de fuerza atómica (AFM, por sus siglas en inglés: atomic force microscope), inventado en 1985. Las sondas de estos instrumentos detectan y delimitan las “protuberancias” que los átomos forman en la superficie de los materiales (Fig. 4.22).

En el centro de cada átomo, las partículas subatómicas de mayor masa, los protones y los neutrones, están empaquetados en un diminuto **núcleo** (Fig. 4.23). El núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 1×10^{-15} m. Esto representa alrededor de un cienmilésimo del diámetro de un átomo. Para visualizar la pequeñez del núcleo, imagina un globo de diez pisos de altura. Si el globo fuera un átomo, entonces su núcleo sería del tamaño de una munición; el resto del espacio del átomo globo sería el dominio de los electrones. Como ejemplo adicional, si se pudiera agrandar el núcleo hasta el tamaño de un punto de esta página, el diámetro del átomo sería de aproximadamente 5 metros, la longitud de un automóvil grande. ■ Los electrones de un átomo se mueven en torno al núcleo en regiones definidas llamadas orbitales. Estudiaremos la disposición de los electrones en los átomos en el capítulo 5.

■ Conexión con el aprendizaje

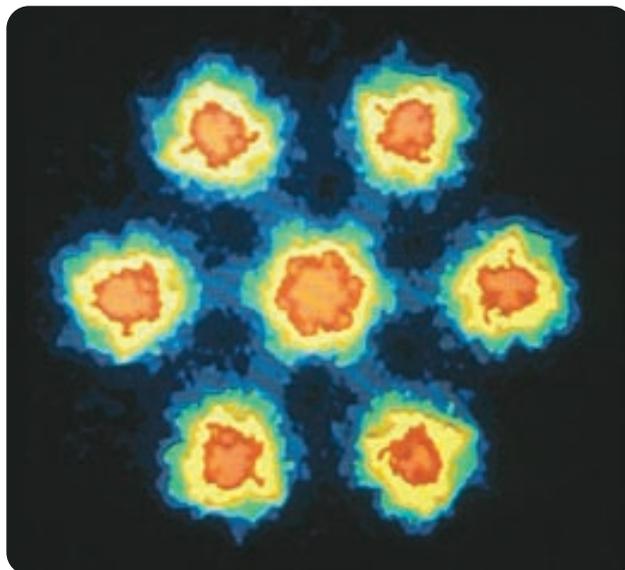
El diámetro de un átomo es tan sólo de unos décimos de nanómetro.

Se necesitarían alrededor de 10 millones de átomos alineados y en contacto uno con otro para formar una línea de 1 mm de longitud.

Número atómico

Todos los átomos de un elemento en particular tienen el mismo número de protones. Se define el **número atómico** como el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

Figura 4.21 Las manchas brillantes de esta fotomicrografía son imágenes de siete átomos de uranio separados por una distancia de 0.34 nm. Estas imágenes se obtuvieron por primera vez con un microscopio electrónico en los años setenta.



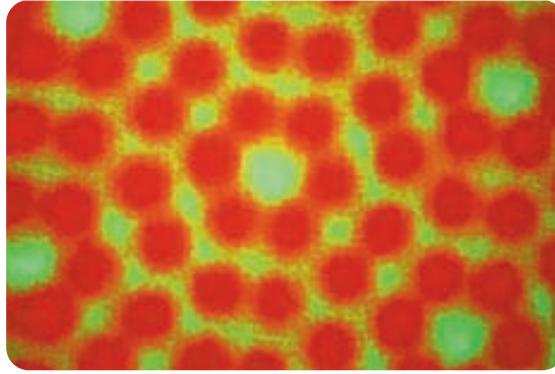


Figura 4.22 Imágenes reales de átomos de silicio (en rojo) obtenidas mediante un microscopio de túnel de barrido. Los átomos individuales forman un patrón regular de hexágonos que se repite en toda la superficie.

- Todos los átomos de hidrógeno tienen 1 protón; el número atómico del hidrógeno es 1.
- Todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones; el número atómico del oxígeno es 8.
- Todos los átomos de oro tienen 79 protones; el número atómico del oro es 79.

El número de protones determina la identidad de cada elemento. El oro es oro porque tiene 79 protones, no 78, 80 o cualquier otro número.

El número atómico de un elemento es igual al número de protones que hay en el núcleo de cada átomo de ese elemento.

Examina la tabla periódica de la cubierta interior de este libro y observa que los elementos están ordenados por número atómico, comenzando por el hidrógeno cuyo número atómico es 1. Cada elemento sucesivo de la tabla periódica tiene átomos con exactamente un protón más que el elemento que lo antecede. Por ejemplo, el nitrógeno (número atómico 7) está situado inmediatamente antes del oxígeno (número atómico 8). Los números atómicos siempre son números enteros exactos porque los protones no existen en cantidades fraccionarias.

EJEMPLO 4.9 Átomos

Examinemos un átomo de sodio, que tiene 11 protones, 11 electrones y un número de masa de 23 uma.

- ¿Cuál es la carga eléctrica total del átomo?
- ¿Cuántos neutrones tiene este átomo?
- ¿Cuál es el número atómico del sodio?

SOLUCIÓN

- La carga total es cero.** El número de electrones (cada uno con una carga de $1-$) es igual al número de protones (cada uno con una carga de $1+$).
- Este átomo tiene 12 neutrones.**

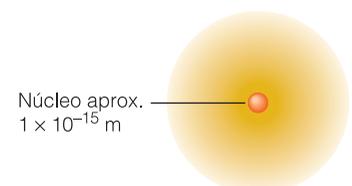
$$\begin{aligned} \text{Número de neutrones} &= \text{Número de masa} - \text{Protones} \\ \text{Número de neutrones} &= 23 - 11 = 12 \end{aligned}$$

- El número atómico del sodio es 11;** tiene 11 protones.

EJERCICIO 4.9

Responde las mismas tres preguntas (a), (b) y (c) aplicadas a un átomo de aluminio, que tiene 13 protones, 13 electrones y un número de masa de 27 uma.

Figura 4.23 Los protones y neutrones se hallan empaquetados en el diminuto núcleo, cuyo diámetro es de aproximadamente un diezmilésimo del diámetro del átomo.



EJEMPLO 4.10 Partículas subatómicas

Cierto átomo tiene 61 neutrones y un número de masa de 108.

- ¿Cuántos protones tiene el átomo?
- ¿Cuántos electrones tiene el átomo?
- ¿Cuál es el número atómico del elemento?
- ¿Cuál es el nombre del elemento?

SOLUCIÓN

- (a) El átomo tiene 47 protones

$$\text{Número de protones} = \text{Número de masa} - \text{Número de neutrones}$$

$$\text{Número de protones} = 108 - 61 = 47$$

- (b) El átomo tiene 47 electrones, igual que el número de protones.
 (c) El número atómico es 47. El número atómico se iguala al número de protones.
 (d) Plata. Ese elemento tiene 47 protones. (Véase la tabla periódica.)

EJERCICIO 4.10

Responde las mismas preguntas (a), (b), (c) y (d) aplicadas a un átomo que tiene 18 neutrones y un número de masa de 35.

Véanse los problemas 4.59-4.68.

4.9

Isótopos

Todos los átomos de aluminio de origen natural tienen 13 protones, 13 electrones y 14 neutrones. En el caso de muchos otros elementos, sin embargo, no todos los átomos tienen el mismo número de neutrones. Por ejemplo, algunos átomos de cloro tienen 18 neutrones y otros tienen 20 neutrones. Los átomos de cloro con diferente número de neutrones deben tener también masas distintas. Los átomos de un elemento en particular que tienen masas diferentes se llaman **isótopos**. Así pues, los átomos de cloro con diferente número de neutrones y distintas masas son *isótopos*.

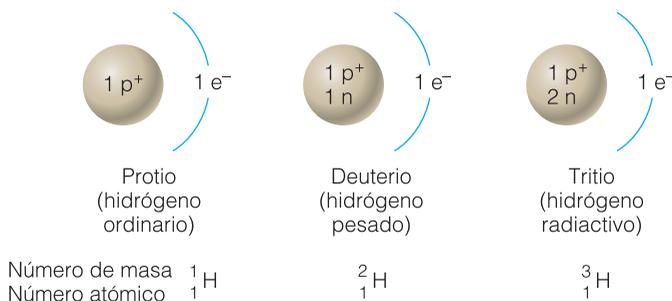
La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos. El elemento con más isótopos estables es el estaño; tiene 10 de ellos. Todos los isótopos de un elemento tienen prácticamente las mismas propiedades químicas. ■

El núcleo de la mayor parte de los átomos de hidrógeno consta de un solo protón, y no tiene neutrones, pero aproximadamente 1 átomo de hidrógeno de cada 5000 tiene un núcleo que contiene un neutrón además del protón. Por consiguiente, casi todos los átomos de hidrógeno tienen un número de masa de 1, pero algunos lo tienen de 2. Estos átomos de masa diferente son isótopos. Existe un tercer isótopo de hidrógeno, muy escaso, que se llama **tritio** y es radiactivo; su número de masa es de 3 (1 protón + 2 neutrones). La Fig. 4.24 resume las partículas subatómicas presentes en estos tres isótopos del hidrógeno.

Conexión con la química

Además de los aproximadamente 270 isótopos de origen natural, se han sintetizado más de 1000 adicionales por medio de reactores nucleares. Muchos de estos isótopos se utilizan en la investigación química y biológica, y también en medicina.

Figura 4.24 Los isótopos del hidrógeno.



Cualquiera que sea el isótopo de hidrógeno de que se trate, todos los átomos de hidrógeno participan en las mismas reacciones químicas. Por ejemplo, el **deuterio** (átomos de hidrógeno con número de masa de 2) o el **protio** (hidrógeno ordinario) reaccionan con oxígeno para formar agua, H_2O . Las moléculas de agua con un átomo de oxígeno (16 uma) y dos átomos de deuterio reciben el nombre de *agua pesada*, y su masa es de 20 uma ($16 + 2 + 2$). El agua ordinaria, con dos átomos de protio, tiene una masa de 18 uma ($16 + 1 + 1$). Es de esperar que las moléculas más pesadas se desplacen con más lentitud; sin embargo, participan en las mismas reacciones químicas.

Identificación de isótopos

El hidrógeno es el único elemento cuyos isótopos tienen nombres individuales. Hay otros dos métodos muy usados para identificar el isótopo en cuestión. En uno de ellos, se escribe el número de masa delante del nombre del elemento, separado por un espacio. Por ejemplo, cobalto-60 identifica el isótopo de cobalto cuyo número de masa es 60 (27 protones + 33 neutrones). ■



donde el subíndice Z representa el número atómico (el número de protones), el supraíndice A representa el número de masa y X es el símbolo del elemento. Así, el cobalto -60 se escribe también en la forma ${}^{60}_{27}\text{Co}$. Observa que se puede saber de inmediato el número de neutrones de un átomo del isótopo restando el número de protones (27) del número de masa (60). Aplica estas técnicas en los ejemplos que siguen.

Conexión médica

El cobalto-60 es un isótopo radiactivo que se emplea en el tratamiento del cáncer por radioterapia.

EJEMPLO 4.11 Isótopos

El isótopo radiactivo yodo-131 se emplea en el tratamiento del cáncer de tiroides y para medir la actividad del metabolismo de las glándulas.

- ¿Cuál es el número atómico de este isótopo? (Consulta la tabla periódica.)
- ¿Cuántos neutrones contiene este isótopo?

SOLUCIÓN

- El número atómico de este isótopo, y el de todos los isótopos de yodo, es **53**.
- El número de neutrones = número de masa - protones = $131 - 53 = 78$.

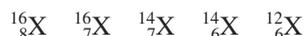
EJERCICIO 4.11

¿Podría haber un poco de americio radiactivo en tu casa! El isótopo ${}^{241}_{95}\text{Am}$ se utiliza en los detectores de humo domésticos para la ionización.

- ¿Cuántos protones tiene este isótopo?
- ¿Cuántos neutrones contiene el isótopo?

EJEMPLO 4.12 Símbolos de los isótopos

- ¿Cuáles de los átomos siguientes son isótopos del mismo elemento? La letra X se emplea en los símbolos de los elementos.



- ¿Cuáles de los cinco átomos representados tienen el mismo número de protones?

SOLUCIÓN

- (a) Tanto $^{15}_7\text{X}$ como $^{14}_7\text{X}$ son isótopos del elemento nitrógeno (N). Tanto $^{14}_6\text{X}$ como $^{12}_6\text{X}$ son isótopos del elemento carbono (C).
- (b) Tanto $^{16}_8\text{X}$ ($16 - 8 = 8$ neutrones) como $^{14}_6\text{X}$ ($14 - 6 = 8$ neutrones) tienen el mismo número de neutrones.

EJERCICIO 4.12

Véanse los problemas 4.69-4.76.

El radón-222 gaseoso radiactivo está presente en cantidades variables en la corteza terrestre, y en ocasiones penetra en los hogares a través de grietas del piso de los sótanos.

- (a) Representa el isótopo en forma ^A_ZX .
- (b) Indica el número de protones, neutrones y electrones en un átomo de radón-222.

4.10**Masas atómicas de los elementos**

Mira la tabla periódica y advierte que cada elemento tiene una **masa atómica media** —que suele denominarse **peso atómico**— que es por lo general un valor decimal, no un número entero. La masa atómica de un elemento que se muestra en la tabla periódica es en realidad un promedio ponderado de las masas de todos los isótopos naturales de ese elemento. La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos de origen natural, pero sus proporciones varían según el elemento. La masa de los átomos del isótopo carbono-12 se ha definido como exactamente 12 uma. Las masas relativas de todos los demás átomos se establecen comparándolas con este patrón. Aunque se han producido isótopos sintéticos de prácticamente todos los elementos en el laboratorio, estos isótopos no se tienen en cuenta para calcular las masas atómicas. ■

Dos ejemplos nos permitirán aclarar el significado del concepto de masa atómica media. En una muestra del elemento bromo, aproximadamente la mitad de los átomos tienen una masa atómica de 79 uma, y la otra mitad, de 81 uma. Con 50% de bromo-79 y 50% de bromo-81, la masa sería exactamente 80 uma. Este valor es muy próximo a la masa del bromo, que se indica en la tabla periódica como 79.9 uma. Como ejemplo adicional, alrededor del 75% de los átomos de una muestra de cloro gaseoso tienen una masa atómica de 35 uma, y aproximadamente el 25% la tienen de 37 uma. La masa atómica media del cloro es de 35.5 uma. Este promedio está mucho más cerca de la masa del isótopo cloro-35 porque este isótopo es mucho más abundante en la muestra. Ambos ejemplos se ilustran en la Fig. 4.25.

Si se conoce la abundancia natural de cada isótopo (en porcentaje), se puede calcular la masa atómica media de un elemento. La tabla 4.5 muestra las masas de los isótopos de algunos elementos y los porcentajes de cada uno. Para calcular la masa atómica media, primero multiplica cada masa isotópica por el porcentaje del isótopo correspondiente (escrito en forma decimal). Cada uno de estos valores representa la “contribución de masa” del isótopo, y la suma de todas las contribuciones de masa nos da la masa atómica media del elemento. Esta explicación resultará mucho más clara si resuelves por tu cuenta los ejemplos y los ejercicios siguientes.

EJEMPLO 4.13 Cálculos de masa atómica

Con base en los valores de la tabla 4.5 calcula la masa atómica del elemento estroncio con cuatro cifras significativas.

SOLUCIÓN

Anota la masa exacta de cada isótopo y multiplícala por el porcentaje escrito en forma decimal. Suma las “contribuciones de masa” resultantes para obtener la masa media del estroncio en unidades de masa atómica, como en nuestra.

Conexión con el aprendizaje

Advierte que en la tabla periódica las masas atómicas de los elementos sintéticos se indican como números enteros entre paréntesis. Es posible preparar numerosos isótopos, pero sólo se indica la masa del isótopo más estable.



Figura 4.25 Las masas atómicas de los elementos son el promedio de las masas isotópicas.

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia (decimal)	Contribución a la masa
Estroncio-84	83.9134 uma	× 0.0050	= 0.42 uma
Estroncio-86	85.9094 uma	× 0.0990	= 8.51 uma
Estroncio-87	86.9089 uma	× 0.0700	= 6.08 uma
Estroncio-88	87.9056 uma	× 0.8260	= 72.61 uma
		Masa media	= 87.62 uma

Compara este valor con la masa atómica del estroncio que se muestra en la tabla periódica.

EJERCICIO 4.13

Con base en los valores de la tabla 4.5 calcula la masa atómica del elemento cloro a cuatro cifras significativas. Compara tu respuesta con la masa atómica del cloro que se muestra en la tabla periódica.

Véanse los problemas 4.77-4.80.

Tabla 4.5 Isótopos naturales de algunos elementos

Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)	Isótopo	Masa (uma)	Abundancia natural (%)
¹ H	1.0078	99.985	³⁵ Cl	34.9688	75.77
² H	2.0140	0.015	³⁷ Cl	36.9659	24.23
¹⁰ B	10.0129	20.0	⁶³ Cu	62.9296	69.20
¹¹ B	11.0093	80.0	⁶⁵ Cu	64.9278	30.80
¹² C	12.0000	98.89	⁷⁹ Br	78.9183	50.69
¹³ C	13.0033	1.11	⁸¹ Br	80.9163	49.31
²³ Na	22.9898	100.00	⁸⁴ Sr	83.9134	0.50
²⁴ Mg	23.9850	78.99	⁸⁶ Sr	85.9094	9.90
²⁵ Mg	24.9858	10.00	⁸⁷ Sr	86.9089	7.00
²⁶ Mg	25.9826	11.01	⁸⁸ Sr	87.9056	82.60
²⁷ Al	26.9815	100.00	¹²⁷ I	126.9044	100.00

Nota para el profesor:

Esta primera introducción a los moles (Sec. 4.11) y a las fórmulas químicas (Sec. 4.12) puede ser provechosa para la instrucción en el laboratorio y en un enfoque cíclico a la instrucción. Algunos profesores optarán quizá por omitir estas secciones.

4.11 Cómo contar con moles

¿Cómo harías para contar el número de cristales de azúcar que hay en un tazón lleno de esta sustancia (Fig. 4.26)? ¿Podrías contar el número de moléculas de azúcar presentes en el tazón? Si conocemos la masa de un solo cristal de azúcar, entonces podemos calcular el número de cristales que hay en el tazón. Si pesamos el azúcar del tazón y dividimos esta masa total entre la masa de un cristal de azúcar, obtendremos el número de cristales de azúcar presentes en el tazón. Un procedimiento similar nos permite calcular el número de moléculas de azúcar presentes. Por consiguiente, la masa de la muestra nos servirá para averiguar el número de partículas que hay en la muestra si conocemos la masa de una partícula representativa. E no traspalabras,

lam asay e ln úmerod ep artículass onp roporcionales.

▼ Reflexiona
▼ detenidamente
▼ paso a paso

Cómo usar las masas atómicas relativas. Los químicos no pueden pesar en el laboratorio átomos o moléculas individuales, pero las masas atómicas medias que se muestran en la tabla periódica ofrecen un medio conveniente para obtener números iguales de átomos de clases distintas. Las masas atómicas relativas (que aparecen en la tabla periódica) del hidrógeno, el carbono y el oxígeno son de 1.01 uma a 12.01 uma y a 16.00 uma, respectivamente, de modo que si tenemos una docena de cada una de estas tres clases de átomos, tendrán también las mismas masas relativas de 1.01 uma a 12.01 uma a 16.00 uma. De forma análoga, 100 docenas de átomos de cada clase tendrán las mismas masas relativas de 1.01 uma a 12.01 uma a 16.00 uma. Pero incluso 100 docenas o mil millones de docenas son números demasiado reducidos cuando se trata de contar átomos suficientes para que sean visibles en conjunto, de modo que necesitamos una cantidad mucho mayor.

El número de átomos que hay en un gramo de hidrógeno constituirían una muestra conveniente; sin embargo, para mayor precisión se ha elegido el número de átomos, N , presentes en exactamente 12.0000 g del isótopo carbono-12 como patrón. Este número de átomos, N , de hidrógeno tienen una masa media de 1.008 g, en tanto que N átomos de oxígeno tienen una masa media de 16.00 g. A este número extremadamente grande, N , se le dio el nombre de **número de Avogadro** en honor del químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856). Numerosos trabajos de investigación con gases, cristales y procedimientos de galvanoplastia ha permitido establecer el valor del número de Avogadro, que es

$$N = 602\,200\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

$$N = 6.022 \times 10^{23} \text{ en notación científica}$$

Figura 4.26 ¿Cómo harías para saber cuántos cristales de azúcar hay en el tazón?



La cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas unitarias se llama **mol** (su abreviatura es mol). ■ Así como una docena contiene 12 objetos, y una gruesa contiene 144, así un mol de la sustancia siempre contiene 6.022×10^{23} partículas unitarias: el número de Avogadro de partículas.

- Un mol de *átomos* de carbono contiene 6.022×10^{23} *átomos* de carbono.
- Un mol de *moléculas* de agua contiene 6.022×10^{23} *moléculas* de agua.
- Un mol de cualquier sustancia contiene el número de Avogadro de partículas unitarias de esa sustancia.

En vez de contar átomos u otras partículas unitarias individuales, que son demasiado pequeñas para verlas, contamos *moles* de una sustancia pesando una masa específica de ella. Para entender mejor este concepto, considera la analogía de pesar monedas que se ilustra en la Fig. 4.27a,b. Una vez que hemos establecido la masa de una moneda de un centavo, podemos averiguar el número de monedas si conocemos su masa en conjunto. De forma similar, puesto que un mol de átomos de carbono, con 6.022×10^{23} átomos, tiene una masa de 12.00 g, podemos conocer el número de moles de átomos de carbono que hay en cualquier masa de carbono (Fig. 4.27c,d). Aún más, al multiplicar el número de moles por el número de Avogadro obtenemos el número de átomos presentes en la muestra de carbono.

Podemos emplear otra analogía cuando se trata de comparar las masas de un mol de átomos de carbono y un mol de átomos de otro elemento. La masa de una docena de monedas de diez centavos es diferente de la masa de una docena de monedas de cinco centavos, pero el número de monedas de cinco y de diez centavos es el mismo. ■ De modo similar, un mol de átomos de carbono y un mol de átomos de cobre —o de cualquier otra sustancia— tienen diferente masa, pero el número de átomos que representan es el mismo: el número de Avogadro (Fig. 4.28).

■ Avogadro mismo no estableció el valor de N ; los investigadores han calculado su valor en 6.022045×10^{23} . Este valor tiene más cifras significativas de la que normalmente se necesitan.

Conexión con el aprendizaje

Analogía: contar monedas o átomos pesando masas específicas de cada uno.



Un mol	tiene una masa de	y contiene
Átomos de C	12.0 g	6.022×10^{23} átomos
Átomos de O	16.0 g	6.022×10^{23} átomos
Átomos de Na	23.0 g	6.022×10^{23} átomos
Átomos de Cu	63.6 g	6.022×10^{23} átomos

Figura 4.27 (a) Si conocemos la masa de diez monedas (25.04 g en este caso), podemos calcular la masa de una moneda en g/moneda. (b) Podemos contar monedas pesándolas. Si conocemos la masa de las monedas en gramos (37.58 g en este caso), podemos multiplicar esta masa por monedas/g, el inverso de (a), para obtener el número de monedas. (c) Por definición, sabemos que un mol de carbono —con el número de Avogadro de átomos— tiene una masa de 12.00 g. (d) Si conocemos la masa de una muestra de carbono (20.04 g en este caso) podemos calcular el número de átomos de carbono empleando el inverso de la masa molar de 12.00 g/mol, que es 1 mol/12.00 g. Si lo deseamos, podemos multiplicar el número de moles por el número de Avogadro de átomos por mol para obtener el número de átomos presentes.



(a)



(b)



(c)



(d)



Figura 4.28 Un mol de cada elemento tiene diferente masa, pero contiene el mismo número de átomos: el número de Avogadro (6.022×10^{23}). Aquí se muestra un mol de cada uno de los elementos siguientes: bromo (*izquierda*) y mercurio (*derecha*) en botellas, además de (*a partir de arriba*) azufre, carbono, zinc, cobre y cobalto.

Es importante comprender las relaciones siguientes, en las que intervienen unidades de masa atómica, gramos y moles.

Si la masa atómica de una sustancia es x una, entonces
 1 mol de la sustancia tiene una masa de x gramos, y
 1 mol de la sustancia contiene 6.022×10^{23} partículas unitarias.

De modo oficial, un mol se define como la *cantidad de sustancia* que contiene tantas unidades formulares como átomos hay en exactamente 12 g de carbono 12. Con los moles se puede trabajar tanto en el nivel atómico como en el macroscópico (visible a simple vista). Por ejemplo, una molécula de agua, H_2O , consta de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. En el nivel macroscópico, trabajamos con 1 mol de moléculas de H_2O , formado por 2 moles de átomos de hidrógeno (2.0 g) y 1 mol de átomos de oxígeno (16.0g). Estudialasc omparacioness iguientes.



contiene



+



Fórmula química:

Nivel atómico:

Empleando docenas:

Empleando el número de Avogadro:

En moles:

En gramos:

1 molécula

1 docena de moléculas

6.02×10^{23} H_2O moléculas

1 mol de H_2O moléculas

18.0 g de H_2O

2 átomos de H

2 docenas de átomos de H

$2 (6.02 \times 10^{23})$ átomos de H

2 mol de átomos de H

2.0 g de hidrógeno

1 átomo de O

1 docena de átomos de O

6.02×10^{23} átomos de O

1 mol de átomos de O

16.0 g de oxígeno

Resuelve el siguiente ejemplo y ejercicio de cálculos con moles, números de átomos y masas. Examina con especial atención los ejemplos relacionados con partes fraccionarias de un mol.

EJEMPLO 4.14 Moles, números de átomos, masas

Consulta las masas atómicas indicadas en el apartado de tablas periódicas según sea necesario.

- ¿Cuántos átomos hay en 1 mol de helio, de hierro y de oro?
- Determina las masas de 1 mol de helio, de hierro y de oro.
- Determina las masas de 0.600 mol de helio, de hierro y de oro. (En la práctica no es probable que se obtenga exactamente 1 mol en un laboratorio.)

SOLUCIÓN

(a) 1 mol de He, Fe, Au, o de cualquier otro elemento, contiene 6.02×10^{23} átomos.

(b) 1 mol de He = 4.00 g 1 mol de Fe = 55.8 g 1 mol de Au = 197 g.

$$(c) \quad 0.600 \text{ mol He} \times \frac{4.00 \text{ g He}}{\text{mol He}} = 2.40 \text{ g He}$$

$$0.600 \text{ mol Fe} \times \frac{55.8 \text{ g Fe}}{\text{mol Fe}} = 33.5 \text{ g Fe}$$

$$0.600 \text{ mol Au} \times \frac{197 \text{ g Au}}{\text{mol Au}} = 118 \text{ g Au}$$

EJERCICIO 4.14

- ¿Cuántos átomos hay en 1 mol de calcio y en 1 mol de plomo?
- Indica las masas de 1 mol de calcio y de plomo.
- Indica las masas de 0.750 mol de calcio y de plomo.

Véanse los problemas 4.81-4.86.

4.12

Masas molares y fórmulas químicas: una introducción

La masa de un mol de cualquier sustancia expresada en *gramos* es la **masa molar** (MM) de esa sustancia. En esencia, esto significa que la masa de un mol de cualquier elemento monoatómico es simplemente la masa atómica expresada en gramos. La masa molar de una sustancia contiene el número de Avogadro de **unidades formulares** de la sustancia.

Respecto a cualquier compuesto, la suma de las masas atómicas en una se denomina **peso formular** (P.F.); o bien, si la sustancia se compone de moléculas, esta suma también se designa como el **peso molecular** (P.M.) del compuesto.

Para conocer la masa de 1 mol —la masa molar— de un compuesto, simplemente suma las masas atómicas de todos los átomos representados en la fórmula y expresa esta cantidad en *gramos* en vez de unidades de masa atómica. Por ejemplo, la fórmula del dióxido de carbono, CO_2 , representa un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno, o 1 mol de carbono y 2 mol de oxígeno. El peso formular y la masa molar del CO_2 se calculan como sigue.

$$1 \times \text{masa atómica del C} = 1 \times 12.0 = 12.0 \text{ una}$$

$$2 \times \text{masa atómica del O} = 2 \times 16.0 = 32.0 \text{ una}$$

$$\text{Peso formular (peso molecular)} = 44.0 \text{ una}$$

$$\text{Masa molar del } \text{CO}_2 = 44.0 \text{ g}$$

Conexión con el mundo real

El dióxido de carbono es un producto secundario de la combustión de sustancias que contienen carbono.

Cuando una fórmula química tiene paréntesis, cada cantidad comprendida dentro del paréntesis se multiplica por el subíndice que sigue inmediatamente al par de paréntesis.

Conexión con el mundo real

El fosfato de amonio se utiliza en ciertos fertilizantes para suministrar N y P a los suelos y a las plantas.

Así, por ejemplo, la fórmula del fosfato de amonio, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, representa 3 átomos de N, 12 átomos de H, 1 átomo de P y 4 átomos de O en cada unidad de fórmula. Las proporciones molares son idénticas a las proporciones de átomos.

	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$			
1 unidad de fórmula:	3 átomos de N	12 átomos de H	1 átomo de P	4 átomos de O
1 mol:	3 mol de átomos de N	12 mol de átomos de H	1 mol de átomos de P	4 mol de átomos de O

Ya sea que se trate de establecer el número de átomos, moles de átomos o masa molar del $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, la parte $(\text{NH}_4)_3$ de la fórmula significa que todo lo que está dentro del paréntesis se multiplica por 3, como quisiera usted.

$$3 \times \text{masa atómica del N} = 3 \times 14.0 = 42.0 \text{ uma}$$

$$12 \times \text{masa atómica del H} = 12 \times 1.0 = 12.0 \text{ uma}$$

$$1 \times \text{masa atómica del P} = 1 \times 31.0 = 31.0 \text{ uma}$$

$$4 \times \text{masa atómica del O} = 4 \times 16.0 = 64.0 \text{ uma}$$

$$\text{Peso molar} = 149.0 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 = 149.0 \text{ g}$$

Resuelve el ejemplo y el ejercicio que siguen, así como los problemas afines al final de este capítulo.

EJEMPLO 4.15 Fórmulas químicas y masas molares

Utiliza la fórmula del fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, para efectuar los cálculos siguientes.

- ¿Cuál es la masa de 1 mol de fosfato de calcio?
- ¿Cuál es la masa de 1.464 mol de fosfato de calcio?
- ¿Cuántas unidades de fórmula de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ hay en 1.464 moles de fosfato de calcio?

SOLUCIÓN

$$(a) \quad 3 \times \text{masa atómica del Ca} = 3 \times 40.1 = 120.3 \text{ uma}$$

$$2 \times \text{masa atómica del P} = 2 \times 31.0 = 62.0 \text{ uma}$$

$$8 \times \text{masa atómica del O} = 8 \times 16.0 = 128.0 \text{ uma}$$

$$\text{Peso molar} = 310.3 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310.3 \text{ g}$$

$$(b) \quad 1.464 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{310.3 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{\text{mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 453.8 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

(1 libra)

$$(c) \quad 1.464 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}}{\text{mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 8.816 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}$$

Conexión con el mundo real

El fosfato de calcio está presente en el tejido óseo.

EJERCICIO 4.15

- (a) ¿Cuál es la masa (en gramos) de 2.47 mol de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
- (b) ¿Cuántas unidades de fórmula de hidróxido de calcio hay en 2.47 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

Véanse los problemas 4.87-4.92.

Estos ejemplos ilustran cómo podemos trabajar con cantidades tanto grandes como pequeñas de sustancias químicas en moles. Se puede expresar la cantidad ya sea como una masa o como un número de partículas. Es importante que comprendas bien estos cálculos ahora; realizaremos muchos cálculos más con moles en el capítulo 9. ■ En el capítulo que sigue investigaremos la estructura electrónica de los átomos: la clave de por qué los átomos se combinan en proporciones definidas.

■ **Conexiones con el aprendizaje**
Con vistas al capítulo 9 y más adelante.

Resumen del capítulo

Las tablas periódicas actuales incluyen 115 elementos. Los de número atómico mayor de 92 no están presentes en la naturaleza, pero han sido sintetizados. La primera definición funcional de un elemento, sustancia que no se puede descomponer en sustancias más simples, fue propuesta por Robert Boyle. Lavoisier fue el primero en emplear nombres modernos de los elementos, y Berzelius introdujo el uso de símbolos de una y dos letras que tiempo después fueron adoptados.

Los mismos elementos están presentes en la materia del universo entero, pero la abundancia de estos elementos difiere en nuestro sistema solar (Tabla 4.2), nuestro planeta (Fig. 4.4) y el cuerpo humano (Fig. 4.5).

La tabla periódica resume una gran cantidad de información, que incluye una clasificación de los elementos como metales (a la izquierda), no metales (a la derecha) y metaloides, con propiedades intermedias. Ciertos elementos no metálicos existen en forma de moléculas diatómicas (H_2 , N_2 , O_2 y los halógenos). La tabla 4.3 muestra las diferentes propiedades físicas de los metales y no metales.

Los filósofos griegos de la antigüedad que mejor comprendieron la naturaleza atómica de la materia fueron Leucipo y Demócrito, pero los primeros datos experimentales de importancia fundamental respecto a la naturaleza atómica de la materia fueron aportados por científicos del siglo XVIII como Priestley (descubrimiento del oxígeno), Lavoisier (explicación de la combustión), Proust (ley de las proporciones definidas) y Cavendish (electrólisis del agua). La teoría atómica de John Dalton proporcionó un modelo útil para explicar estos datos experimentales. Dalton observó además que ciertos elementos se combinan en más de un conjunto de proporciones: al igual que las proporciones múltiples.

Las investigaciones han demostrado que el átomo no es indivisible; se puede dividir en más de 100 partículas subatómicas. Muchas de éstas son fragmentos inestables de vida corta. Las tres partículas subatómicas principales son el electrón, el protón y el neutrón. Todo átomo es neutro, pues tiene el mismo número de protones (carga positiva) que de electrones (carga negativa). La masa del electrón es prácticamente 0 una. La masa del protón y del neutrón es 1 una en ambos casos. El número de masa de un átomo es la suma del número de protones y neutrones. Los elementos están ordenados en la tabla periódica por número atómico, que es el número de protones. Los átomos de un elemento que tienen diferente número de neutrones se llaman isótopos; se les designa conforme a los métodos descritos.

Un mol de un elemento es la cantidad de ese elemento que tiene el número de Avogadro de átomos y una masa, en gramos, igual a la masa atómica indicada en la tabla periódica. La fórmula química de un compuesto emplea subíndices y paréntesis para mostrar el número de átomos de cada elemento que se han combinado para formar una unidad formular del compuesto. Un mol de un compuesto es la cantidad de ese compuesto que tiene el número de Avogadro de unidades formulars y una masa molar, en gramos, igual a su peso formular o peso molecular.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Emplea la ortografía correcta de los nombres y símbolos de los elementos de la tabla 4.1. [4.1]
2. Cita los dos elementos más abundantes en nuestro sistema solar y los cuatro elementos más abundantes en la Tierra y en el cuerpo humano. [4.3]
3. Indica las fórmulas de los elementos que existen como moléculas diatómicas. [4.4]
4. Identifica los metales, no metales y metaloides en la tabla periódica, y menciona las propiedades físicas generales de cada categoría. [4.4, 4.5]
5. Identifica ejemplos que ilustren la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples. [4.6, 4.7]
6. Menciona y explica los cinco puntos fundamentales de la teoría atómica de Dalton. [4.7]
7. Indica los nombres, símbolos, cargas y masas (en unidades de masa atómica) de las tres partículas subatómicas principales. [4.8]
8. Determina el número de protones y neutrones, el número atómico y el número de masa de los isótopos. [4.9]
9. Expresa los símbolos de los isótopos empleando los métodos. [4.9]
10. Determina la masa atómica media con base en las abundancias isotópicas indicadas. [4.10]
11. Efectúa cálculos con moles, número de átomos y masas en gramos. [4.11]
12. Interpreta los símbolos que se emplean para escribir fórmulas químicas. [4.12]
13. Determina pesos moleculares y masas molares de compuestos con base en las masas atómicas. [4.12]

Términos clave

compuesto [4.1]	isótopos [4.9]	mol [4.11]	peso atómico [4.10]
conductividad [4.5]	ley de las proporciones definidas [4.6]	moléculas diatómicas [4.4]	peso formular (P.F.) [4.12]
deuterio [4.9]	ley de las proporciones múltiples [4.7]	neutrón [4.8]	peso molecular (P.M.) [4.12]
dúctil [4.5]	lustre [4.5]	no metales [4.4]	protio [4.9]
electrólisis [4.6]	maleabilidad [4.5]	núcleo [4.8]	protón [4.8]
electrón [4.8]	masa atómica media [4.10]	número atómico [4.8]	símbolos de elementos [4.2]
elemento [4.1]	masa molar [4.12]	número de Avogadro [4.11]	teoría atómica de Dalton [4.7]
familia de elementos [4.4]	metales [4.4]	número de masa [4.8]	tritio [4.9]
familia de los halógenos [4.4]	metales alcalinos [4.4]	paréntesis en fórmulas químicas [4.11]	unidad formular [4.12]
fórmula química [4.7]	metaloides [4.4]	partículas subatómicas [4.8]	unidades de masa atómica [4.7]
gases nobles [4.5]		periodo de elementos [4.4]	
grupo de elementos [4.4]			

Problemas

Elementos descubrimientos y nombres

- 4.1 ¿Quiénes fueron los alquimistas?
- 4.2 ¿Cuáles fueron las aportaciones de los alquimistas a la ciencia?
- 4.3 ¿Cuál es la definición de elemento según Robert Boyle?
- 4.4 ¿Cuál es la definición de compuesto según Robert Boyle?
- 4.5 ¿Quién reconoció la importancia de registrar datos cuantitativos y formuló la ley de conservación de la masa?
- 4.6 ¿Quién fue el primer científico (el “padre de la química”) que utilizó nombres sistemáticos modernos para designar los elementos químicos?
- 4.7 ¿Cuál de los elementos siguientes ha sido sintetizado pero no está presente en la naturaleza? (Ha sido hallado en las estrellas.)

a. arsénico	b. boro	c. cobalto
d. rubidio	e. tecnecio	
- 4.8 ¿Cuál de los elementos siguientes no está presente en la naturaleza? (Has sido hallado en las estrellas.)

a. ástato	b. boro	c. cesio
d. titanio	e. uranio	
- 4.9 ¿Cuál letra del símbolo de un elemento siempre es mayúscula cuando el símbolo tiene más de una letra?

- 4.10** ¿Quién utilizó por primera vez un sistema de símbolos de dos letras para representar los elementos?
- 4.11** Indica los símbolos correctos de los elementos siguientes.
- | | | |
|------------|--------------|----------|
| a. potasio | b. manganeso | c. cobre |
| d. oro | e. fósforo | f. flúor |
- 4.12** Indica los símbolos correctos de los elementos siguientes.
- | | | |
|-----------|-------------|----------|
| a. sodio | b. magnesio | c. cromo |
| d. hierro | e. mercurio | f. plata |
- 4.13** Indica los nombres de los elementos que estos símbolos representan.
- | | | |
|-------|-------|-------|
| a. As | b. Ba | c. Sb |
| d. Si | e. Pt | f. N |
- 4.14** Indica los nombres de los elementos que estos símbolos representan.
- | | | |
|-------|-------|-------|
| a. Sr | b. Br | c. Cl |
| d. Sn | e. W | f. Pb |
- 4.15** Consulta la tabla 4.1 y cita tres usos importantes de cada uno de los elementos siguientes.
- | | | |
|--------------|-----------|----------|
| a. antimonio | b. boro | c. cloro |
| d. manganeso | e. estaño | |
- 4.16** Consulta la tabla 4.1 y cita tres usos importantes de cada uno de los elementos siguientes.
- | | | |
|-------------|------------|-----------|
| a. argón | b. bromo | c. calcio |
| d. magnesio | e. fósforo | |
- 4.17** ¿Cuál de los elementos siguientes *no* es uno de los cuatro elementos más abundantes en la corteza terrestre?
- | | |
|-------------|--------------|
| a. aluminio | b. hidrógeno |
| c. silicio | d. hierro |
- 4.18** ¿Cuál de los elementos siguientes *no* es uno de los cuatro elementos más abundantes en la corteza humana?
- | | |
|--------------|--------------|
| a. nitrógeno | b. hidrógeno |
| c. carbono | d. hierro |
- 4.19** En términos de número total de átomos (Tabla 4.2), indica la composición del universo y coméntala en relación con la posición de los elementos en la tabla periódica.
- 4.20** En términos de número total de átomos (Tabla 4.2), indica la composición de nuestro sistema solar y coméntala en relación con la posición de los elementos en la tabla periódica.

Metales, no metales y metaloides

- 4.21** Clasifica los elementos siguientes como metales, no metales o metaloides.
- | | | |
|----------|------------|----------|
| a. boro | b. berilio | c. cloro |
| d. sodio | e. azufre | f. flúor |
- 4.22** Clasifica los elementos siguientes como metales, no metales o metaloides.
- | | | |
|------------|------------|-------------|
| a. potasio | b. bromo | c. calcio |
| d. silicio | e. fósforo | f. germanio |
- 4.23** Estudia la Fig. 4.7 y cita algunas propiedades físicas representativas de los *no metales*. Coméntalas en relación con las propiedades de los metales.
- 4.24** Estudia la Fig. 4.7 y cita algunas propiedades físicas representativas de los *metales*. Coméntalas en relación con las propiedades de los no metales.
- 4.25** ¿Cuáles de las siguientes son fórmulas de elementos incorrectas?
- | | | |
|--------------------|--------------------|--------------------|
| a. H ₂ | b. Br ₂ | c. He ₂ |
| d. Cr ₂ | e. F ₂ | |
- 4.26** ¿Cuáles de las siguientes son fórmulas de elementos incorrectas?
- | | | |
|--------------------|-------------------|--------------------|
| a. Ar ₂ | b. Fe | c. Cu ₂ |
| d. I ₂ | e. O ₂ | |
- 4.27** Describe el hidrógeno gaseoso en el nivel molecular por medio de una imagen verbal (una explicación de lo que verías).
- 4.28** Describe el helio gaseoso en el nivel molecular por medio de una imagen verbal.
- 4.29** Enumera todos los elementos que son gases a temperatura ambiente (además de los gases nobles). Clasifícalos como metales, no metales o metaloides.
- 4.30** Enumera todos los elementos que son líquidos a temperatura ambiente. Clasifícalos como metales, no metales o metaloides.
- 4.31** ¿Cuáles de los elementos siguientes *no* son buenos conductores?
- | | | |
|-------------|------------|----------|
| a. aluminio | b. azufre | c. cobre |
| d. oro | e. fósforo | f. sodio |
- 4.32** ¿Cuál de estos elementos es el que tiene el más alto punto de fusión?
- | | | |
|-------------|----------|--------------|
| a. mercurio | b. sodio | c. tungsteno |
| d. hierro | e. bromo | f. nitrógeno |
- 4.33** ¿Cuál de estos elementos es el que presenta menos lustre?
- | | | |
|-------------|------------|----------|
| a. aluminio | b. fósforo | c. cromo |
| d. plata | e. platino | |
- 4.34** ¿Cuáles de los elementos siguientes *no* son útiles?
- | | | |
|------------|-----------|----------|
| a. carbono | b. plata | c. cobre |
| d. azufre | e. hierro | |

Átomos de elementos

- 4.35** ¿Qué importantes filósofos griegos pensaban que la materia es atómica, y qué filósofos pensaron que la materia es continua?
- 4.36** ¿Es la materia continua o atómica? Explica tu respuesta.
- 4.37** Menciona a dos personas que descubrieron el oxígeno de manera independiente. ¿A cuál de ellos se acredita el descubrimiento? ¿Por qué?
- 4.38** ¿Quién fue el primero en afirmar que un compuesto químico siempre contiene elementos en ciertas proporciones definidas?
- 4.39** ¿Quién llevó a cabo experimentos cuantitativos y explicó correctamente la combustión?
- 4.40** ¿Qué ocurre durante la combustión?
- 4.41** En el laboratorio, la electrólisis de una muestra de agua

produjo 20 mL de hidrógeno y 10 mL de oxígeno. De otra muestra se obtuvieron 28 mL de hidrógeno y 14 mL de oxígeno. ¿Apoyan estos datos la ley de las proporciones definidas, la ley de las proporciones múltiples o ambas leyes?

4.42 ¿Cómo refutó la electrólisis del agua la creencia del filósofo griego de que el agua es un elemento?

La teoría atómica de Dalton

4.43 En el nivel atómico, Dalton explicó que los átomos se combinan en proporciones de números enteros. ¿Cómo explica esto el experimento de Berzelius que demuestra que 10.00 g de plomo nunca producen más de 11.56 g de sulfuro de plomo, aun cuando se agregue más azufre?

4.44 ¿Qué es un modelo científico? Cítalo un ejemplo.

4.45 Se analizaron tres muestras y se encontró que contenían sólo cobre y cloro.

	Muestra A	Muestra B	Muestra C
Cloro	5.50 g	20.0 g	12.0 g
Cobre	10.0 g	18.0 g	21.8 g

- ¿Qué leyes demuestran los compuestos A y C?
- ¿Qué leyes demuestran los compuestos A y B?
- ¿Cuál es la proporción de gramos de cloro de la muestra B respecto a la muestra A cuando se emplea 1.00 g de cobre?

4.46 En el caso del compuesto A del problema 4.45, ¿cuántos gramos de cloro se combinarían totalmente con 26.0 g de cobre?

4.47 En uno de los compuestos de nitrógeno y oxígeno, 14.0 g de nitrógeno se combinan con 32.0 g de oxígeno. Aplica la ley de las proporciones definidas para averiguar cuánto oxígeno deberá combinarse con una muestra de 10.5 g de nitrógeno para producir este mismo compuesto.

4.48 Un compuesto gaseoso que contiene átomos de nitrógeno y de oxígeno se emplea como anestésico en odontología. El análisis de una muestra del gas indicó 2.80 g de nitrógeno y 1.60 g de oxígeno. ¿Cuánto oxígeno se combinaría con 1.05 g de nitrógeno?

4.49 La fórmula del metano (presente en el gas natural) es CH_4 . Si una muestra de metano contiene 6×10^{10} átomos de carbono, ¿cuántos átomos de hidrógeno deben estar presentes también? ¿Cuál ley debe aplicarse para responder esta pregunta: la ley de las proporciones definidas o la ley de las proporciones múltiples?

4.50 En las moléculas de propano gaseoso, C_3H_8 , ¿cuántos átomos de hidrógeno se combinan con 6×10^{24} átomos de carbono? Si tuvieras 6×10^{24} átomos de carbono, ¿serían suficientes para servirlos en conjunto?

4.51 Explica el significado del concepto de ley científica. ¿En qué difiere del concepto de ley gubernamental? Cítalos ejemplos.

4.52 Explica el significado del concepto de teoría científica.

ca. Explícalo también en términos de la teoría atómica de Dalton.

4.53 ¿Cuál de los cinco puntos de la teoría atómica de Dalton explica la ley de conservación de la masa de Lavoisier? ¿Qué número tiene este punto y qué afirma? ¿Cómo explica la conservación de la masa?

4.54 ¿Qué es incorrecto en el primer punto de la teoría atómica de Dalton? Explica tu respuesta.

4.55 ¿Qué ley explica el tercer punto de la teoría atómica de Dalton? Explica tu respuesta.

4.56 ¿Qué es incorrecto en el segundo punto de la teoría atómica de Dalton? Explica tu respuesta.

4.57 ¿Cuál de los cinco puntos de la teoría atómica de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples del propano? Explica tu respuesta.

4.58 ¿Cuál de los cinco puntos de la teoría atómica de Dalton explica lo que ocurre en una reacción química? Explica tu respuesta. ¿Qué relación hay entre este punto y el primero de la teoría de Dalton?

Átomos y partículas subatómicas

4.59 ¿Cuáles son los nombres, cargas eléctricas y números de masa de las partículas subatómicas principales?

4.60 El número atómico siempre es igual al número de ciertas partículas subatómicas. ¿De qué partículas se trata?

4.61 ¿Por qué son neutros los átomos? Indica la ubicación dentro del átomo de las partículas que le confieren neutralidad.

4.62 Si se conoce el número de protones, de neutrones y de electrones de un átomo, ¿cómo se calcula el número de masa?

4.63 Con ayuda de la tabla periódica, averigua el número de protones y de electrones de los átomos de los elementos siguientes.

- a. calcio b. plomo c. plomo d. neón

4.64 Con ayuda de la tabla periódica, averigua el número de protones y de electrones de los átomos de los elementos siguientes.

- a. sodio b. radio c. nitrógeno d. flúor

4.65 Un átomo neutro determinado de cloro (número atómico 17) tiene un número de masa de 35.

- ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
- Indica el número de protones, de electrones y de neutrones del átomo.

4.66 Un átomo neutro determinado de cloro (número atómico 17) tiene un número de masa de 37.

- ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
- Indica el número de protones, de electrones y de neutrones del átomo.

4.67 Un átomo neutro determinado de bromo (número atómico 35) tiene un número de masa de 81.

- ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
- Indica el número de protones, de electrones y de neutrones del átomo.

4.68 Un átomo neutro determinado de bromo (número atómico 35) tiene un número de masa de 79.

- ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
- Indica el número de protones, de electrones y de neutrones de este átomo.

Isótopos y masas atómicas

4.69 Las tablas siguientes describen cuatro átomos.

	Átomo A	Átomo B	Átomo C	Átomo D
Núm. de protones	10	11	11	10
Núm. de neutrones	11	10	11	10
Núm. de electrones	10	11	11	10

- ¿Son los átomos A y B isótopos del mismo elemento?
 - ¿Son los átomos A y D isótopos del mismo elemento?
 - ¿Cuál es el número de masa del átomo A?
 - ¿Cuál es el número de masa del átomo D?
- 4.70 Las preguntas siguientes se refieren a los cuatro átomos descritos en el problema 4.69.
- ¿Son los átomos A y C isótopos del mismo elemento?
 - ¿Son los átomos B y C isótopos del mismo elemento?
 - ¿Cuál es el número de masa del átomo B?
 - ¿Cuál es el número de masa del átomo C?
- 4.71 Con respecto a un átomo de deuterio, escribe el símbolo de este isótopo en la forma A_ZX e indica su número atómico, número de masa y número de protones, neutrones y electrones.
- 4.72 Con respecto a un átomo de tritio radiactivo, escribe el símbolo de este isótopo en la forma A_ZX e indica su número atómico, número de masa y número de protones, neutrones y electrones.
- 4.73 Con respecto a un átomo de radón-222 radiactivo, presenta en la naturaleza, indica el número de
- protones
 - neutrones
 - electrones.
- 4.74 Con respecto a un átomo de estroncio-90 radiactivo, indica el número de
- protones
 - neutrones
 - electrones.
- 4.75 Con respecto a un átomo de hierro-59 radiactivo, que se utiliza para medir la duración de la vida de los glóbulos rojos de la sangre, indica el número de
- protones
 - neutrones
 - electrones.
- 4.76 Con respecto a un átomo de yodo-127 radiactivo, presenta en la naturaleza, indica el número de
- protones
 - neutrones
 - electrones.
- 4.77 Calcula la masa atómica media del elemento boro, que tiene dos isótopos. Utiliza los datos de la tabla 4.5.
- 4.78 Calcula la masa atómica media del elemento cobre, que tiene dos isótopos. Utiliza los datos de la tabla 4.5.
- 4.79 Calcula la masa atómica media del elemento magnesio, que tiene tres isótopos. Utiliza los datos de la tabla 4.5.
- 4.80 Analiza el concepto de masa atómica media en relación con un elemento específico. ¿Cómo se compara con la masa atómica media de un elemento en la tabla periódica?

Cómo contar con moles

- 4.81 Concepto: Se puede calcular la masa de un solo objeto si se conoce el número de objetos y la masa total.
- Si 100 monedas tienen una masa total de 226.13 g, ¿cuál es la masa de una moneda?
 - La masa de un mol de carbono (carbón vegetal) es de 12.00 g, y contiene 6.022×10^{23} átomos de carbono. ¿Cuál es la masa de un átomo de carbono?
- 4.82 Concepto: Se puede calcular el número de objetos que hay en una muestra si se conoce la masa total y la masa de un solo objeto.
- Si la masa de un puñado de clips que has tomado con la mano es de 53.8271 g, y la masa de un clip es de 0.3929 g, ¿cuántos clips tienes en la mano?
 - Si tienes 18.00 g de carbono (carbón vegetal) y un mol de carbono tiene una masa de 12.00 g, determina el número de moles de carbono y el número de átomos de carbono que tienes.
- 4.83 ¿Cuál es la masa de 1 mol de calcio? ¿Cuántos átomos representa esta masa?
- 4.84 ¿Cuál es la masa de 1 mol de oro? ¿Cuántos átomos representa esta masa?
- 4.85 ¿Cuál es la masa de 1 mol de aluminio? ¿Cuántos átomos de aluminio hay en esta cantidad?
- 4.86 ¿Cuál es la masa de 1.650 mol de aluminio? ¿Cuántos átomos de aluminio hay en esta cantidad?

Masa molar y fórmulas químicas

- 4.87 La leche de magnesia contiene hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$.
- ¿Cuál es la masa de 1 mol de $Mg(OH)_2$?
 - ¿Cuál es la masa de 1.27 mol de $Mg(OH)_2$?
- 4.88 Se emplean pequeñas cantidades de ácido fosfórico, H_3PO_4 , en los alimentos y bebidas.
- ¿Cuál es la masa de 1 mol de H_3PO_4 ?
 - ¿Cuál es la masa de 0.731 mol de H_3PO_4 ?
- 4.89 Calcula la masa de un mol de cada sustancia.
- $CaCO_3$ (carbonato de calcio; en la piedra caliza, el mármol y ciertos anticorrosivos)
 - NH_4NO_3 (nitrato de amonio; se emplea en fertilizantes y explosivos)
 - Na_3PO_4 (fosfato de sodio; se usa para limpiar superficies antes de pintarlas)
- 4.90 Calcula la masa de un mol de cada sustancia.
- SO_2 (dióxido de azufre; gas que origina problemas de contaminación)
 - Na_2CO_3 (carbonato de sodio; se emplea como agente ablandador de agua)
 - H_2SO_4 (ácido sulfúrico; es un importante ácido industrial)
- 4.91 Calcula la masa de 1.22 moles de cada una de las sustancias en el problema 4.89.
- 4.92 Calcula la masa de 1.22 moles de cada una de las sustancias en el problema 4.90.



Elementos de la tabla periódica

Lleva a cabo la siguiente actividad sobre algunos elementos de la tabla periódica. Puedes consultar libros de texto, páginas de Internet, enciclopedias, y otros recursos bibliográficos que consideres adecuados.

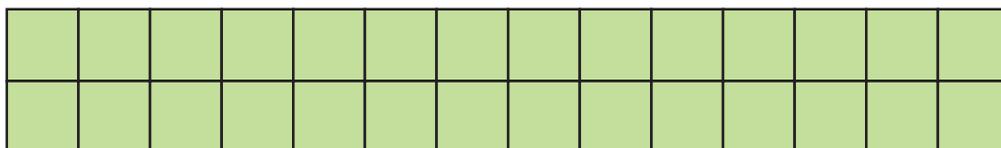
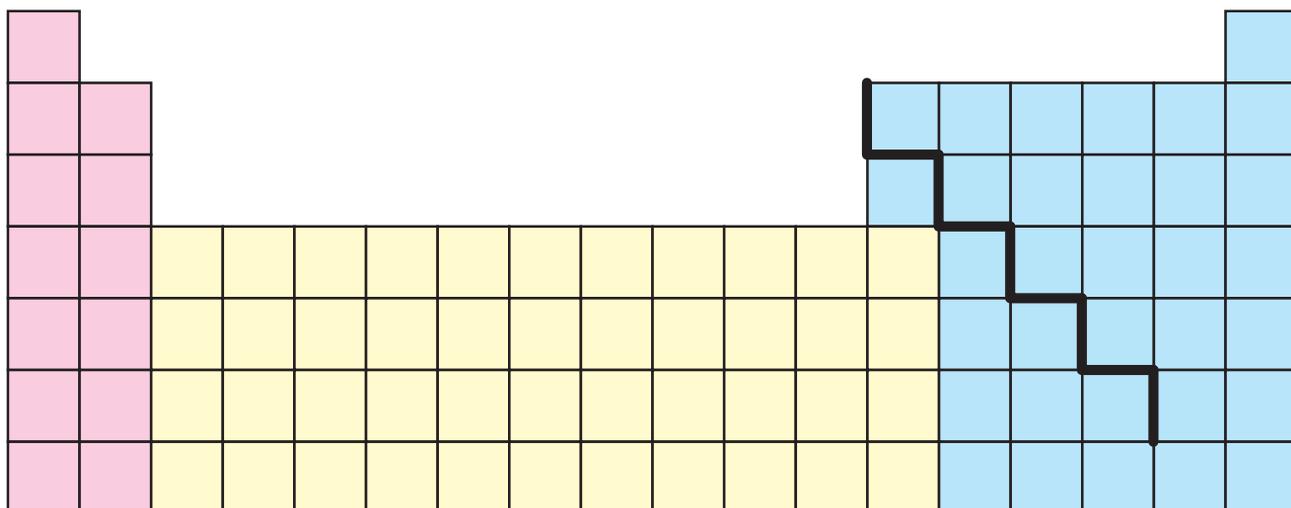
Procedimiento

1. En la siguiente tabla se presenta información sobre algunos elementos; con base en ella y con ayuda de una tabla periódica completa, determina el símbolo y el número atómico del elemento al que alude. Te sugerimos revisar la tabla 4.1: Nombres, símbolos y usos de algunos elementos importantes. Después, escribe el símbolo en la casilla correspondiente de la tabla periódica de la siguiente página.

Característica	Nombre y símbolo del elemento	Número atómico
Elemento que tiene el punto de fusión más alto de los metales.		
Elemento que fue descubierto por Andrés Manuel del Río en 1801.		
Elementos (2) cuyo nombre les fue asignado en honor a dos continentes.		
Elemento metálico sólido con punto de fusión tan bajo que incluso puede fundirse en la palma de la mano.		
Elemento cuyo nombre significa "sol".		
Elemento utilizado para fabricar imanes permanentes.		
Es un elemento metálico líquido color plateado		
Elemento cuyas formas alotrópicas son: el grafito, diamante, fullereno, los nanotubos y el grafeno (descubierto en el 2004).		
Es el metal alcalino térreo más pesado.		

2. Ahora te presentamos los símbolos y números atómicos de algunos elementos. Escríbelos en el esquema de la tabla periódica y con base en su ubicación y con ayuda de una tabla periódica completa, anota algunas propiedades del elemento.

Nombre y símbolo del elemento	Número atómico	Propiedades
Cl	17	
Kr	36	
U	92	
K	19	
Cr	24	
Au	79	
Cm	96	
As	33	
Te	52	



CONTENIDO

- 7.1 Orden a partir del caos: descubrimientos sobre la periodicidad
- 7.2 La tabla periódica en nuestros días
- 7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico
- 7.4 Energía de ionización
- 7.5 Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición
- 7.6 Tendencias de la densidad y la conductividad
- 7.7 Examen de los elementos por grupos
- 7.8 Metales de transición
- 7.9 Metales de transición interna

Propiedades periódicas de los elementos



Hay belleza en la ROSA que surge de la incorporación ordenada de pétalos, capa sobre capa, hasta formar un hermoso capullo o una flor.

Hay belleza en la MÚSICA que surge de una serie de tonos que se conjugan, octava tras octava, a partir de un conjunto fundamental de notas, hasta formar un espectro total de sonido.

Hay belleza en la QUÍMICA que surge de una serie de propiedades de elementos que se repiten una y otra vez, periodo tras periodos, en la tabla periódica.

—Ralph Burns

Al estudiar las diversas propiedades de los elementos y sus reacciones, los químicos comprendieron que estas propiedades se presentan de forma periódica, y que estas propiedades guardan una relación directa con la estructura electrónica. En este capítulo explicaremos lo valiosísima que resulta la tabla periódica para predecir ciertas propiedades de los elementos. Asimismo, incluiremos algunos usos prácticos de los elementos y sus propiedades.

7.1 Orden a partir del caos: descubrimientos sobre la periodicidad

Hagamos un viaje imaginario en el tiempo, al siglo XIX. En esa época se descubrían nuevos elementos con una frecuencia sorprendente. Ya para 1830 se conocían 55 elementos, todos ellos con propiedades que parecían distintas y sin un orden evidente. Las personas en general —no sólo los científicos— tienden a buscar patrones regulares en la naturaleza e intentan encontrar orden en medio de un caos aparente. Varios químicos hicieron intentos por organizar los elementos de alguna forma sistemática. En 1817 J. W. Dobereiner, profesor de química en Alemania, demostró que la masa atómica del estroncio se aproxima mucho a un promedio de las masas atómicas de dos metales similares: el calcio y el bario. Tiempo más tarde, descubrió que hay otras *triadas* de elementos similares, como litio, sodio y potasio, o cloro, bromo y yodo (Fig. 7.1). Dobereiner recomendó clasificar los elementos por triadas, pero no consiguió identificar suficientes de ellas para que el sistema fuese útil. Su propuesta no encontró la aceptación deseada, pero se le reconoce por estos intentos precursores de clasificar los elementos. Se propusieron también otros esquemas de clasificación, entre ellos el de Newlands. ■

La organización más satisfactoria de los elementos fue obra de Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), un profesor ruso de química (Fig. 7.2), quien señaló que las propiedades, tanto físicas como químicas, de los elementos varían periódicamente al aumentar la masa atómica. ■ Esto se conoce como la **ley periódica**. En 1869, a la edad de 35 años, Mendeleev publicó una **tabla periódica** de los elementos que es parecida a la tabla periódica moderna. En su tabla los elementos estaban ordenados por masa atómica creciente, y en periodos, de modo que los elementos con propiedades químicas similares estuviesen en la misma columna vertical, o grupo. Hubo algunos casos en los que Mendeleev tuvo que colocar un elemento de masa atómica un poco mayor antes de un elemento de masa atómica algo menor. Por ejemplo, situó el telurio (con masa atómica de 127.6) antes que el yodo (con masa atómica de 126.9) porque las propiedades del telurio se parecían a las del azufre y del selenio, en tanto que el yodo se asemeja al cloro y al bromo.

Mendeleev dejó algunos huecos en su tabla. En vez de considerar esos espacios en blanco como defectos, audazmente predijo la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos. Más aún, predijo incluso las propiedades de algunos de esos elementos faltantes. En vida de Mendeleev se descubrieron varios elementos nuevos, entre ellos el

■ Ley de las octavas

En 1864, el químico inglés John A. R. Newlands propuso su “ley de las octavas” después de advertir que, cuando se organizan los elementos en orden de masa atómica creciente, cada octavo elemento tiene propiedades similares. (En esa época aún no se habían descubierto los gases nobles.) El trabajo de Newlands fue ridiculizado por otros científicos de la Royal Chemical Society, quienes se negaron a publicarlo, pero muchos años más tarde fue distinguido por la misma sociedad por sus importantes aportaciones.

■ Para Mendeleev, la periodicidad estaba relacionada con la masa atómica, pero hoy día se usa el número atómico. Véase el trabajo de Moseley en la sección 7.2.

IA										VIII															
1 H 1.01																			2 He 4.00						
IIA																		III	IVA	VA	VIA	VIIA			
3 Li 6.94	4 Be 9.01																			5 B 10.8	6 C 12.0	7 N 14.0	8 O 16.0	9 F 19.0	10 Ne 20.2
11 Na 23.0	12 Mg 24.3																			13 Al 27.0	14 Si 28.1	15 P 31.0	16 S 32.1	17 Cl 35.5	18 Ar 40.0
19 K 39.1	20 Ca 40.1	21 Sc 45.0	22 Ti 47.9	23 V 50.9	24 Cr 52.0	25 Mn 54.9	26 Fe 55.9	27 Co 58.9	28 Ni 58.7	29 Cu 63.5	30 Zn 65.4	31 Ga 69.7	32 Ge 72.6	33 As 74.9	34 Se 79.0	35 Br 79.9	36 Kr 83.8								
37 Rb 85.5	38 Sr 87.6	39 Y 88.9	40 Zr 91.2	41 Nb 92.9	42 Mo 95.9	43 Tc (99)	44 Ru 101	45 Rh 103	46 Pd 106	47 Ag 108	48 Cd 112	49 In 115	50 Sn 119	51 Sb 122	52 Te 128	53 I 127	54 Xe 131								
55 Cs 133	56 Ba 137	57 La 139	72 Mf 179	73 Ta 181	74 W 184	75 Re 186	76 Os 190	77 Ir 192	78 Pt 195	79 Au 197	80 Hg 201	81 Tl 204	82 Pb 207	83 Bi 209	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)								
87 Fr (233)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (268)	110 (269)	111 (272)	112 (277)			114 (285)			116 (289)								

Figura 7.1 Los pesos atómicos de los elementos centrales de cada triada de elementos tienen valores numéricos similares. El peso atómico de los elementos de la triada



Figura 7.2 Dmitri Mendeleev (1834-1907) fue el químico ruso que inventó la tabla periódica de los elementos. Nació en Siberia, fue el menor de 17 hermanos.

Véanse los problemas 7.1-7.8.

Un premio perdido

Mendeleev no recibió el Premio Nobel de Química de 1906 por un solo voto, y murió antes de la elección del año siguiente. Al elemento 101 (descubierto en 1955) se le dio el nombre de mendelévio en su honor.

escandio (Sc), el galio (Ga) y el germanio (Ge); sus propiedades químicas coincidieron, dentro de límites estrechos, con las propiedades pronosticadas por Mendeleev.

Aunque se reconoce a Mendeleev como el descubridor de la tabla periódica, el químico alemán Lothar Meyer había ideado de forma independiente su propia tabla periódica en 1868, pero su trabajo no se publicó hasta 1870, un año después de la publicación de Mendeleev, quien, sin embargo, ya había logrado considerable notoriedad al predecir audazmente las propiedades químicas de los elementos descubiertos.

EJEMPLO 7.1 Predicción de las masas atómicas

Para la tríada Li, Na y K, determina la masa atómica del Na con una precisión de 0.1 uma, calculando el promedio de las masas del Li y K. (Las masas atómicas aparecen en la tabla periódica de la parte interior de la portada de este libro.) Compara tu respuesta con la masa atómica del sodio que presenta la tabla.

SOLUCIÓN

$$\frac{\text{Li uma} + \text{K uma}}{2} = \frac{6.9 \text{ uma} + 39.1 \text{ uma}}{2} = 23.0 \text{ uma}$$

Esta masa atómica del sodio, Na, coincide con el valor que se muestra en la tabla periódica.

EJERCICIO 7.1

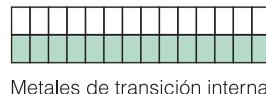
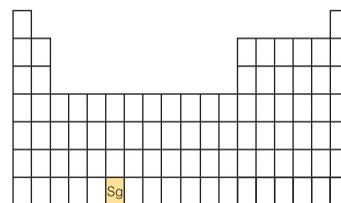
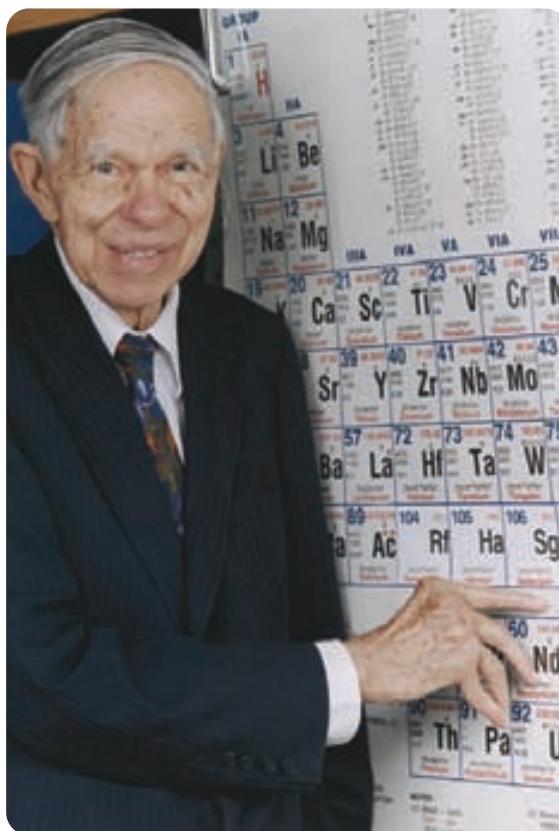
- Determina la masa atómica prevista para el escandio con una aproximación de 0.1 uma promediando las masas del Ca y del Ti. Compara tu respuesta con la masa del Sc que se muestra en la tabla periódica.
- Determina la masa atómica prevista para el germanio con una aproximación de 0.1 uma promediando las masas del Si y del Sn. Compara tu respuesta con la masa del Ge que se muestra en la tabla periódica.

7.2 La tabla periódica en nuestros días

Desde la época de Mendeleev, la tabla periódica ha experimentado numerosos cambios para incluir elementos nuevos, valores más exactos y diferentes formas de rotular los grupos (columnas) de elementos de la tabla. El interior de la cubierta de este libro muestra una tabla periódica moderna, la cual será conveniente consultar con frecuencia. En la tabla periódica moderna el orden de los elementos coincide con el aumento en el número atómico, es decir, en el número de protones presentes en el núcleo de cada elemento. Aproximadamente 45 años después de que Mendeleev ideara la tabla periódica, pero tan sólo dos años después de las investigaciones de Rutherford sobre el núcleo, Henry Moseley, un estudiante de posgrado que trabajaba con Rutherford, perfeccionó una técnica para establecer el tamaño de la carga positiva de un núcleo. Moseley concluyó que cada elemento difiere de todos los demás elementos en que tiene un número de protones (o número atómico) distinto. En el caso de la mayor parte de los elementos, el aumento en el número atómico coincide con un aumento de masa atómica. Son excepciones a esta regla el telurio y el yodo, ya mencionados, así como el cobalto, el níquel, el argón y el potasio.

En la actualidad, los elementos están organizados en la tabla periódica en orden del *número atómico*, no de la masa atómica, creciente. Observa que no falta ningún número atómico entre los primeros 112 elementos incluidos en la tabla. Por tanto, podemos estar seguros de que jamás se descubrirá algún elemento intermedio entre dos cualesquiera de estos 112 elementos.

Las dos filas de metales de transición interna, situados debajo del cuerpo principal de casi todas las tablas periódicas actuales, no formaban parte de la tabla periódica de Mendeleev. Hasta antes de que Glenn T. Seaborg (1912-1999) desoyera el consejo de sus colegas



Metales de transición interna

Figura 7.3 Glenn T.S eaborg (1912-1999), quien participó en el descubrimiento y preparación de varios elementos transuránicos, también hizo historia cuando modificó la tabla periódica colocándola debajo del cuerpo principal de la tabla, junto con los demás elementos de transición interna, como quís e muestra. Fue uno de los galardonados con el Premio Nobel de Química en 1951. Al elemento 106 se le dio el nombre de seaborgio, Sg, en su honor.

y publicara su propia versión de la tabla periódica, los elementos de número atómico 90, 91 y 92 (torio, Th, protactinio, Pa, y uranio, U) seguían al actinio en el cuerpo principal de la tabla periódica (Fig. 7.3). Seaborg estaba convencido de que el Th, el Pa y el U, así como los recién descubiertos elementos transuránicos precisamente los que Seaborg y sus colegas sintetizaron en la Universidad de California en Berkeley, tenían propiedades semejantes a las de los demás elementos de transición interna situados debajo del cuerpo principal de la tabla periódica. Su modificación de la tabla periódica hizo posible predecir con exactitud las propiedades de elementos transuránicos aún no descubiertos. La síntesis de varios de estos elementos probó que Seaborg tenía razón; su perspicacia cambió la forma de las tablas periódicas que se usan hoy en día.

Periodos de elementos: tendencias generales

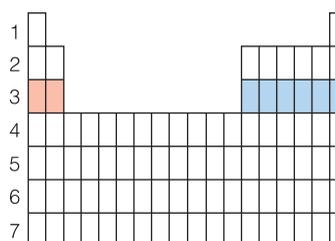
Un **periodo de elementos**, una fila horizontal (Fig. 7.4), de la tabla periódica presenta una variación en cuanto a propiedades físicas y químicas que muestra un estrecho paralelismo con la variación de las propiedades de otros periodos. Por ejemplo, el segundo y tercer periodos de elementos comienzan con metales brillantes y reactivos a la izquierda, seguidos de sólidos opacos y no metales reactivos. Cada periodo termina en un gas noble incoloro y no reactivo. Esta tendencia del aspecto va de la mano de la tendencia del carácter metálico al no metálico dentro de un periodo.

El aumento en el número de electrones de valencia de los elementos del tercer periodo es paralelo al incremento en el número de electrones de valencia de los elementos del segundo periodo. El primer elemento de cada periodo tiene un electrón de valencia en su nivel de energía más alto. Por ejemplo, el litio tiene un electrón en su segundo nivel de

Conexión con el aprendizaje

Los **elementos transuránicos** son los que siguen al uranio en la tabla periódica; es decir, son los elementos de número atómico mayor de 92.

Figura 7.4 En la tabla periódica hay siete periodos de elementos. Aquí se destaca el periodo 3.



EJEMPLO 7.2 Fundamentos de la tabla periódica

Indica el nombre de la familia de elementos con números atómicos 9, 17, 35, 53 y 85, y describe sus semejanzas en términos de propiedades metálicas o no metálicas, número de electrones de valencia y subniveles de electrones.

SOLUCIÓN Se trata de la familia de elementos de los halógenos (identificada en el capítulo 4). Todos los halógenos son no metales con siete electrones de valencia (dos electrones de valencia en el nivel s , y cinco más, en un subnivel p).

EJERCICIO 7.2

- (a) ¿Qué periodos de elementos contienen metales de transición? ¿Cuáles no los contienen?
- (b) ¿Qué periodos de elementos contienen metales de transición interna?

Véanse los problemas 7.9-7.22.

7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico

No es posible establecer el radio o volumen exacto de un átomo porque éste no es una esfera dura con límites definidos. La probabilidad de encontrar un electrón disminuye a distancias mayores respecto al núcleo, de una manera comparable con la disminución del oxígeno atmosférico al aumentar la distancia respecto a la Tierra. Por consiguiente, el tamaño atómico se basa en una distancia media entre los electrones externos y el núcleo. El radio de un átomo se puede citar en angstroms ($1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$), pero las unidades SI son los nanómetros ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$) o picómetros ($1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$). Por ejemplo, un átomo de sodio tiene un radio de 1.86 \AA , 0.186 nm o 186 pm .

Tendencias del tamaño atómico

La variación del tamaño de los átomos es una propiedad periódica, como se muestra en la Fig. 7.6. Observa que cada máximo de la gráfica representa el radio relativamente grande del átomo de un metal alcalino. En la Fig. 7.7 se muestran en formato de tabla periódica, con fines comparativos, los radios atómicos de los elementos representativos. Las tendencias del tamaño atómico se resumen como sigue.

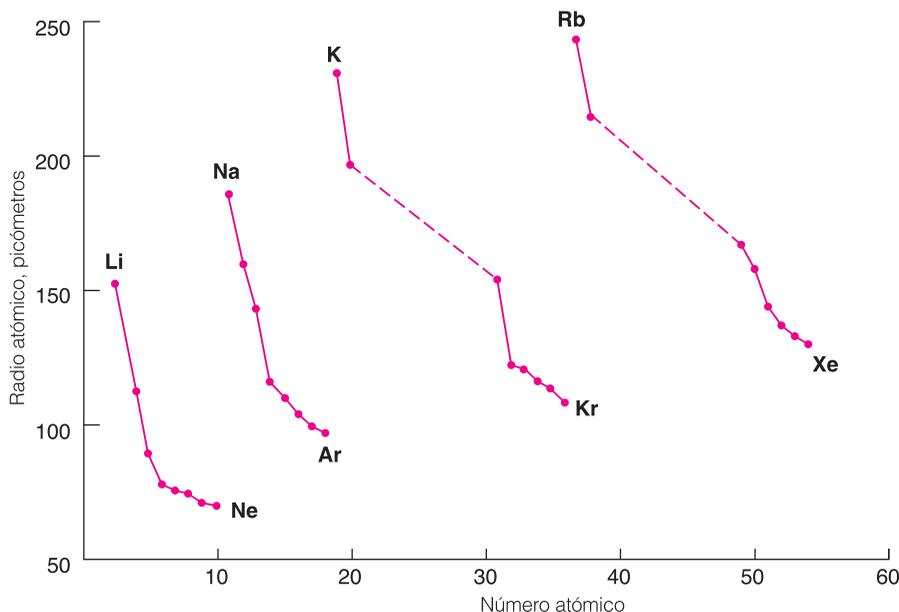


Figura 7.6 El tamaño atómico es una propiedad periódica, como lo indica la gráfica que muestra el radio atómico en función del número atómico de los elementos de los periodos 2, 3, 4 y 5. (No se incluye el tamaño de los metales de transición.)

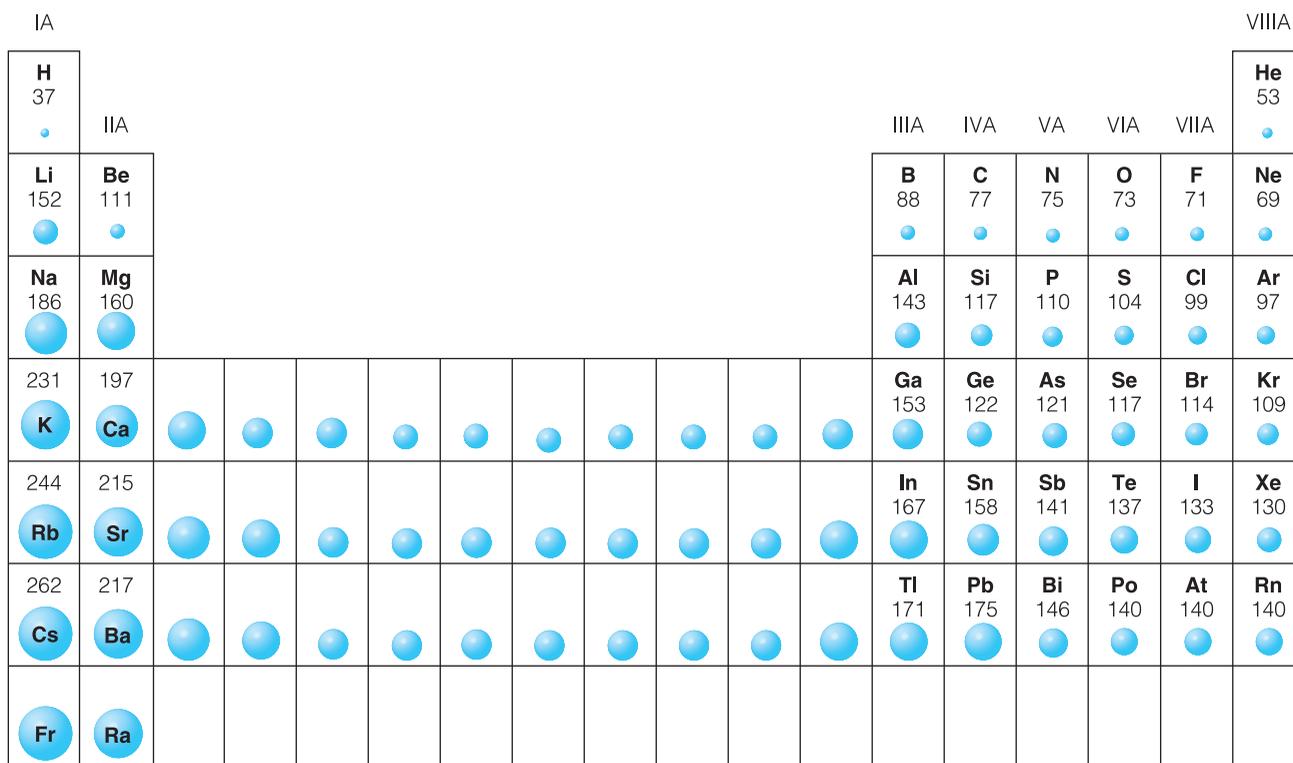


Figura 7.7 Radios atómicos de los elementos representativos expresados por círculos.

Dentro de un PERIODO, el tamaño atómico tiende a disminuir conforme el número atómico aumenta.

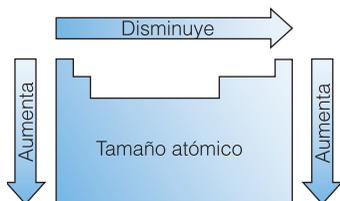
Dentro de cada grupo (o familia) de elementos, el tamaño de los átomos *aumenta* a medida que los electrones ocupan niveles de energía más altos. Sin embargo, dentro de cada periodo de elementos el tamaño atómico tiende a *disminuir* a medida que se incorporan más electrones a un nivel de energía específico. Esto se debe a que cada elemento de un periodo tiene un protón más que el elemento precedente, y el aumento de carga nuclear atrae la nube electrónica más cerca del núcleo. Las tendencias de los datos de la Fig. 7.7 se resumen en la Fig. 7.8.

Iones y tendencias del tamaño iónico

Cuando un átomo o grupo de átomos gana o pierde uno o más electrones, se forma una partícula con carga llamada **ion**. Los átomos metálicos —los cuales tienen casi todos menos de cuatro electrones de valencia— tienden a perder sus electrones de valencia para formar iones positivos conocidos como **catiónes**. El radio de un ion metálico es aproximadamente el mismo que el del átomo correspondiente (Fig. 7.9).

Los átomos no metálicos tienden a ganar electrones para formar **aniones** negativos. Por ejemplo, los halógenos, con siete electrones de valencia, ganan con facilidad un electrón para llenar totalmente un nivel de energía externo con ocho electrones: un octeto de electrones. Debido a que un ion halógeno —el ion de un halógeno— tiene un electrón más que el número de protones, su carga iónica es 1⁻. Un ion negativo es considerablemente más grande que el átomo no metálico correspondiente. Por ejemplo, el radio de un ion

Figura 7.8 Tendencias generales del tamaño atómico.



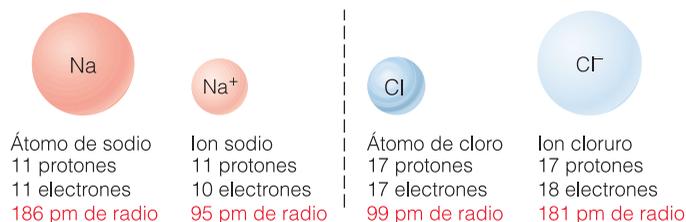


Figura 7.9 El radio de un ion metálico es aproximadamente el doble del radio del átomo correspondiente. El radio de un ion no metálico es aproximadamente el doble del radio del átomo no metálico correspondiente.

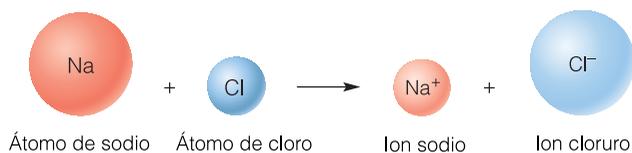
cloruro (181 pm) es aproximadamente dos veces mayor que el radio de un átomo de cloro (99 pm). Dentro de una familia de elementos el tamaño atómico, y también el iónico, aumentan con el número atómico (Fig. 7.10).

Comparemos el tamaño de un ion sodio (representado como Na^+) con el de un ion fluoruro, F^- . Estos iones son **isoelectrónicos**; es decir, tienen el mismo número total de electrones. Ambos iones tienen 10 electrones, pero el sodio tiene 11 protones (una carga nuclear de +11) y mayor atracción por sus electrones que un ion fluoruro con 9 protones (una carga nuclear de +9). Es de esperar que el ion sodio, con su mayor carga nuclear, tenga un radio más pequeño que un ion fluoruro. Se puede hacer la generalización siguiente.

En los iones isoelectrónicos, el radio disminuye a medida que la carga nuclear positiva aumenta.

Reacción de sodio con cloro

Esta información acerca de los tamaños atómicos e iónicos nos ayuda a entender lo que ocurre cuando los átomos de sodio reaccionan con átomos de cloro para formar cloruro de sodio (sal común), compuesto de iones sodio e iones cloruro.



Durante la reacción, cada átomo de sodio pierde un electrón y forma un ion sodio, mucho más pequeño. Entonces, un átomo de cloro captura este electrón para formar un ion cloruro, mucho más grande. Debido a que tanto el ion sodio como el ion cloruro tienen el mismo número de electrones, el producto resultante es estable.

EJEMPLO 7.3 Tamaño atómico y tamaño iónico

Compara el tamaño (radio) de un ion cloruro, Cl^- , con el de un ion potasio, K^+ .

SOLUCIÓN Los iones son isoelectrónicos, con un total de 18 electrones cada uno. Debido a que el núcleo con más carga positiva ejerce mayor atracción sobre sus electrones, es de esperar que el ion potasio sea más pequeño que el ion cloruro.

EJERCICIO 7.3

- ¿Qué es más grande, un átomo de potasio o un ion potasio? ¿Qué es más grande, un átomo de cloro o un ion cloruro?
- ¿Qué es más grande, un átomo de calcio o un ion calcio? Explica tu respuesta.

Átomos de los elementos del Grupo IA



152 pm



186



231



244



262

Iones de los elementos del Grupo IA



60 pm



95



133



148



169

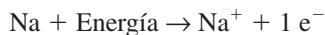
Figura 7.10 Comparación de los radios de los átomos e iones del Grupo IA, expresados en picómetros (pm).

Véanse los problemas 7.23-7.34.

7.4 Energía de ionización

Para extraer un electrón de un átomo neutro se necesita una cantidad específica de energía porque los electrones están en niveles de energía definidos. La cantidad de energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en su estado basal se llama **energía de ionización**. Ésta es otra propiedad periódica de los elementos, y es una medida de cuán estrechamente están ligados los electrones al átomo.

Por ejemplo, podemos representar la ionización de un átomo de sodio mediante la ecuación



Como repaso, recuerda que un átomo de sodio tiene 11 electrones en torno a un núcleo con 11 protones (y 12 neutrones). Cuando se suministra la energía suficiente para “arrancar” un electrón de valencia, como se representa en la ecuación, se produce un ion sodio y un electrón libre. La energía que se necesita para extraer de un átomo el electrón unido a él con menos fuerza se conoce como **primera energía de ionización**. Se requiere más energía para extraer cada electrón adicional, para la segunda y tercera ionizaciones, etc., porque la carga positiva aumenta en uno a medida que se extrae cada electrón sucesivo. La energía de ionización se expresa en diferentes unidades de energía, como kilojoules por mol, kilocalorías por mol y electrón-volts por átomo, por ejemplo.

En la tabla 7.1 se indican las primeras energías de ionización de los elementos de los primeros tres periodos. Advierte que los gases nobles (números atómicos 2, 10, 18, ...), que son los elementos más estables desde el punto de vista químico, tienen energías de ionización muy grandes, en tanto que los metales reactivos del Grupo IA (números atómicos 1, 3, 11, ...) tienen energías de ionización pequeñas. Se pueden hacer las generalizaciones siguientes.

Dentro de cada PERIODO, la energía de ionización de los elementos aumenta con el número atómico.

Dentro de un GRUPO, la energía de ionización de los elementos disminuye conforme el número atómico aumenta.

Los elementos más metálicos (Grupo IA) tienen las energías de ionización más pequeñas.

La variación periódica de las primeras energías de ionización se aprecia con claridad en la gráfica de energía de ionización en función del número atómico, como se ilustra en la Fig. 7.11. Estas tendencias muestran un estrecho paralelismo con las variaciones de tamaño atómico. En general, se necesita más energía para extraer un electrón de un átomo más pequeño; su electrón más externo está más próximo al núcleo. Advierte que la energía de ionización de los gases nobles, los puntos máximos de la gráfica, disminuye constantemente a medida que el número atómico aumenta. En otras palabras, la energía de

Tabla 7.1 Primeras energías de ionización (E.I.) de los primeros 18 elementos, en kJ/mol

Periodo1	H							He
E.I.	1312							2371
Periodo2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E.I.	520	900	800	1086	1402	1314	1681	2080
Periodo3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
E.I.	496	738	577	786	1012	1000	1255	1520

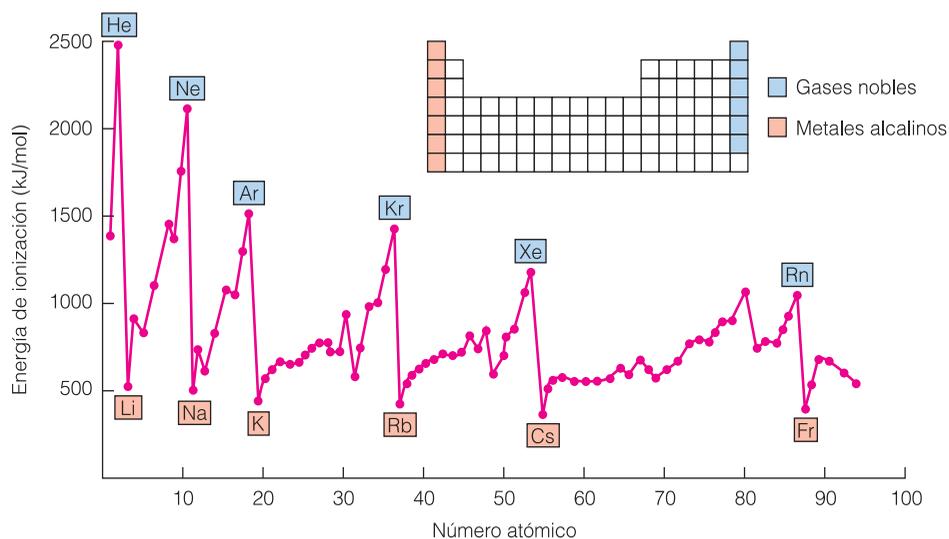


Figura 7.11 La variación de la energía de ionización es una propiedad periódica. Las primeras energías de ionización se indican aquí en kilojoules por mol.

La energía de ionización disminuye dentro de una familia o grupo conforme el tamaño atómico aumenta. Observa además que las energías de ionización de los metales alcalinos, los puntos mínimos de la gráfica, disminuyen a medida que el número y el tamaño atómico aumentan. En la Fig. 7.12 se resumen estas tendencias de las energías de ionización en relación con la tabla periódica. Los metales de la esquina inferior izquierda de la tabla periódica tienen las energías de ionización más pequeñas, y forman con facilidad iones metálicos positivos al perder electrones.

EJEMPLO 7.4 Energía de ionización

Selecciona en cada par el elemento del que cabría esperar la energía de ionización más pequeña. Explica por qué. (Consulta la tabla periódica.)

- (a) B y O (b) Li y Cs

SOLUCIÓN

- (a) Es de esperar que el **boro** tenga la energía de ionización más pequeña porque la energía de ionización aumenta dentro de un período (de izquierda a derecha).
- (b) Es de esperar que el **cesio** tenga la energía de ionización más pequeña porque la energía de ionización disminuye dentro de un grupo conforme el número atómico aumenta.

EJERCICIO 7.4

- (a) Después de examinar la gráfica que muestra las energías de ionización, ¿a qué conclusión llegas?
- (b) Analiza las energías de ionización de los metales del Grupo IIA.

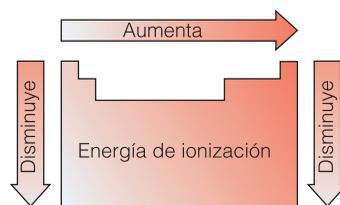


Figura 7.12 La energía de ionización de los elementos de un período aumenta con el número atómico. Dentro de un mismo grupo, la energía de ionización disminuye conforme el número atómico aumenta.

Véanse los problemas 7.35-7.44.

7.5 Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición

Las tendencias de los puntos de fusión y de ebullición son una medida de las fuerzas de atracción entre átomos o moléculas. Por ejemplo, los primeros dos halógenos, flúor y cloro, son gases a temperatura ambiente. Les sigue el bromo, que es un líquido rojizo, y el yodo, un sólido de color gris acerado. Esta tendencia de gas a líquido y finalmente a sólido es un ejemplo patente del aumento de la atracción y de los puntos de fusión a medida que los átomos de halógeno se hacen más grandes y su número atómico aumenta. Hay además una tendencia paralela de puntos de ebullición crecientes. Por otra parte, los metales del Grupo IA muestran la tendencia opuesta, con una disminución de los puntos de

Tabla 7.2 Puntos de fusión y de ebullición de algunos elementos

Metales alcalinos			Halógenos		
Elemento	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)	Elemento	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)
Li	454	1615	F	53	85
Na	371	1156	Cl	172	239
K	336	1032	Br	266	332
Rb	312	961	I	387	458
Cs	301	944	At	575	610

fusión y de ebullición debida al debilitamiento de los enlaces metálicos entre los átomos con el aumento de tamaño. En la tabla 7.2 se resumen los valores específicos de estos dos grupos de elementos.

Los puntos de fusión de los elementos del segundo periodo aumentan de izquierda a derecha en el caso de los primeros cuatro elementos, que son gases, como se muestra en la tabla 7.3. Advierte que el carbono tiene el punto de fusión más alto (4100 K) de los elementos del periodo 2. La forma de diamante del carbono es la más dura, y su punto de fusión es más alto que el de cualquier otro elemento. El silicio, que está exactamente debajo del carbono en la tabla periódica, tiene el punto de fusión más alto entre los elementos del tercer periodo. Así pues, dentro de un periodo los puntos de fusión aumentan primero y luego disminuyen. De izquierda a derecha dentro de una fila, los puntos de fusión aumentan abruptamente conforme las fuerzas de atracción cambian, de fuertes enlaces metálicos con electrones libres, a sólidos como el carbono y el silicio donde los electrones están sujetos en una red compleja. Después, los puntos de fusión descienden bruscamente en los no metales, que tienen fuerzas de atracción muy débiles. Además del diamante, ya mencionado, el tungsteno (W) y otros metales de transición que se agrupan en torno al tungsteno en los periodos 5 y 6 tienen puntos de fusión muy altos (Fig. 7.13). ■

■ Conexión con el aprendizaje

Debes ser capaz de señalar las regiones de la tabla periódica donde los puntos de fusión de los elementos son más altos.

EJEMPLO 7.5 Tendencias de los puntos de fusión

¿Cuál es el elemento de cada par que tiene el punto de fusión más alto? Ten en cuenta su posición en la tabla periódica.

- (a) Li y K (b) F₂ y Br₂ (c) Fe y Se

SOLUCIÓN

- (a) El Li tiene un punto de fusión más alto que el K; los puntos de fusión *disminuyen* de arriba hacia abajo en el Grupo IA.
- (b) El Br₂ tiene un punto de fusión más alto que el F₂; los puntos de fusión *aumentan* de arriba hacia abajo en el caso de los halógenos.
- (c) El Fe tiene un punto de fusión más alto que el Se; dentro de un mismo periodo, los puntos de fusión *aumentan* primero y luego *disminuyen*.

Tabla 7.3 Puntos de fusión y densidades de los elementos del periodo 2

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Punto de fusión (K)	454	1560	2300	4100	63	50	53	25
Densidad*	0.53	1.85	2.34	2.62	1.2†	1.4†	1.7†	0.90†

*Las densidades se indican en gramos por centímetro cúbico excepto las de los gases (†), que se expresan en gramos por litro.

	IA																				VIIIA															
1	H -259.2																				He -269.7															
2	Li 180.5		Be 1283												B 2027		C 4100		N -210.1		O -218.8		F -219.6		Ne -248.6											
3	Na 98		Mg 650												Al 660		Si 1423		P 44.2		S 119		Cl -101		Ar -189.4											
4	K 63.2		Ca 850		Sc 1423		Ti 1677		V 1917		Cr 1900		Mn 1244		Fe 1539		Co 1495		Ni 1455		Cu 1083		Zn 419.5		Ga 29.78		Ge 960		As 817		Se 217.4		Br -7.2		Kr -157.2	
5	Rb 38.8		Sr 770		Y 1500		Zr 1852		Nb 2487		Mo 2610		Tc 2127		Ru 2427		Rh 1966		Pd 1550		Ag 960.8		Cd 320.9		In 156.2		Sn 231.9		Sb 630.5		Te 450		I 113.6		Xe -111.9	
6	Cs 28.6		Ba 710		La 920		Hf 2222		Ta 2997		W 3380		Re 3180		Os 2727		Ir 2454		Pt 1769.3		Au 1063		Hg -38.9		Tl 303.6		Pb 327.4		Bi 271.3		Po 254		At		Rn -71	

Figura 7.13 Puntos de fusión de los elementos.

EJERCICIO 7.5

- (a) Analiza la tendencia general de los puntos de fusión de los elementos del periodo 4 del at ablap eriódica.
- (b) Analiza la tendencia general de los puntos de fusión de los elementos de transición del periodo 5 de la tabla periódica.

Véanse los problemas 7.45-7.48.

7.6

Tendencias de la densidad y la conductividad

Examinemos la densidad y la conductividad de los elementos para saber si existe alguna relación con su posición en la tabla periódica.

Densidad de los elementos

Con pocas excepciones, dentro de cada grupo o familia la densidad de los elementos aumenta con el número atómico. En un mismo periodo de elementos, la densidad aumenta primero y luego disminuye (Fig. 7.14). Esta tendencia es más evidente en los elementos de los periodos 4, 5 y 6. Por ejemplo, el cobalto, el níquel y el cobre, que están cerca del centro del periodo 4, son los elementos más densos de este periodo. Las densidades de los elementos del periodo 5 son casi 50% más grandes que las densidades de los elementos correspondientes del periodo 4.

Los elementos con mayor densidad son los metales del centro del periodo 6, que incluyen el osmio (Os), el iridio (Ir) y el platino (Pt), todos ellos con densidades de aproximadamente 22 g/cm^3 . Estas densidades son casi dos veces mayores que las de los metales más densos del periodo 5.

Para resumir,

Dentro de un GRUPO, la densidad de los elementos aumenta con el número atómico.

Dentro de un PERIODO, la densidad de los elementos aumenta primero y luego disminuye.

Los elementos con mayor densidad están en el centro del periodo 6.

	IA										VIII A									
1	H 0.071															He 0.126				
2	Li 0.53	Be 1.8									B 2.5	C 2.26	N 0.81	O 1.14	F 1.11	Ne 1.204				
3	Na 0.97	Mg 1.74									Al 2.70	Si 2.4	P 1.82w	S 2.07	Cl 1.557	Ar 1.402				
4	K 0.86	Ca 1.55	Sc (2.5)	Ti 4.5	V 5.96	Cr 7.1	Mn 7.4	Fe 7.86	Co 8.9	Ni 8.90	Cu 8.92	Zn 7.14	Ga 5.91	Ge 5.36	As 5.7	Se 4.7	Br 3.119	Kr 2.6		
5	Rb 1.53	Sr 2.6	Y 5.51	Zr 6.4	Nb 8.4	Mo 10.2	Tc 11.5	Ru 12.2	Rh 12.5	Pd 12.0	Ag 10.5	Cd 8.6	In 7.3	Sn 7.3	Sb 6.7	Te 6.1	I 4.93	Xe 3.06		
6	Cs 1.90	Ba 3.5	La 6.7	Hf 13.1	Ta 16.6	W 19.3	Re 21.4	Os 22.48	Ir 22.4	Pt 21.45	Au 19.3	Hg 13.55	Tl 11.85	Pb 11.34	Bi 9.8	Po 9.4	At —	Rn 4.4		

Mg Símbolo
 1.74 Densidad en g/cm³ o, en el caso de los gases, en g/L

8.0-11.9 g/cm³ 12.0-17.9 g/cm³ >18.0 g/cm³

Figura 7.14 Densidad de los elementos.

EJEMPLO 7.6 Comparación de las densidades de los elementos

Compara la tendencia de la densidad de los elementos Cu, Ag y Au. Explica tu respuesta.

SOLUCIÓN El orden de densidad creciente es $\text{Cu} < \text{Ag} < \text{Au}$; el oro es el más denso de los tres metales. Los tres pertenecen al mismo grupo; la densidad aumenta de arriba hacia abajo en el grupo.

EJERCICIO 7.6

- Analiza la tendencia general de la densidad de los elementos del periodo 4 de la tabla periódica.
- Analiza la tendencia general de la densidad de los elementos del periodo 6 de la tabla periódica.

Conductividad del calor y de la electricidad

Todos los metales conducen tanto la electricidad como el calor, pero algunos presentan conductividades especialmente grandes. Entre estos últimos se cuentan, en orden de conductividad decreciente, la plata, el cobre, el oro, el aluminio, el calcio, el sodio y el magnesio. La conductividad de los demás metales es considerablemente menor. Los no metales no son conductores. No hay una tendencia real en la conductividad del calor ni de la electricidad, pero es interesante señalar que los tres mejores conductores pertenecen al Grupo IB y, junto con el sodio metálico del Grupo IA, estos metales tienen un electrón de valencia débilmente sujeto.

EJEMPLO 7.7 Comparación de las conductividades de los elementos

De los elementos Al, Au, S, P y Cu, ¿cuáles son muy buenos conductores de la electricidad?

SOLUCIÓN Los metales Al, Au y Cu son buenos conductores; los no metales no son conductores.

Conexión con el mundo real

Debido a que el sodio es buen conductor térmico y a que su punto de fusión es bajo, se emplea como líquido refrigerante en algunas centrales nucleoelectrificadas, de modo muy parecido al uso que se da al anticongelante y al agua en los motores de automóvil. Además, ciertas válvulas de escape de autos de carreras se llenan con sodio para mejorar su transferencia de calor.



(a)



(b)

Figura 7.20 Los compuestos con boro más comunes son el ácido bórico y el bórax. El bórax fue descubierto y comercializado por primera vez en el valle de California en el siglo XIX. Durante la década de 1880 a 1890, tiros de 20 mulas transportaron miles de toneladas de mena de bórax a lo largo de un camino de 265 kilómetros desde el Valle de la Muerte, a través de los montañas, hasta el ferrocarril. El "20 Mule Team" (Tiro de 20 mulas) todavía se asocia con el producto (b). Es frecuente el uso del bórax en blandadores de agua y productos para el hogar.



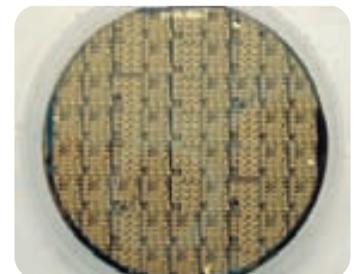
(a)



(b)

Figura 7.21 La bauxita (a) es la mena principal de donde se obtiene el aluminio (óxido de aluminio). Una vez liberado el aluminio mediante un proceso electrolítico, el aluminio se emplea en diversas aplicaciones, como aeronaves, para el aluminio y recipientes ligeros, entre otros.

Figura 7.22 Aquí se muestra un chip de circuito electrónico de silicio. El silicio se emplea en la fabricación de semiconductores para computadoras, celulares y otras aplicaciones electrónicas.



El galio funde a 29.8°C , sólo un poco por encima de la temperatura ambiente. La demanda del metal está creciendo, pues tiene aplicaciones nuevas en los semiconductores de estado sólido para computadoras y en las celdas solares (Fig. 7.22). El indio es muy blando; se emplea en transistores y recubrimientos de espejo. El talio y sus compuestos son tóxicos.

Grupo IVA: la familia del carbono

El carácter metálico aumenta de arriba hacia abajo en los elementos del Grupo IVA (Fig. 7.23): carbono (C), silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn) y plomo (Pb). Las diferencias en la organización cristalina de los átomos de carbono explican la dureza del diamante y el carácter resbaladizo de grafito negro (Fig. 7.24). Las formas diferentes de un

C
Si
Ge
Sn
Pb

Figura 7.23 Grupo IV; la familia del carbono.



Figura 7.24 El diamante (abajo a la izquierda) y el grafito (arriba a la derecha) son dos formas alotrópicas del carbono.

mismo elemento, como éstas, se llaman **alótropos**. El carbón vegetal es una forma alotrópica no cristalina, o quizá microcristalina, del carbono sin una distribución atómica definida. A mediados de los años ochenta se descubrió una nueva forma alotrópica del carbono con 60 átomos distribuidos de forma parecida a la superficie de un balón de fútbol soccer. Se suele llamar *buckybolas* a estas esferas de C_{60} . Ya para 1997, algunos científicos informaron haber producido estructuras de carbono con forma de panal llamadas *nanotubos*. Una hebra más angosta que un cabello humano podría sostener un camión con su carga completa. Se está utilizando fibra de carbono tejida en forma de láminas y

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

El desarrollo y la caracterización del grafeno lo hizo acreedor al Premio Nobel de Física 2010

Andre K. Geim (físico de Eslovenia) y Konstantine Novoselov (físico ruso) son dos científicos que en 2004 aislaron el grafeno. En 2010 fueron galardonados con el Nobel de física por su trabajo. Geim y Novoselov produjeron el grafeno eliminando capas de átomos de grafito con cinta adhesiva hasta aislar una sola capa de átomos.

El grafeno es un alótropo del carbono. Tiene una estructura como película en dos dimensiones, muy delgada, con 97.3% de transparencia. Es sumamente resistente, flexible, ligero y de alta conductividad térmica; además, es más fuerte y más rígido que el diamante y puede estirarse hasta cuatro veces su longitud, como una goma.

A partir del descubrimiento del grafeno, científicos de todo el mundo lo han investigado, y han dado lugar a importantes hallazgos. En 2008 se creó un transistor de grafeno de 1 nanómetro ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$) de sólo un átomo de espesor y 10 átomos de longitud, por lo cual es el más pequeño que se haya obtenido. Desde el punto de vista de la física, éste es una mina de oro (incluso será necesario estudiarlo por décadas, ya que ha llegado al límite de algunas de las leyes de la física).

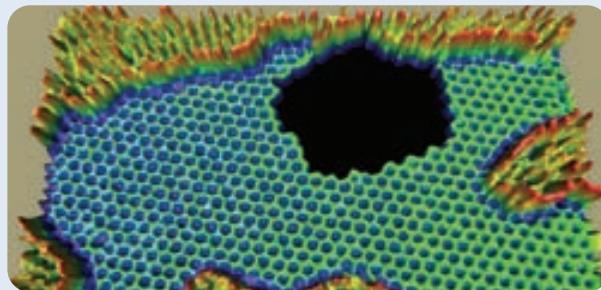
Las aplicaciones del grafeno en materia de energía también son enormes. Se está usando la película en el desarrollo de nuevos ultracapacitores para almacenar y transmitir energía eléctrica.

Fuerte, flexible y sensible a la luz, el grafeno también puede

mejorar la eficiencia de las celdas solares y los LED fácilmente, al añadirlo en aparatos como pantallas flexibles *touchscreen*, fotodetectores y láseres. En particular, puede sustituir a metales raros y caros como el platino y el iridio, con un costo menor.

Además, según Geim, el grafeno será muy útil, al permitir hacer experimentos con partículas cuánticas de alta velocidad.

Consulta estas direcciones electrónicas para más información:
<http://www.xataka.com/otros/hallan-evidencias-de-que-el-grafeno-podria-utilizarse-para-crear-chips-que-se-autoenfrien>
<http://ciencianet.com.ar/222/el-grafeno-continua-sorprendiendo>
<http://nexusfuturo.com/grafeno-nanoelectronica-futuras-aplicaciones>



El grafeno es una capa delgada de carbón, tiene una estructura como película en dos dimensiones y posee propiedades electrónicas elevadas.

cintas en el diseño de aviones avanzados (Fig. 7.25). Y en 2004 se aisló el grafeno. (Lee el recuadro de la página anterior). Además de los dos óxidos de carbono, el dióxido de carbono (CO_2) y el monóxido de carbono (CO), el carbono está presente en millones de compuestos. Entre los compuestos orgánicos (que contienen carbono) se cuentan las sustancias naturales presentes en todos los seres vivos. Todos los productos derivados del petróleo, así como los sintéticos como los plásticos, fibras y medicinas, son también compuestos orgánicos.

El segundo miembro de este grupo, el silicio, es un metaloide con propiedades de carácter predominantemente no metálico. Es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (26%), pero no se encuentra como elemento libre. La arena de cuarzo, que es dióxido de silicio, se utiliza en la producción de vidrio y cemento. Este metaloide ha tenido una influencia enorme en la tecnología moderna, pues el silicio de muy alto grado de pureza se emplea en la fabricación de semiconductores y chips de computadora (Fig. 7.26). Carborundo es el nombre comercial del carburo de silicio, un compuesto de silicio y carbono que se utiliza en herramientas de corte y esmerilado (Fig. 7.27). El germanio también es un semiconductor metaloide que se emplea en miles de aplicaciones electrónicas.

El estaño y el plomo, los últimos dos elementos del Grupo IVA, son metales típicos. Un uso importante del estaño es la fabricación de recipientes de “hojalata”. Estos recipientes se hacen en realidad de acero recubierto de una fina capa protectora de estaño, que es mucho menos reactivo que el hierro. También se utiliza un poco de estaño en aleaciones como el bronce y la soldadura, con la que se unen piezas metálicas. El plomo se emplea extensamente en la fabricación de electrodos de acumuladores para automóvil, en plomería y como escudo contra la radiación nuclear. Ciertos compuestos blancos y amarillos de plomo se emplean como pigmentos en algunas pinturas de uso doméstico. La preocupación ecológica respecto a la intoxicación por plomo ha dado lugar a restricciones en cuanto al uso de muchos compuestos de plomo.

Grupo VA

Los elementos del Grupo VA (Fig. 7.28) incluyen los no metales nitrógeno (N) y fósforo (P), los metaloides arsénico (As) y antimonio (Sb) y el metal pesado bismuto (Bi). Como se ve, en este grupo hay un cambio muy notorio de apariencia y propiedades de arriba hacia abajo.

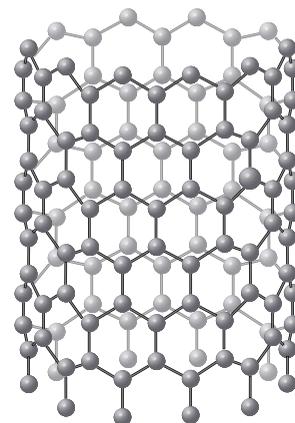


Figura 7.25 Los nanotubos de carbono tienen una estructura helicoidal formada por láminas de grafeno enrolladas. Los nanotubos pueden ser rígidos o flexibles, y se utilizan en una gran variedad de aplicaciones, como en la fabricación de cables, equipos deportivos, materiales de construcción y componentes electrónicos.

Figura 7.26 El silicio se emplea en el tambor fotosensible de las fotocopiadoras y en una extensa variedad de aplicaciones de los semiconductores.



Figura 7.27 Las ruedas de esmerilado y las piedras de amolar se hacen de carborundo, un producto comercial que contiene carburo de silicio.



N
P
As
Sb
Bi

Figura 7.28 El grupo VA.

Conexión con el mundo real

Óxidos de nitrógeno y contaminación:

A las elevadas temperaturas de los motores de automóvil, pequeñas cantidades de nitrógeno y oxígeno —del aire que se introduce en el motor— se combinan para formar diversos óxidos de nitrógeno. Estos compuestos contribuyen a la contaminación ambiental, especialmente en las zonas metropolitanas.

Figura 7.29 Son dos las formas alotrópicas del fósforo. El fósforo rojo es un sólido cristalino. El fósforo blanco es un sólido ceroso cristalino que se guarda sumergido en agua para evitar su oxidación espontánea.



Figura 7.30 Grupo VIA; la familia del oxígeno.

O
S
Se
Te
Po

El nitrógeno gaseoso diatómico (N_2) constituye el 78% en volumen del aire. Tanto el nitrógeno como el fósforo son indispensables para la vida. El nitrógeno es un elemento fundamental de todos los aminoácidos que forman las proteínas. Las moléculas de nitrógeno del aire no son muy reactivas, pero ciertas bacterias del suelo pueden “fijar” nitrógeno convirtiendo el compuesto en amoníaco, que puede ser absorbido por las raíces de las plantas. En escala industrial, se combina nitrógeno gaseoso con hidrógeno gaseoso para producir amoníaco gaseoso, NH_3 , que se emplea como fertilizante y también en la fabricación de ácido nítrico y diversos explosivos. ■

El fósforo es un sólido reactivo que no se encuentra libre en estado natural. Una forma alotrópica del fósforo es un material no cristalino y de color rojo violeta que en un tiempo se usó para fabricar fósforos. Otra forma alotrópica, de fórmula P_4 , tiene una apariencia cerosa, cristalina y de color blanco amarillento (Fig. 7.29); es necesario mantenerla inmersa en agua para evitar su combustión espontánea con el oxígeno del aire. El fósforo se emplea en la fabricación de fósforos, bombas de humo, balas trazadoras, plaguicidas y muchos otros productos. El ácido fosfórico, H_3PO_4 , se emplea en diversas bebidas gaseosas y para preparar otras sustancias químicas. Ciertos minerales que contienen fósforo son fertilizantes importantes. Este elemento es indispensable para todas las células vegetales y animales.

El arsénico es un metaloide con propiedades en las que predomina el carácter no metálico. Tanto el elemento como sus compuestos son tóxicos, en parte porque este elemento imita casi a la perfección el comportamiento químico del fósforo sin ser capaz de funcionar como éste en los tejidos vivos, con resultados letales. Ciertos insecticidas y fungicidas agrícolas contienen arsénico. El elemento se utiliza además en aplicaciones de semiconductores e inórganos.

El antimonio es un metaloide con propiedades de carácter predominantemente metálico. El elemento es quebradizo y escamoso, con lustre metálico. Se emplea para aumentar la dureza del plomo para acumuladores de automóvil, en forros de cables y en balas trazadoras. Ciertos compuestos de antimonio se utilizan en pigmentos para pinturas, en esmaltes cerámicos y en agentes a prueba de fuego.

El bismuto es el único metal verdadero de este grupo. Se utiliza en aleaciones como el peltre, y en aleaciones de bajo punto de fusión que se emplean en fusibles eléctricos y en sistemas rociadores contra incendio. Ciertos compuestos de bismuto se usan en la formulación de diversos aciales y cosméticos.

Grupo VIA

Los elementos del Grupo VIA, conocidos como la familia del oxígeno (Fig. 7.30) son el oxígeno (O), el azufre (S), el selenio (Se), el telurio (Te) y el polonio (Po). Aunque todos ellos tienen seis electrones de valencia, sus propiedades fluctúan desde no metálicas hasta metálicas en un continuo.

El oxígeno gaseoso, O_2 , es indispensable para la vida; es necesario para quemar combustibles fósiles y obtener así energía, y se consume en el metabolismo humano. En ambos procesos se desprende dióxido de carbono y agua como productos colaterales. El oxígeno constituye el 21% en volumen del aire, y el 49.5% en peso de la corteza terrestre.

La otra forma alotrópica del oxígeno es el ozono, cuya fórmula es O_3 . Es más reactivo que el oxígeno ordinario y se forma a partir de oxígeno en un arco eléctrico, por ejemplo, en el sistema de encendido de un motor eléctrico. También se produce ozono por la acción de la luz ultravioleta en el oxígeno; a él se debe el aroma “fresco” del aire durante las tormentas eléctricas. ■

El azufre es el segundo no metal del Grupo VIA. A temperatura ambiente es un sólido amarillo pálido que se encuentra libre en estado natural. Los antiguos ya lo conocían, y se menciona en el libro del Génesis con el nombre de piedra de azufre. Las moléculas de azufre contienen ocho átomos de azufre unidos en forma de anillo, S_8 . En Estados Unidos se extrae azufre de Texas y Luisiana, a lo largo de la costa del Golfo, y es especialmente importante en la fabricación de neumáticos de caucho y ácido sulfúrico, H_2SO_4 . Los compuestos de azufre son importantes para blanquear frutos y granos.

El selenio es un no metal con interesantes propiedades y usos. La conductividad eléctrica de este elemento aumenta con la intensidad de la luz. En virtud de esta foto-

conductividad, se ha empleado en medidores de luz, cámaras y fotocopiadoras, pero la preocupación que su toxicidad origina ha reducido su uso. El selenio también convierte una corriente eléctrica alterna en corriente directa, por lo cual se ha utilizado en rectificadores, como los convertidores con los que se recargan radios portátiles y herramientas eléctricas. El color rojo que el selenio imparte al vidrio resulta útil en la fabricación del entesp aras eñalesl uminosasd et ránsito.

El telurio tiene apariencia metálica, pero es un metaloide con propiedades en las que predomina el carácter no metálico. Se emplea en semiconductores y para endurecer las placas de plomo de los acumuladores y el hierro colado. Está presente en la naturaleza en varios compuestos, pero no es abundante. El polonio es un elemento radiactivo muy escaso que emite radiación alfa y gamma; su manejo es muy peligroso, y sus usos están relacionados con su radiactividad. El polonio fue descubierto por Marie Curie, quien le dio ese nombre en recuerdo de su natal Polonia.

Grupo VIIA: los halógenos

El Grupo VIIA, la familia de los halógenos (Fig. 7.31) consta del flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br), el yodo (I) y el ástato (At). El nombre de la familia (halógeno) proviene de las palabras griegas que significan “formador de sal”. Cada átomo de halógeno tiene siete electrones de valencia. Como elementos, todos los halógenos son diatómicos, es decir, tienen dos átomos por molécula. Los halógenos son demasiado reactivos para hallarse librese ne stadon atural.

El primer halógeno, el flúor, es un gas amarillo pálido y es el elemento con más carácter no metálico de todos. Muchas de sus reacciones dan por resultado explosiones o fuego. La madera y el caucho se encienden espontáneamente en flúor gaseoso. Este elemento tiene una fuerte tendencia a ganar un electrón para formar iones fluoruro, F^- . El flúor se emplea para producir compuestos con carbono llamados **fluorocarbonos**, como el Freón-12, CCl_2F_2 , que se usa como refrigerante en los acondicionadores de aire. El teflón es un fluorocarbono que es a la vez un polímero; tiene unidades moleculares de dos átomos de carbono con cuatro átomos de flúor que se repiten miles de veces en largas cadenas. Los compuestos de flúor tienen usos muy variados, desde la prevención del ac ariesd entalh astal af abricación del ubricantes.

El cloro (Fig. 7.32) es un gas amarillo verdoso, de olor irritante, que reacciona con casi todos los elementos. En concentraciones elevadas es tóxico; en concentraciones bajas puede salvar vidas, pues se emplea para purificar el agua potable. El cloro se utiliza

Conexión con el aprendizaje

Lee el recuadro “Nuestra capa atmosférica de ozono y la radiación UV” de la sección 5.2 y el recuadro “Antisépticos y desinfectantes: agentes oxidantes y la salud” de la sección.

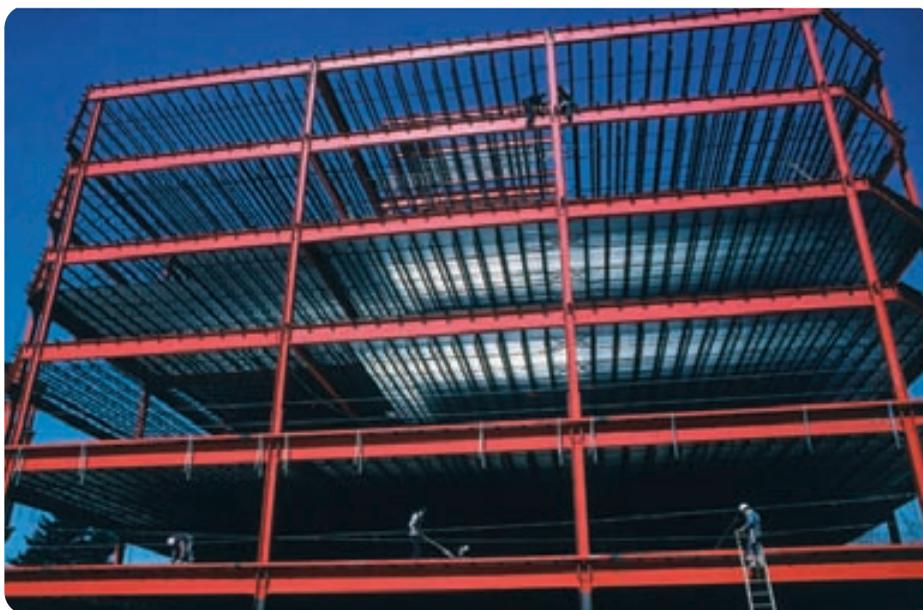
F
Cl
Br
I
At

Figura 7.31 Grupo VIIA: los halógenos.

Figura 7.32 El yodo es un sólido cristalino que se sublima y forma un vapor de color violeta. El bromo es un líquido rojo parduzco a temperatura ambiente; su vapor también es rojo. El cloro es un gas amarillor verdoso.



Figura 7.36 El acero estructural que aquí se muestra se fabrica a partir de hierro con un contenido de 0.3 a 0.7% de carbono. Las aleaciones de acero para herramientas contienen además pequeñas cantidades de otros metales de transición, como tungsteno, molibdeno, manganeso, cobalto y cromo.



La plata, con su brillante lustre metálico, es el mejor conductor, tanto del calor como de la electricidad. Se emplea en acuñación, joyería, contactos eléctricos, circuitos impresos, espejos, baterías y productos químicos de fotografía. El oro es el más dúctil y maleable de todos los metales. Es blando, pero normalmente contiene pequeñas cantidades de otros metales para formar aleaciones más resistentes. El oro no reacciona con el aire ni con la mayor parte de las sustancias químicas.

Otros metales de transición muy conocidos son el cromo, el hierro, el cobalto, el níquel y el cinc, todos ellos del cuarto periodo de la tabla periódica. Estos metales se usan extensamente en diversas herramientas y en aplicaciones afines. El hierro es el cuarto elemento más abundante y el metal de más bajo costo. Las aleaciones de hierro, conocidas como *aceros*, contienen pequeñas cantidades de metales, como cromo, manganeso y níquel, que le imparten resistencia, dureza y durabilidad (Fig. 7.36). El hierro recubierto de una fina capa protectora de cinc se conoce como hierro galvanizado. Aproximadamente una tercera parte de todo el cinc que se produce se emplea para *galvanizar* alambre, clavos y metal laminado. El cinc también es importante en la producción de la tón, p ilass e easy p iezas f undidas a t roquelp araa rtículos d ef erretería y a utomotrices.

Las propiedades singulares de ciertos metales de transición les confieren un gran valor. El platino se utiliza en los convertidores catalíticos de automóvil, y es el electrodo central autolimpiante de ciertas bujías de primera calidad. El iridio se emplea en materiales superconductores. Ciertos sistemas de audio tienen ahora altavoces con imanes que contienen los metales neodimio y hierro junto con boro. Los nuevos usos de los metales de transición parecen ser interminables. Es probable que leas acerca de ellos si lees un diario o alguna publicación periódica. ■

■ Conexión con el mundo real

El escandio metálico se utiliza ahora en ciertos bates de béisbol, según afirma un fabricante. Consulta la densidad de este metal (Fig. 7.14).

EJEMPLO 7.9 Propiedades de los metales de transición

Describe las tendencias de densidad, punto de fusión y punto de ebullición de los metales de transición de los periodos 4 y 5.

SOLUCIÓN Las densidades, puntos de fusión y puntos de ebullición de los metales de transición disminuyen de izquierda a derecha y aumentan de arriba hacia abajo en el periodo.

EJERCICIO 7.9

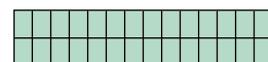
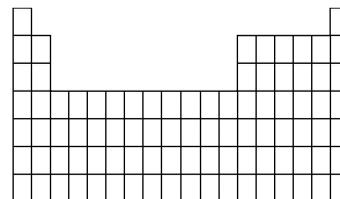
- (a) Menciona tres metales de acuñación que pertenezcan al mismo grupo de la tabla periódica. C itau nap ropiedadac aracterísticao u nu soe speciald ec adau no.
- (b) ¿Qué es el acero, y qué metales de transición se emplean en su formulación?

Véanse los problemas 7.53-7.74.

7.9 Metales de transición interna

Las dos filas de elementos de la parte inferior de la tabla periódica se conocen como **metales de transición interna** (Fig. 7.37). Localiza en la tabla periódica el lantano, cuyo número atómico es 57. La serie de elementos que sigue al lantano —los elementos con número atómico del 58 al 71— se conocen como los **lantánidos**. Estos elementos tienen dos electrones externos en el subnivel $6s$ más otros electrones en el subnivel $4f$. De modo análogo, la serie de elementos que sigue al actinio —los elementos con número atómico del 90 al 103— se conocen como los **actínidos**. Los actínidos tienen dos electrones externos en el subnivel $7s$ más otros electrones en el subnivel $5f$. Antes se conocía a los metales de transición interna como “tierras raras”, pero ésta no es una clasificación adecuada porque la mayor parte de ellos no son tan raros como algunos otros elementos.

Los lantánidos y los actínidos tienen subniveles f parcialmente ocupados. Sus propiedades son tan semejantes que es difícil separarlos por medios químicos, pero algunos métodos nuevos han permitido reducir los costos de purificación. Se utilizan en piedras de encendedor, lámparas de arco de carbono, láseres, agentes para colorear vidrio y compuestos que producen el intenso color rojo que se necesita en los cinescopios de televisor.



Metales de transición interna

Figura 7.37 Los metales de transición interna.

Elementos transuránicos

El uranio, cuyo número atómico es 92, pertenece a la serie de los actínidos y tiene más protones que cualquier otro elemento de origen natural. En 1940 se sintetizó un nuevo elemento —con 93 protones— en la Universidad de California en Berkeley. Este elemento, llamado neptunio, es el primero de la serie de elementos sintéticos de número atómico mayor de 92, los cuales se conocen como **elementos transuránicos** y son todos ellos radiactivos. También se sintetizó el plutonio en 1940; en la actualidad se obtiene como subproducto en los reactores nucleares. Hasta ahora se han producido 23 elementos transuránicos; algunos de ellos son bastante estables, mientras que otros se desintegran radiactivamente con gran facilidad. Los nombres de los elementos del 95 al 109 tienen que ver con lugares y con científicos importantes. Los elementos con número atómico 95, 97 y 98 recibieron su nombre en honor de América (Fig. 7.38), Berkeley y California, respectivamente. Los nombres de los elementos con número atómico 96, 99, 100, 101, 102 y 103 honran, respectivamente, a los Curie, Albert Einstein, Enrico Fermi, Mendeleev, Alfred Nobel y Ernest Lawrence (inventor del ciclotrón). Los nombres de los elementos del 104 al 109 fueron aprobados finalmente en 1997. Consulta la tabla periódica del interior de la cubierta de este libro.

El equipo necesario para producir nuevos elementos transuránicos es cada vez más complejo, pero no hay razón para dudar que se sintetizarán más elementos ni que se hallarán nuevos usos para los elementos naturales y sintéticos. ■

EJEMPLO 7.10 Elementos de transición interna

¿En qué se parecen las estructuras electrónicas de los lantánidos y de los actínidos? ¿Qué relación tiene esto con sus propiedades?



Figura 7.38 En muchos detectores de humos se emplean pequeñas cantidades de mercurio, un elemento transuránico sintético, para dar la alarma en caso de haber partículas de humo en el aire.

■ La síntesis de elementos transuránicos ha permitido comprender mejor el núcleo y los procesos nucleares.

SOLUCIÓN Ambas series de elementos tienen dos electrones de valencia en un subnivel s , con electrones adicionales en un subnivel f “sepultado” dos niveles de energía por debajo del nivel externo. En consecuencia, sus propiedades son similares.

Véanse los problemas 7.75 y 7.76.

EJERCICIO 7.10

- Consulta una tabla periódica para identificar los elementos transuránicos que también son elementos de transición interna, y los que son elementos de transición.
- Si se descubren alguna vez los elementos 116 y 118, ¿se clasificarán como elementos de transición, elementos de transición interna o elementos transuránicos?

Concluamos nuestro estudio del sistema periódico siguiente:

Todo material existente en cualquier lugar del universo se compone de uno o más de los elementos incluidos en el sistema periódico actualizado.

Resumen del capítulo

Los primeros intentos por organizar los elementos fueron las tríadas de elementos descritas por Dobereiner y la ley de las octavas descrita por Newlands, pero la organización más satisfactoria de los elementos fue publicada por Mendeleev en 1869. Su ley periódica establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos varían periódicamente al aumentar el número atómico, a un número atómico su próximo.

La tabla periódica comprende siete filas horizontales de elementos, llamadas periodos. La variación en cuanto a propiedades físicas y químicas en un periodo es aproximadamente paralela a la variación de las propiedades en otros periodos: primero hay metales reactivos y brillantes a la izquierda de la tabla periódica, seguidos de sólidos opacos, no metales reactivos y, finalmente, un gas noble. Dentro de las columnas verticales, llamadas grupos o familias de elementos, todos los átomos tienen el mismo número de electrones de valencia y participan en reacciones químicas similares.

Dentro de un mismo periodo de elementos, el tamaño atómico tiende a disminuir conforme el número atómico aumenta; en cambio, dentro de un mismo grupo, el tamaño atómico aumenta con el número atómico. Los iones de metales son más pequeños que los átomos metálicos; en cambio, los iones de no metales son más grandes que los átomos de los elementos no metálicos. En el caso de dos iones isoelectrónicos, el que tiene mayor número de protones es más pequeño. La energía de ionización —la energía necesaria para extraer un electrón— aumenta a lo largo de cada periodo a medida que el número atómico aumenta, y alcanza un mínimo en el sistema periódico.

En el caso de los metales alcalinos, los puntos de fusión y de ebullición disminuyen a medida que el número atómico aumenta. En los halógenos, los puntos de fusión y de ebullición aumentan con el número atómico. A excepción del carbono (diamante), cuyo punto de fusión es el más alto entre todos los elementos, el tungsteno y otros metales que se agrupan en la región inferior del grupo de los metales de transición tienen los puntos de fusión y de ebullición más altos.

La densidad de los elementos aumenta en los grupos; en cambio, dentro de un mismo periodo la densidad aumenta primero y luego disminuye. Los elementos más densos son los metales de transición del periodo 6. Tres metales del grupo de metales de transición —Ag, Cu y Au— son los mejores conductores, tanto del calor como de la electricidad.

El hidrógeno tiene un solo electrón de valencia, igual que los metales alcalinos; sin embargo, y al igual que los halógenos, le falta un electrón para tener un nivel de energía externo totalmente ocupado. Las diversas propiedades peculiares del hidrógeno sugieren que, en realidad, este elemento constituye él solo un grupo aparte. Los metales alcalinos son metales muy reactivos, pero los halógenos son no metales muy reactivos.

Los elementos de transición interna de la parte inferior de la tabla periódica comprenden los lantánidos y los actínidos. Los elementos con número atómico mayor de 92 se llaman elementos transuránicos; todos los otros son sintéticos.

Aunque las características peculiares de cada elemento son importantes, la tabla periódica permite identificar numerosas tendencias periódicas de las propiedades tanto físicas como químicas del sistema periódico.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Describe las tendencias en cuanto a apariencia dentro de un periodo de elementos. [7.2]
2. Describe las tendencias de las energías de ionización dentro de grupos y periodos. [7.4]
3. Compara las tendencias de los puntos de fusión y de ebullición de los metales alcalinos y de los halógenos. [7.5]
4. Compara las tendencias de la densidad dentro de grupos y periodos. [7.6]
5. Indica las propiedades generales y algunos usos específicos de los elementos más comunes de cada grupo. [7.7]

Términos clave

actínidos [7.9]	elementos transuránicos [7.9]	isoelectrónico [7.3]	primera energía de ionización [7.4]
alótropos [7.7]	energía de ionización [7.4]	lantánidos [7.9]	sublimar [7.7]
anión [7.3]	familias químicas [7.2]	ley periódica [7.1]	tabla periódica [7.1]
cación [7.3]	fluorocarbonos [7.7]	metales de transición interna [7.9]	
elementos representativos [7.2]	grupos de elementos [7.2]	periodo de elementos [7.2]	
	ion [7.3]		

Problemas

Descubrimientos sobre la periodicidad

- 7.1 ¿Qué advirtió Dobereiner acerca de las masas atómicas de los elementos Ca, Sr y Ba?
- 7.2 Calcula la masa atómica aproximada del estroncio con base en las masas atómicas del calcio (40.1) y del bario (137.3).
- 7.3 Aunque Meyer y Mendeleev idearon tablas periódicas cada uno por su lado, señala dos razones por las que estos descubrimientos se atribuyen a Mendeleev.
- 7.4 Enuncia la ley periódica como la describió Mendeleev. ¿Qué excepciones estableció Mendeleev?
- 7.5 ¿Por qué dejó Mendeleev huecos en su tabla periódica?
- 7.6 ¿Por qué fue importante para Mendeleev el descubrimiento del galio y del germanio?
- 7.7 ¿Cómo organizó Mendeleev los elementos en su tabla periódica?
- 7.8 ¿Por qué colocó Mendeleev el telurio delante del yodo en su tabla periódica?

La tabla periódica en nuestros días

- 7.9 ¿Por qué enunciamos ahora la ley periódica en términos del número atómico en vez de la masa atómica, como lo describió Mendeleev?

- 7.10 ¿Cuál es el significado del número atómico? ¿Quién fue el primero que consiguió comparar la carga nuclear de diversos elementos? ¿Cuándo tuvo lugar este descubrimiento, aproximadamente?
- 7.11 Compara los términos “familia de elementos” y “grupo de elementos”.
- 7.12 ¿Qué es un periodo de elementos? ¿Cuántos periodos de elementos hay?
- 7.13 Describe la variación en cuanto a apariencia, de izquierda a derecha, de los elementos del periodo 2 y del periodo 3.
- 7.14 Compara la variación en cuanto a electrones de valencia de los elementos de los periodos 2 y 3.
- 7.15 Compara el número de electrones de valencia de cada elemento del grupo VIA.
- 7.16 Compara el número de electrones de valencia de cada elemento del grupo IA.
- 7.17 Indica el número de grupo y el número de electrones de valencia de los siguientes pares de elementos.
 - a. F y Br
 - b. Mg y Ca
 - c. C y Si
 - d. He y Ar
- 7.18 Indica el número de grupo y el número de electrones de valencia de los siguientes pares de elementos.
 - a. Li y K
 - b. Cl y I
 - c. N y P
 - d. Al y B

- 7.19** Indica el número de grupo de los metales alcalinos, de los metales alcalinotérreos y de los aloígenos.
- 7.20** ¿En qué sentido es congruente la rotulación de grupos “B” que se emplea en este texto y es preferida por muchos educadores del campo de la química? ¿Se rotulan así todas las propiedades periódicas? Explica tu respuesta.
- 7.21** ¿Cuántos elementos hay en el periodo 1 y en el periodo 2?
- 7.22** ¿Cuántos elementos hay en el periodo 3 y en el periodo 4?

Tamaño atómico y tamaño iónico

- 7.23** ¿Qué grupo de elementos de la tabla periódica presenta el tamaño atómico mayor?
- 7.24** ¿Qué grupo de elementos de la tabla periódica presenta el tamaño atómico menor?
- 7.25** ¿Cuál es la tendencia del tamaño de los átomos de izquierda a derecha en el periodo 2? Explica tu respuesta.
- 7.26** ¿Cuál es la tendencia del tamaño de los átomos del Grupo II (al aumentar el tamaño atómico)? Explica tu respuesta.
- 7.27** Indica el número de protones y de electrones de
 a. un átomo de potasio y un ion potasio, K^+ .
 b. un átomo de bromo y un ion bromuro, Br^- .
- 7.28** Indica el número de protones y de electrones de
 a. un átomo de sodio y un ion sodio, Na^+ .
 b. un átomo de cloro y un ion cloruro, Cl^- .
- 7.29** Compara el tamaño de
 a. un átomo de potasio y un ion potasio, K^+ .
 b. un átomo de bromo y un ion bromuro, Br^- .
- 7.30** Compara el tamaño de
 a. un átomo de sodio y un ion sodio, Na^+ .
 b. un átomo de cloro y un ion cloruro, Cl^- .
- 7.31** Compara el tamaño de un ion potasio, K^+ , y un ion cloruro, Cl^- . ¿Son isoelectrónicos?
- 7.32** Compara el tamaño de un ion fluoruro, F^- , y un ion sodio, Na^+ . ¿Son isoelectrónicos?
- 7.33** Compara el tamaño de un ion sulfuro, S^{2-} , y un ion cloruro, Cl^- .
- 7.34** Compara el tamaño de un ion sodio, Na^+ , y un ion magnesio, Mg^{2+} .

Energía de ionización

- 7.35** ¿Qué significa “energía de ionización”? ¿Se trata de una propiedad periódica?
- 7.36** ¿Cuál es el significado específico de “primera energía de ionización”?
- 7.37** ¿Cuál es la tendencia general de las primeras energías de ionización de los elementos del periodo 2 y del periodo 3?
- 7.38** ¿Qué grupo de elementos es el que tiene las energías de ionización más pequeñas? Normalmente, ¿tienden los elementos a perder o ganar electrones?
- 7.39** Analiza la tendencia de las primeras energías de ionización de los metales alcalinos.

- 7.40** Si se excluyen los gases nobles, ¿qué grupo de elementos es el que tiene las energías de ionización más grandes? ¿Tienden estos elementos a ganar o a perder electrones?
- 7.41** Predice de cuál elemento de cada par es de esperar que tenga la primera energía de ionización más pequeña. ¿Cuál elemento de cada par tiene más tendencia a formar un ion positivo? Explica tu razonamiento.
 a. Mg o S b. F o Li c. Ba o Mg
- 7.42** Predice cuál elemento de cada par tendrá la primera energía de ionización más pequeña. ¿Cuál elemento de cada par tiene más tendencia a formar un ion positivo? Explica tu razonamiento.
 a. Na o Cs b. Na o Si c. Si o Cl
- 7.43** ¿Qué familia de elementos es la que tiene las primeras energías de ionización más grandes?
- 7.44** ¿Qué familia de elementos es la que tiene las primeras energías de ionización más pequeñas?

Tendencias de los puntos de fusión y de ebullición

- 7.45** Compara la tendencia de los puntos de fusión de los metales alcalinos y de los aloígenos.
- 7.46** Compara la tendencia de los puntos de ebullición de los metales alcalinos y de los aloígenos.
- 7.47** Predice de cuál elemento de cada par es de esperar un punto de fusión más alto.
 a. W o Fe b. W o Pb c. Cr o K
- 7.48** ¿Qué elemento del segundo periodo es el que tiene el punto de fusión más alto? (Consulta la tabla 7.3.) ¿Qué sugiere esto acerca de la atracción entre estos átomos?

Tendencias de la densidad y la conductividad

- 7.49** ¿Qué tendencia presenta la densidad de los metales alcalinos y de los aloígenos?
- 7.50** ¿Cuál es la tendencia de la densidad de los elementos del periodo 5?
- 7.51** Predice cuál elemento de cada par tendrá la mayor densidad.
 a. Mg o Al b. Au o Pb c. Ni o Pt
- 7.52** Menciona los tres metales que son los mejores conductores del calor y de la electricidad. ¿Qué otro metal común es buen conductor?

Examen de los elementos por grupos

- 7.53** Expón razones por las que el hidrógeno podría colocarse ya sea en el Grupo IA o en el Grupo VIIA. Expón razones por las que ninguno de estos dos grupos es exactamente la propiedad apropiada del hidrógeno.
- 7.54** Describe la reactividad esperada de los metales del Grupo IA sodio y potasio en agua y en aceite mineral.
- 7.55** De los metales alcalinotérreos, ¿cuál es el más común? Menciona algunos minerales comunes que contienen este elemento.
- 7.56** ¿Cuáles son los dos iones del Grupo IIA que son comunes en el agua dura y que originan depósitos cristalinos blancos alrededor de las llaves de agua?

- 7.57** ¿Qué elemento se extrae de la bauxita? Cita dos usos del elemento del mineral.
- 7.58** ¿Qué elemento se extrae del bórax? Cita dos usos del elemento del mineral.
- 7.59** Describe los usos de los fertilizantes del fósforo.
- 7.60** Menciona los usos de los fertilizantes del carbono.
- 7.61** ¿Qué forma alotrópica del carbono no fue descubierta hasta los años ochenta y fue el foco de atención del Premio Nobel de Química de 1996?
- 7.62** Describe las propiedades del grafeno y su importancia.
- 7.63** Indica las fórmulas de dos alotropos del oxígeno. Identifica el que lleva el nombre de ozono.
- 7.64** Describe la reactividad del fósforo en agua y en oxígeno.
- 7.65** ¿Qué elemento está presente tanto en el bronce como en las soldaduras para aplicaciones eléctricas?
- 7.66** Explica el significado de la expresión “hojalata”.
- 7.67** ¿Cuál es el origen de la palabra *halógeno*? Explica tu respuesta.
- 7.68** ¿Qué es un fluorocarbono? Cita un fluorocarbono común y describe su uso.
- 7.69** El yodo sublima cuando se calienta. ¿Qué significa esto?
- 7.70** Menciona el único elemento no metálico que es líquido a temperatura ambiente. Indica algunos de sus usos.
- 7.71** Describe el descubrimiento del helio.
- 7.72** Indica algunos usos de los gases nobles.
- 7.73** ¿Qué elemento se emplea para galvanizar? ¿Para qué se aplica el procedimiento?
- 7.74** ¿Cuál es la diferencia entre el hierro y el acero?

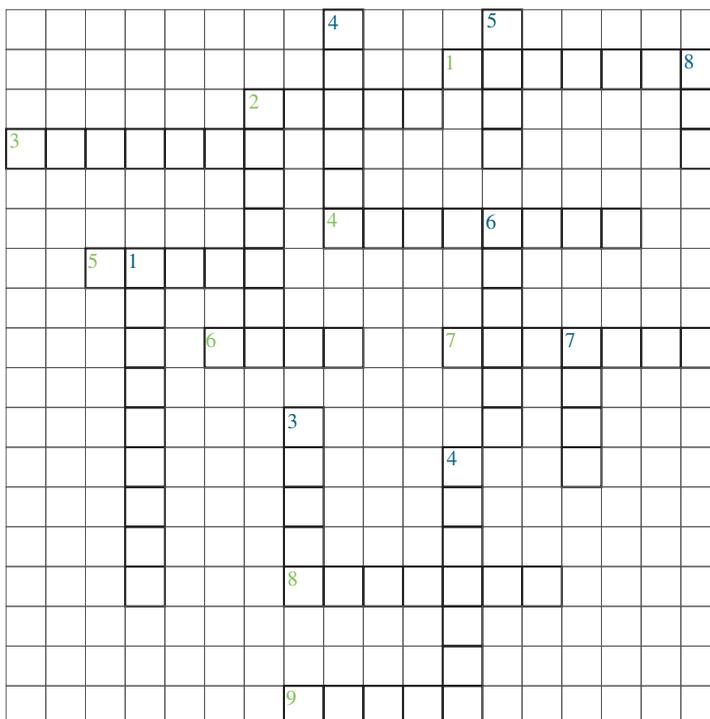
Metales y transición interna

- 7.75** ¿Qué son los elementos transuránicos? ¿Qué tienen de especiales los elementos?
- 7.76** Explica la diferencia entre los lantánidos y los actínidos.



El crucigrama de las propiedades periódicas de los elementos. ¿Qué tanto puedes deducir?

Resuelve de acuerdo con la descripción de las propiedades periódicas de los elementos mencionados y con ayuda de una tabla periódica.



Horizontales

1. De los elementos selenio, vanadio, cobalto, titanio, ¿cuál posee mayor carácter metálico?
2. De los elementos litio y flúor, ¿cuál tiene menor tamaño atómico?
3. De los elementos francio, rubidio y potasio, ¿cuál tiene mayor energía de ionización?
4. De los elementos escandio, arsénico y germanio, ¿cuál es un metal de transición?
5. ¿Qué elemento tiene mayor densidad: indio o galio?
6. Metaloides del grupo o familia IIIA o 13, con punto de fusión muy elevado.
7. De los elementos rubidio y potasio, ¿cuál posee la mayor densidad?
8. Es el elemento más abundante en la corteza terrestre.
9. Metal usado para cromar el hierro para las carrocerías de automóviles.

Verticales

1. Constituye 78% en volumen del aire.
2. Elemento que se usa en la fabricación de cerillos y es indispensable para las células vegetales y animales.
3. Gas inerte utilizado para llenar globos y dirigibles, debido a su baja densidad.
4. De los elementos selenio y telurio, ¿cuál tiene menor punto de fusión?
5. ¿Metal de transición, menos reactivo que los del grupo IA y IIA, pertenece al cuarto periodo.
6. Es uno de los tres elementos de transición que son susceptibles de atracción magnética.
7. Halógeno sólido capaz de sublimar con hermoso color violeta brillante. Se usa en fotografía y en algunos medicamentos.
8. Es el metal más dúctil y maleable de todos los metales. No reacciona con el aire ni con la mayor parte de las sustancias químicas, es muy apreciado en joyería.