

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 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 ciertos grados 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.

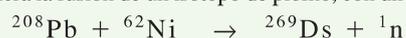
UNA MIRADA CERCANA

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 de 92.

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> (fluír)	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 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 y sus símbolos de 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 la corteza terrestre 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 conservación de la salud.

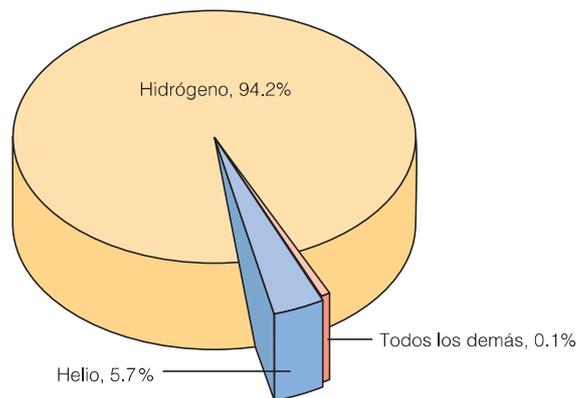


Figura 4.3 Abundancia de los elementos en el universo en porcentaje de los átomos totales.

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.

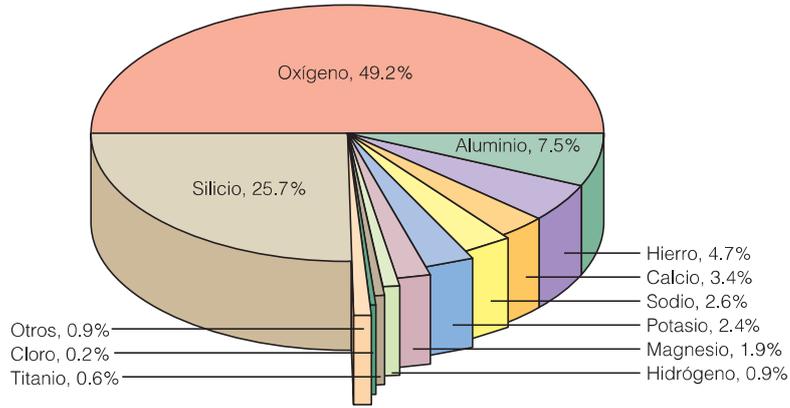
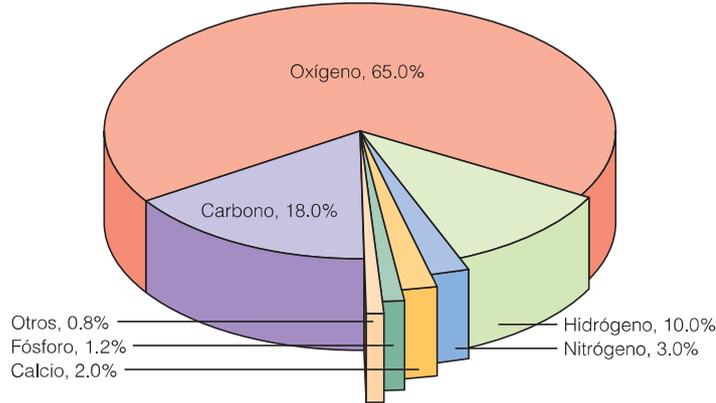


Figura 4.5 Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje en masa.



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

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

Véanse los problemas 4.17 y 4.20.

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 menas 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 metano, NH₃. El flúor es el no metal más reactivo.

Periodo	1	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA																																																								
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																																																										
			<table border="1"> <tr> <td>58</td><td>59</td><td>60</td><td>61</td><td>62</td><td>63</td><td>64</td><td>65</td><td>66</td><td>67</td><td>68</td><td>69</td><td>70</td><td>71</td> </tr> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>90</td><td>91</td><td>92</td><td>93</td><td>94</td><td>95</td><td>96</td><td>97</td><td>98</td><td>99</td><td>100</td><td>101</td><td>102</td><td>103</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																																																													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																													
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																																																													
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																													

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

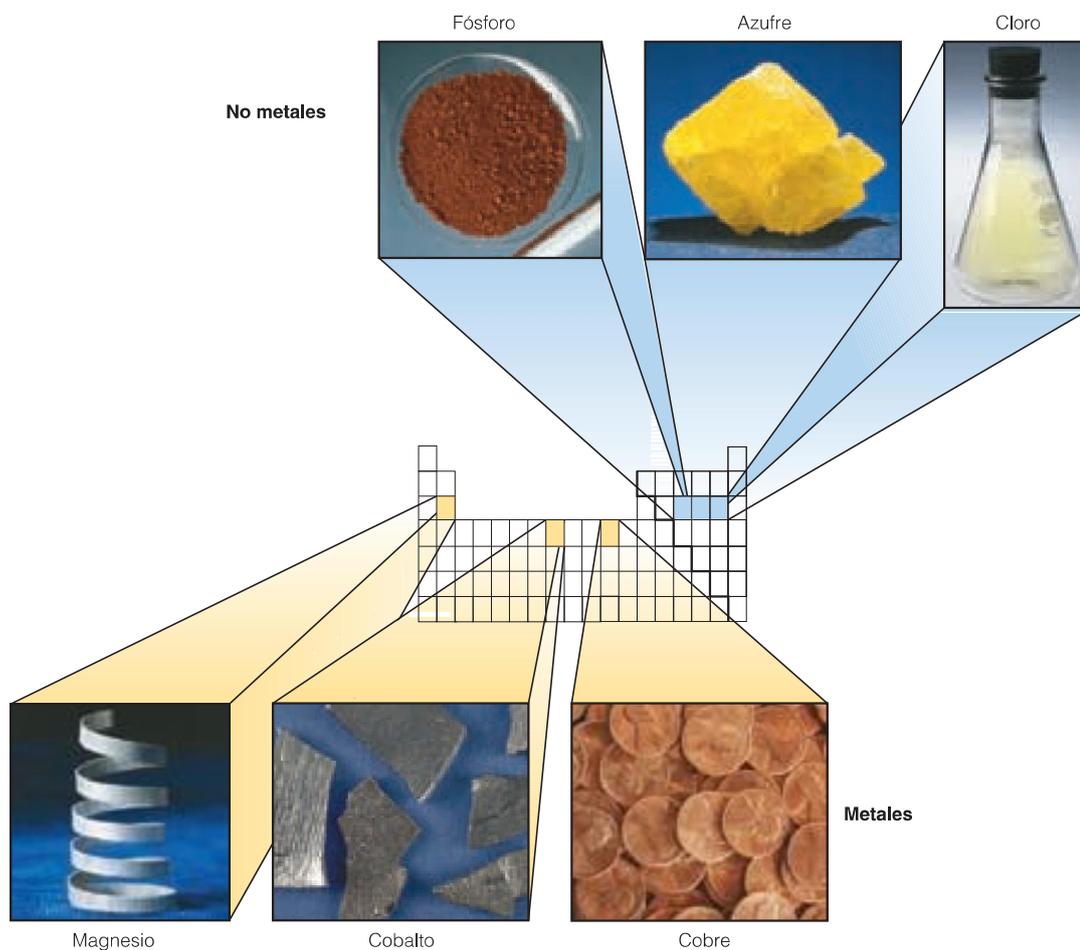


Figura 4.7 Algunos metales y no metales.

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). ■

■ 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.

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.

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 (SiO_2) 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.

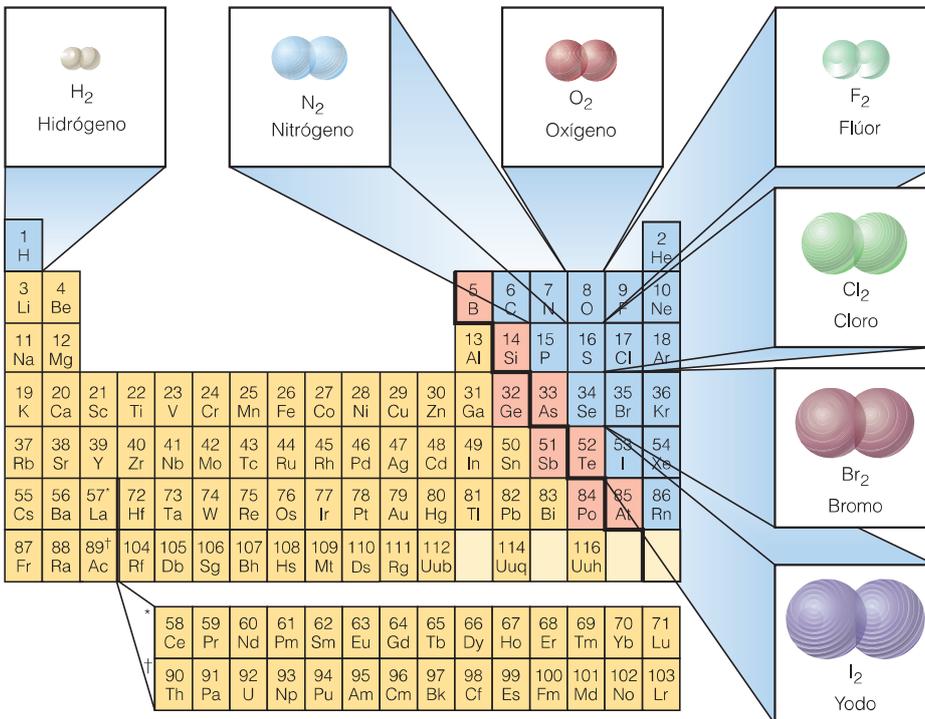
- (a) calcio (b) arsénico (c) yodo

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.

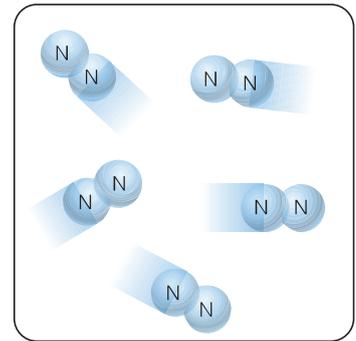


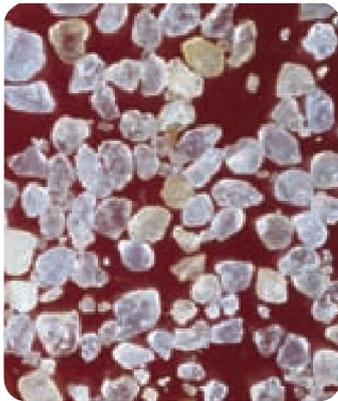
Figura 4.8 El nitrógeno gaseoso se compone de moléculas diatómicas, esto es, de moléculas que contienen dos átomos de nitrógeno.

Véanse los problemas 4.21-4.28.

Figura 4.9 Los elementos diatómicos: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 .



(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.

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 estacionamientos o trasarse ciertas grandes áreas.

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 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

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.

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. Ciertos 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 ni 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.

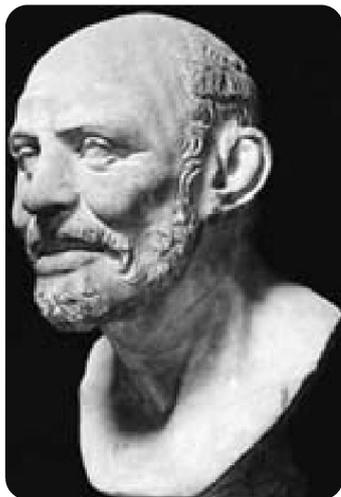


Figura 4.13 Demócrito, un antiguo filósofo griego, creía que la materia estaba formada por partículas elementales a las que llamó *átomos*.

“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 metálicos o no metálicos.
- (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”. Ese es el origen de la palabra *átomo*.

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 al experimento.

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 publicarlo, 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 cuadro “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.

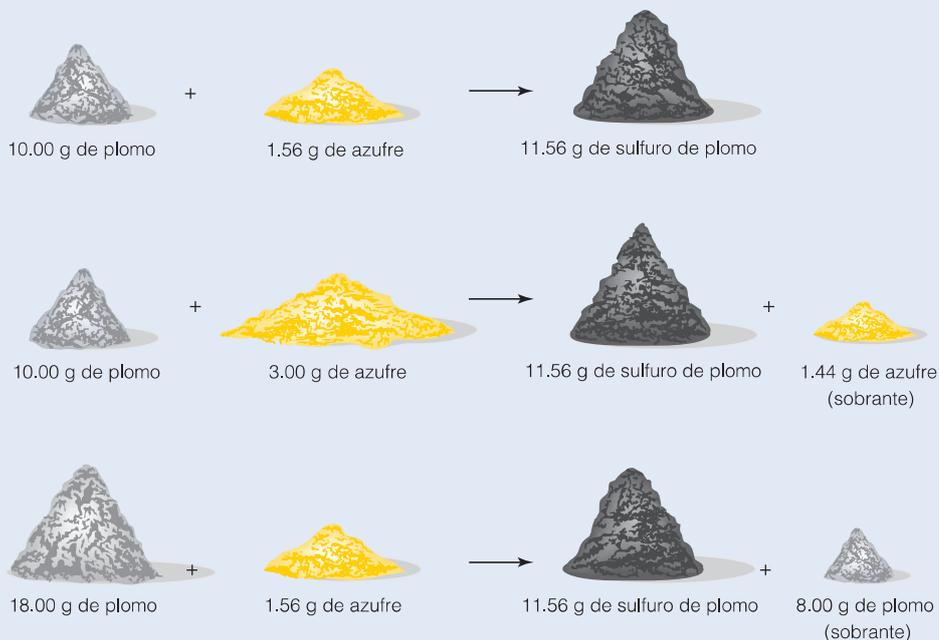


Figura 4.15 Ley de las proporciones definidas.

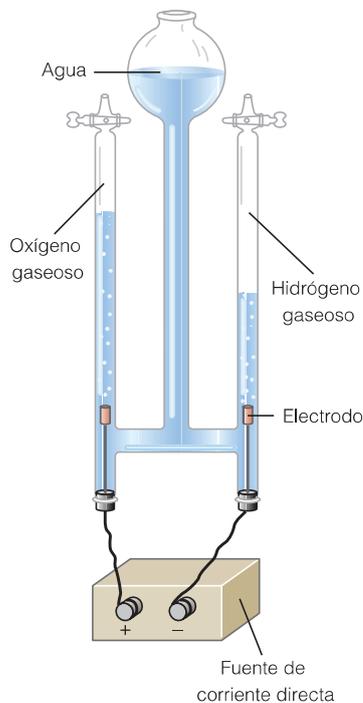


Figura 4.16 Electrólisis del agua. Durante la electrólisis, el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseosos en proporción de 2 a 1 en volumen cuando una batería u otra fuente de corriente directa (cd) suministra energía.

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 siguiente.

- (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 indivisibles, 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 la significación 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 sea.
- 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).

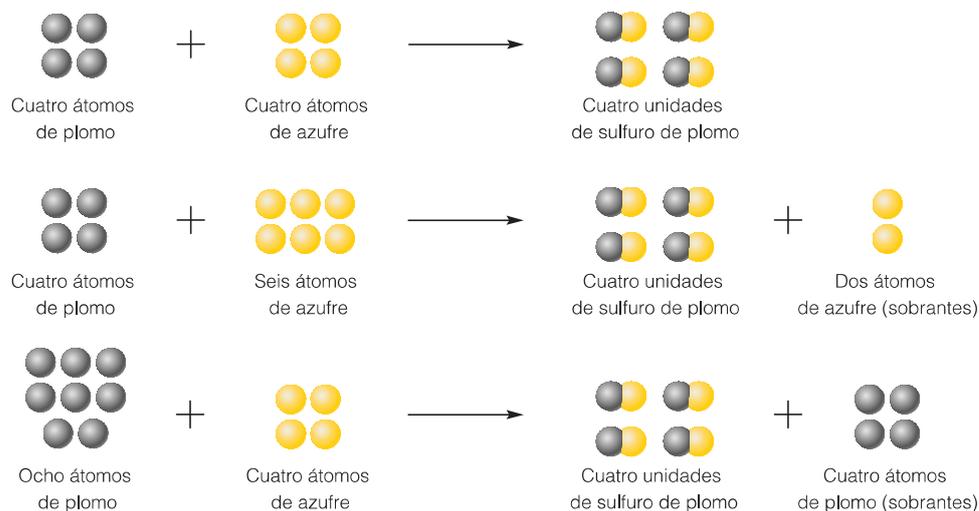


Figura 4.18 Ley de las proporciones definidas. El experimento de Berzelius interpretado en términos de la teoría atómica de Dalton.

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 asa 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 Que se combinan con 2 átomos de nitrógeno	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

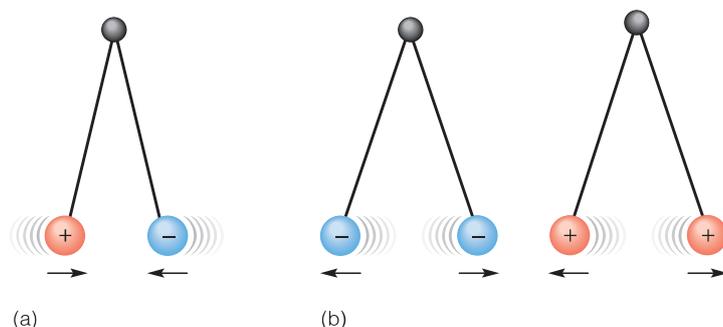


Figura 4.20 Atracción y repulsión de cargas eléctricas.

(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. ■

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



Cuando 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.

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-

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 delinean 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

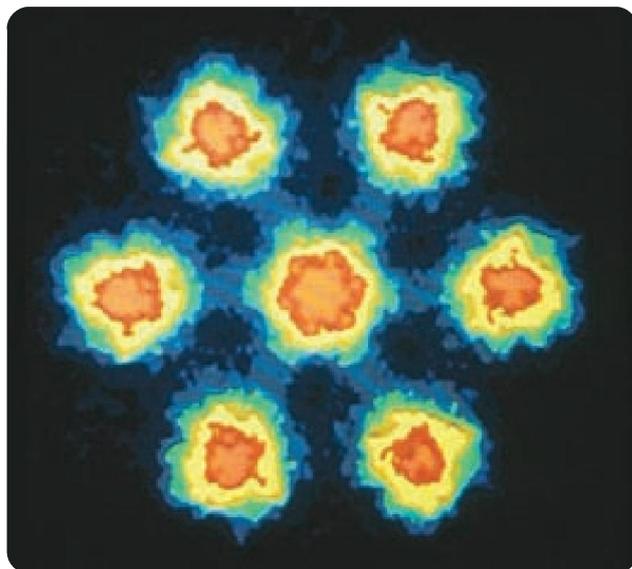
El diámetro de un átomo es tan sólo de unos décimos de nanómetro.

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.



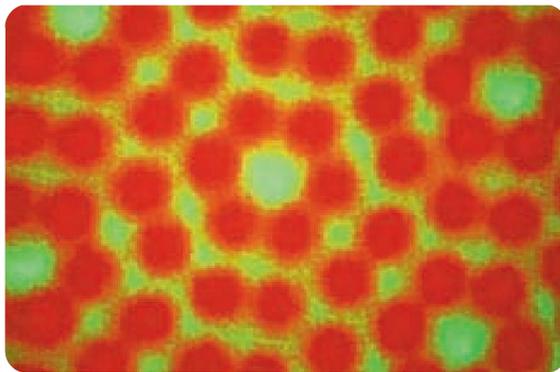


Figura 4.22 Imágenes reales de átomos de silicio (en rojo) obtenidas mediante un microscopio de túnel de barrido. Los átomos individuales forman un patrón regular de hexágonos que se repite en toda la superficie.

- 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 el 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.**

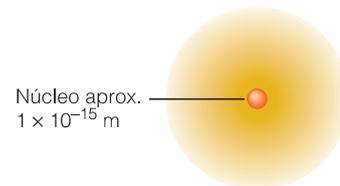
$$\begin{aligned} \text{Número de neutrones} &= \text{Número de masa} - \text{Protones} \\ \text{Número de neutrones} &= 23 - 11 = 12 \end{aligned}$$

- 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*.

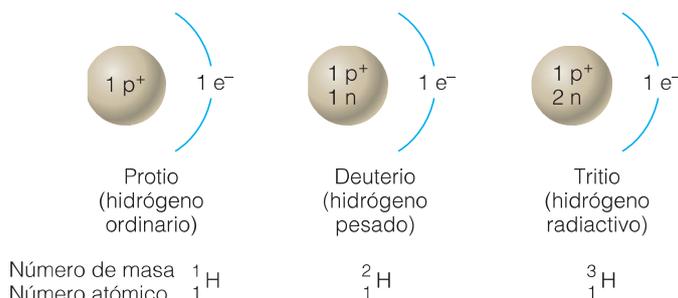
La mayor parte de los elementos tienen varios isótopos. El elemento con más isótopos estables es el estaño: tiene 10 de ellos. Todos los isótopos de un elemento tienen prácticamente las mismas propiedades químicas. ■

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 de 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 ($27p$ protones + $33n$ 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 = $131 - 53 = 78$.

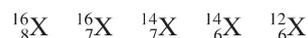
EJERCICIO 4.11

¿Podría haber un poco de americio radiactivo en tu casa! El isótopo ${}^{241}_{95}\text{Am}$ se utiliza en los detectores de humo domésticos en la ionización.

- ¿Cuántos protones están presentes en cada átomo de este isótopo?
- ¿Cuántos neutrones contiene el átomo de este isótopo?

EJEMPLO 4.12 Símbolos de los isótopos

- ¿Cuáles de los átomos siguientes son isótopos del mismo elemento? La letra X se emplea en todos los símbolos del elemento.



- ¿Cuáles de los cinco átomos representados tienen el mismo número de protones?

SOLUCIÓN

- (a) Tanto $^{16}_7\text{X}$ 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 al 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 a 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 la muestra.

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.

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 trasp alabras,

lam assay e In 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

$$N = 602\,200\,000\,000\,000\,000\,000$$

$$N = 6.022 \times 10^{23} \text{ en notación científica}$$

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.

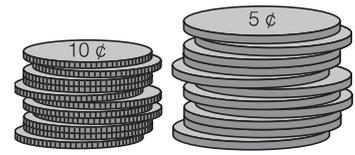
- Un mol de *átomos* de carbono contiene 6.022×10^{23} átomos de carbono.
- Un mol de *moléculas* de agua contiene 6.022×10^{23} moléculas de agua.
- Un mol de cualquier sustancia contiene el número de Avogadro de partículas unitarias de esa sustancia.

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).

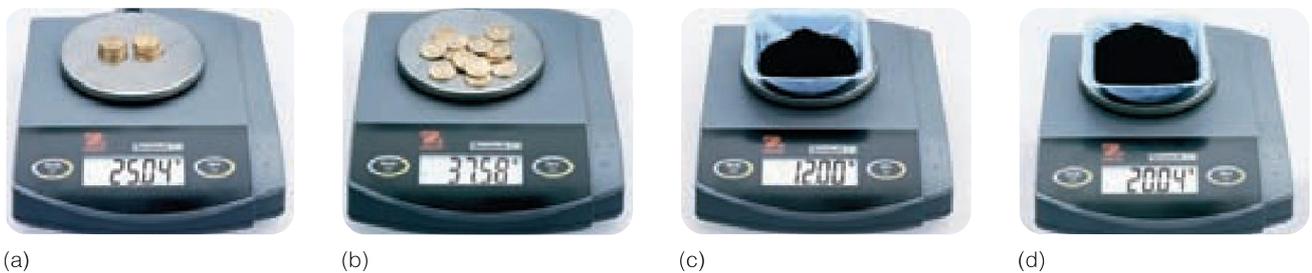
Avogadro mismo no estableció el valor de N ; los investigadores han calculado su valor en 6.022045×10^{23} . Este valor tiene más cifras significativas de la que normalmente se necesitan.

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 (16.0 g). Estudiamos las comparaciones siguientes.



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 periódico que 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 pueda medir exactamente 1 mol en el 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.

$$(c) 0.600 \text{ mol He} \times \frac{4.00 \text{ g He}}{\text{mol He}} = 2.40 \text{ g He}$$

$$0.600 \text{ mol Fe} \times \frac{55.8 \text{ g Fe}}{\text{mol Fe}} = 33.5 \text{ g Fe}$$

$$0.600 \text{ mol Au} \times \frac{197 \text{ g Au}}{\text{mol Au}} = 118 \text{ g Au}$$

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 es designada 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.

$$1 \times \text{masa atómica del C} = 1 \times 12.0 = 12.0 \text{ uma}$$

$$2 \times \text{masa atómica del O} = 2 \times 16.0 = 32.0 \text{ uma}$$

$$\text{Peso formular (peso molecular)} = 44.0 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molar del CO}_2 = 44.0 \text{ g}$$

■ Conexión con el mundo real

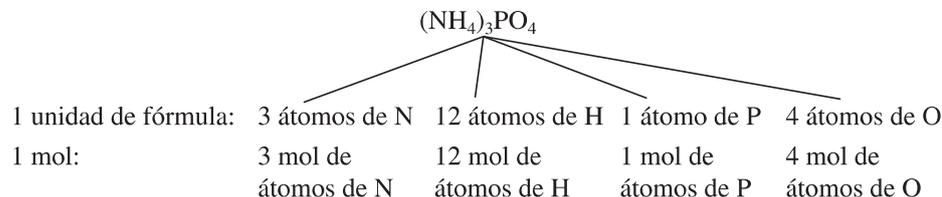
El dióxido de carbono es un producto secundario de la combustión de sustancias que contienen carbono.

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.



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 se muestra a continuación.

$$3 \times \text{masa atómica del N} = 3 \times 14.0 = 42.0 \text{ uma}$$

$$12 \times \text{masa atómica del H} = 12 \times 1.0 = 12.0 \text{ uma}$$

$$1 \times \text{masa atómica del P} = 1 \times 31.0 = 31.0 \text{ uma}$$

$$4 \times \text{masa atómica del O} = 4 \times 16.0 = 64.0 \text{ uma}$$

$$\text{Peso molar} = 149.0 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 = 149.0 \text{ g}$$

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

$$(a) \quad 3 \times \text{masa atómica del Ca} = 3 \times 40.1 = 120.3 \text{ uma}$$

$$2 \times \text{masa atómica del P} = 2 \times 31.0 = 62.0 \text{ uma}$$

$$8 \times \text{masa atómica del O} = 8 \times 16.0 = 128.0 \text{ uma}$$

$$\text{Peso molar} = 310.3 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310.3 \text{ g}$$

$$(b) \quad 1.464 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{310.3 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 453.8 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

(1 libra)

$$(c) \quad 1.464 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}}{1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 8.816 \times 10^{23} \text{ unidades de fórmula}$$

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.

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 fórmula del compuesto. Un mol de un compuesto es la cantidad de ese compuesto que tiene el número de Avogadro de unidades formulares y una masa molar, en gramos, igual a su 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 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 adecuados. [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.
- 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 dúctiles?
- | | | |
|------------|-----------|----------|
| a. carbono | b. plata | c. cobre |
| d. azufre | e. hierro | |

Átomos: de Demócrito a Dalton

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.
- 4.35** ¿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 el combustible?
- 4.40** ¿Qué ocurrió 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 su nombre científico? Cítalo en 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 0.5 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? Cítalo en 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 propio Dalton? 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. sodio 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.
a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutrones de este átomo.
- 4.66 Un átomo neutro determinado de cloro (número atómico 17) tiene un número de masa de 37.
a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutrones de este átomo.
- 4.67 Un átomo neutro determinado de bromo (número atómico 35) tiene un número de masa de 81.
a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
b. Indica el número de protones, de electrones y de neutrones de este átomo.
- 4.68 Un átomo neutro determinado de bromo (número atómico 35) tiene un número de masa de 79.

- a. ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?
 b. 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

- a. ¿Son los átomos A y B isótopos del mismo elemento?
 b. ¿Son los átomos A y D isótopos del mismo elemento?
 c. ¿Cuál es el número de masa del átomo A?
 d. ¿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.
- a. ¿Son los átomos A y C isótopos del mismo elemento?
 b. ¿Son los átomos B y C isótopos del mismo elemento?
 c. ¿Cuál es el número de masa del átomo B?
 d. ¿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, presentee en la naturaleza, indique el número de
 a. protones b. neutrones c. electrones.
- 4.74 Con respecto a un átomo de estroncio-90 radiactivo, indique el número de
 a. protones b. neutrones c. 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
 a. protones b. neutrones c. electrones.
- 4.76 Con respecto a un átomo de yodo-127 radiactivo, presentee en la naturaleza, indique el número de
 a. protones b. neutrones c. 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 que ves en nuestra 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.
- a. Si 100 monedas tienen una masa total de 226.13 g, ¿cuál es la masa de una moneda?
 b. 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.
- a. 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?
 b. 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?

Masas molares y fórmulas químicas

- 4.87 La leche de magnesia contiene hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$.
- a. ¿Cuál es la masa de 1 mol de $Mg(OH)_2$?
 b. ¿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 las bebidas azucaradas.
- a. ¿Cuál es la masa de 1 mol de H_3PO_4 ?
 b. ¿Cuál es la masa de 0.731 mol de H_3PO_4 ?
- 4.89 Calcula la masa de un mol de cada sustancia.
- a. $CaCO_3$ (carbonato de calcio; en la piedra caliza, el mármol y los carbonatos)
 b. NH_4NO_3 (nitrato de amonio; se emplea en fertilizantes y explosivos)
 c. Na_3PO_4 (fosfato de sodio; se usa para limpiar superficies metálicas)
- 4.90 Calcula la masa de un mol de cada sustancia.
- a. SO_2 (dióxido de azufre; gas que origina problemas de contaminación)
 b. Na_2CO_3 (carbonato de sodio; se emplea como agente ablandador de agua)
 c. 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 del problema 4.89.
- 4.92 Calcula la masa de 1.22 moles de cada una de las sustancias del 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.		

