

Capítulo 2

Átomos, moléculas y iones

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



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

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

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

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

► Lo que veremos ◀

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

2.1 La teoría atómica de la materia



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

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

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

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

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

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

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



Ejercicios con el CD-ROM
Postulados de la teoría atómica,
proporciones múltiples
(**Postulates of Atomic Theory,**
Multiple Proportions)



Ejercicios con el CD-ROM
Proporciones múltiples
(**Multiple Proportions**)

2.2 El descubrimiento de la estructura atómica

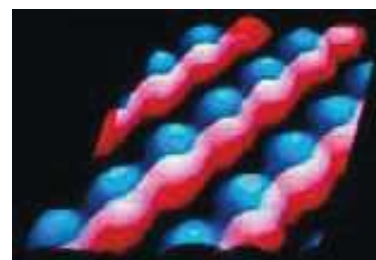
Dalton llegó a su conclusión acerca de los átomos con base en observaciones químicas en el mundo macroscópico del laboratorio. Ni él ni quienes le siguieron en los cien años posteriores a la publicación de sus trabajos, tenían pruebas directas de la existencia de los átomos. Ahora, en cambio, podemos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

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

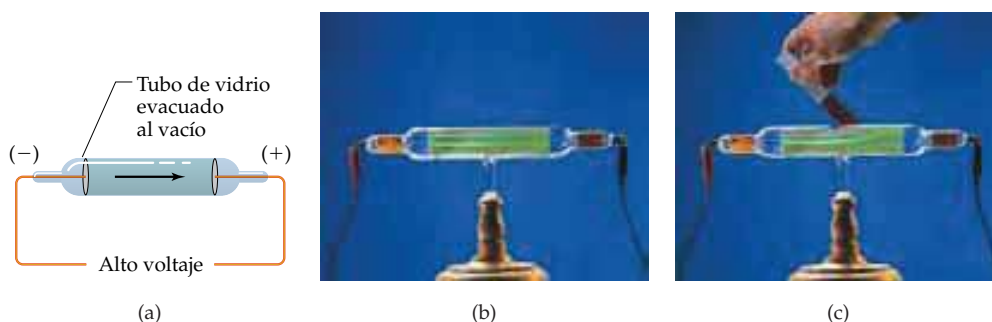
Rayos catódicos y electrones

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

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

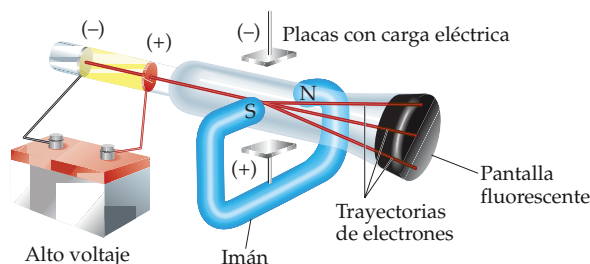


▲ **Figura 2.2** Imagen de una superficie del semiconductor GaAs (arseniuro de galio) obtenida por una técnica llamada microscopía electrónica de efecto túnel. Se agregó color a la imagen por computadora para distinguir los átomos de galio (esferas azules) de los de arsénico (esferas rojas).



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

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



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

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


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

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

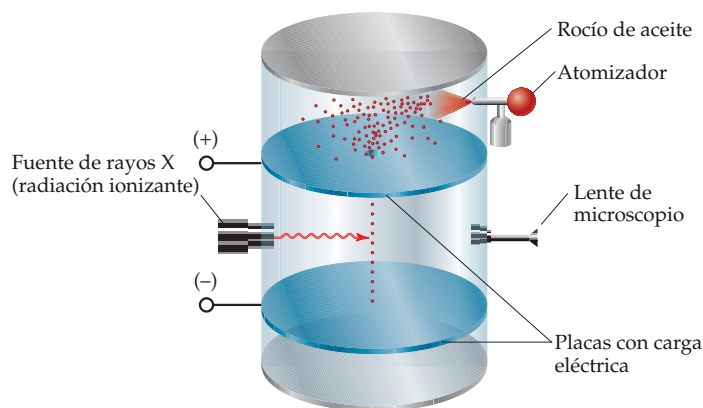
Radiactividad

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

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

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

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





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



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

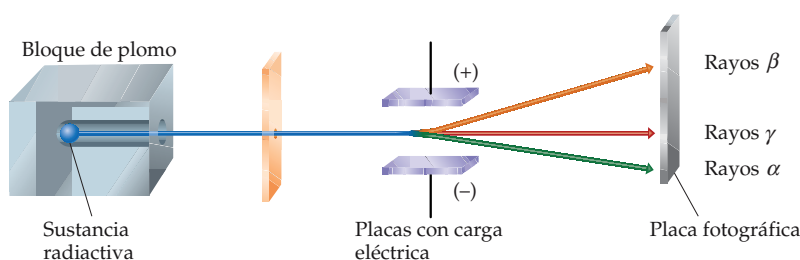


▲ **Figura 2.7** Ernest Rutherford (1871-1937), a quien Einstein llamara “el segundo Newton”, nació y se educó en Nueva Zelanda. En 1895, fue el primer estudiante extranjero en obtener un puesto en el Laboratorio Cavendish de la Cambridge University de Inglaterra, donde trabajó con J. J. Thomson. En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

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

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

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

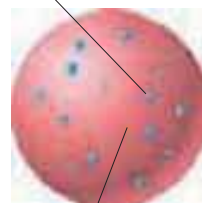


▲ **Figura 2.8** Comportamiento de los rayos alfa (α), beta (β) y gamma (γ) en un campo eléctrico.

El átomo nuclear

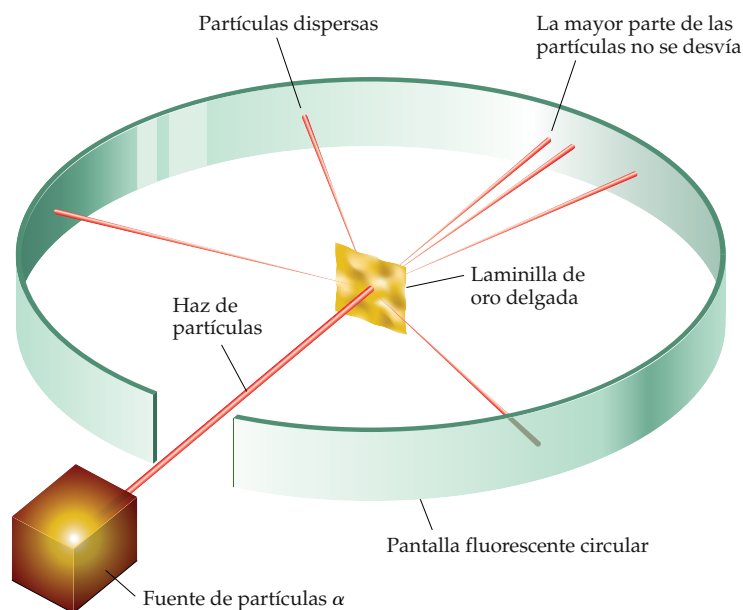
Al aumentar los indicios de que el átomo se componía de partículas aún más pequeñas, la atención se centró en la relación entre dichas partículas. A principios del siglo XX, Thomson razonó que, como los electrones constituyen una fracción muy pequeña de la masa de un átomo, probablemente había una relación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

Electrón negativo




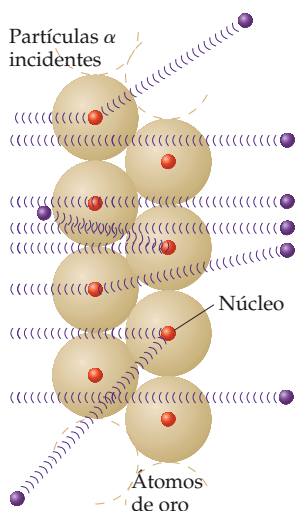
Carga positiva dispersa en la esfera

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



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

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



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

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

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

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

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

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

2.3 La visión moderna de la estructura atómica

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

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

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

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

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

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

TABLA 2.1 Comparación del protón, el neutrón y el electrón

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

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

EJERCICIO TIPO 2.1

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

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

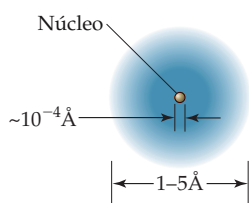
$$\text{Átomos Ag} = (19 \text{ mm}) \left(\frac{10^{-3} \text{ m}}{1 \text{ mm}} \right) \left(\frac{1 \text{ Å}}{10^{-10} \text{ m}} \right) \left(\frac{1 \text{ átomo Ag}}{2.88 \text{ Å}} \right) = 6.6 \times 10^7 \text{ átomos Ag}$$

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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



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

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

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

Una perspectiva más detallada Fuerzas básicas

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

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

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

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

Isótopos, números atómicos y números de masa

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

Los átomos de un elemento dado que difieren en el número de neutrones, y por tanto en su masa, se llaman **isótopos**. El símbolo ${}^{12}_6\text{C}$ o simplemente ${}^{12}\text{C}$ (léase “carbono doce”, carbono-12) representa el átomo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones. El número de protones, que se denomina **número atómico**, se indica con el subíndice. El número atómico de cada elemento se da junto con el nombre y el símbolo del elemento en el interior de la portada de este libro. Puesto que todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número atómico, el subíndice es redundante y suele omitirse. El superíndice indica el **número de masa**, y es el número total de protones más neutrones en el átomo. Por ejemplo, algunos átomos de carbono contienen seis protones y ocho neutrones, y por tanto se representan como ${}^{14}\text{C}$ (léase “carbono catorce”). En la tabla 2.2 ▼ se presentan varios isótopos del carbono.

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

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

EJERCICIO TIPO 2.2

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en un átomo de ${}^{138}\text{Ba}$?
Respuesta: 56 protones, 56 electrones y 82 neutrones.

TABLA 2.2 Algunos de los isótopos del carbono^a

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

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



Ejercicios con el CD-ROM
 Simbología de elementos, isótopos del hidrógeno, simbología de isótopos
 (Element Symbology, Isotopes of Hydrogen, Isotope Symbology)

EJERCICIO TIPO 2.3

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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

2.4 Pesos atómicos

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

La escala de masa atómica

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

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

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

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

Masa atómica promedio

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

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

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

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

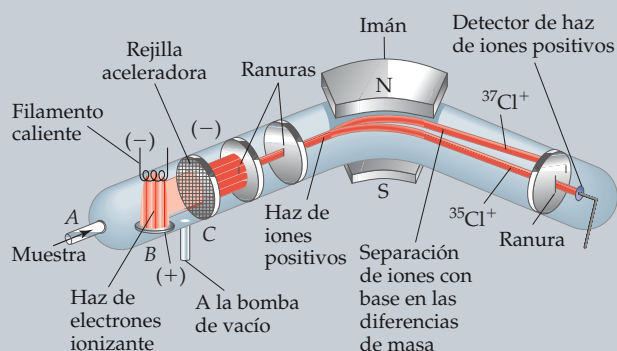


Una perspectiva más detallada El espectrómetro de masas

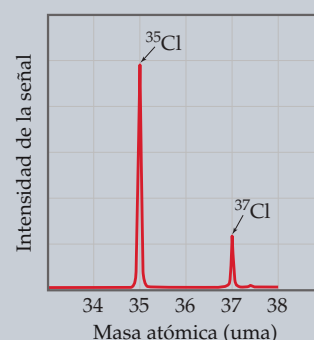
La forma más directa y exacta de determinar los pesos atómicos y moleculares es con un **espectrómetro de masas** (Figura 2.13 ▼). Una muestra gaseosa se introduce por *A* y se bombardea con una corriente de electrones de alta energía en *B*. Los choques entre los electrones y los átomos o moléculas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

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

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



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



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

EJERCICIO TIPO 2.4

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

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

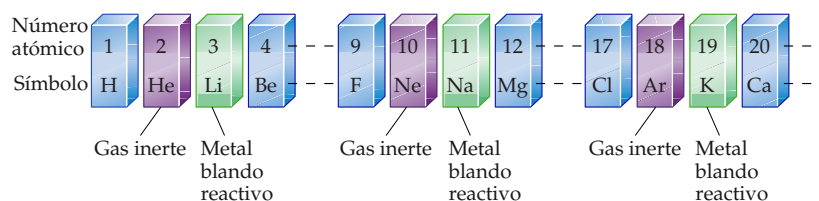
Existen tres isótopos del silicio en la naturaleza: ^{28}Si (92.23%), que tiene una masa de 27.97693 uma; ^{29}Si (4.68%) que tiene una masa de 28.97649 uma; y ^{30}Si (3.09%), que tiene una masa de 29.97377 uma. Calcule el peso atómico del silicio.

Respuesta: 28.09 uma

2.5 La tabla periódica

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

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




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

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

Metales	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
Metaloides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No
No metales														

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

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

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

19	← número atómico
K	← símbolo atómico
39.0983	← peso atómico

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

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

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

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

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

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

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



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

EJERCICIO TIPO 2.5

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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



Una perspectiva más detallada Glenn Seaborg y la historia del seaborgio

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

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

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



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

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

2.6 Moléculas y compuestos moleculares

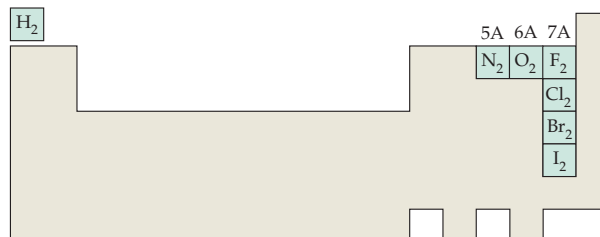
El átomo es la muestra representativa más pequeña de un elemento. Sin embargo, sólo los gases nobles se encuentran normalmente en la naturaleza como átomos aislados. La mayor parte de la materia se compone de moléculas o iones, que se forman a partir de átomos. Examinaremos las moléculas aquí y los iones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

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

Moléculas y fórmulas químicas

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

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



Agua, H_2O

(a)



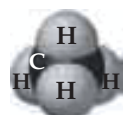
Dióxido de carbono, CO_2

(b)



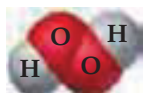
Monóxido de carbono, CO

(c)



Metano, CH_4

(d)



Peróxido de hidrógeno, H_2O_2

(e)



Oxígeno, O_2

(f)



Ozono, O_3

(g)



Etileno, C_2H_4

(h)

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

molécula diatómica. El oxígeno también existe en otra forma molecular llamada *ozono*. Las moléculas de ozono consisten en tres átomos de oxígeno, así que su fórmula química es O_3 . Aunque tanto el oxígeno “normal” (O_2) como el ozono se componen exclusivamente de átomos de oxígeno, exhiben propiedades químicas y físicas muy diferentes. Por ejemplo, el O_2 es indispensable para la vida, pero el O_3 es tóxico; el O_2 es inodoro, en tanto que el O_3 tiene un olor acre fuerte.

Los elementos que normalmente están presentes como moléculas diatómicas son el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno y los halógenos. Sus posiciones en la tabla periódica se indican en la figura 2.19 ▲. Cuando hablamos de la sustancia hidrógeno, nos referimos a H_2 a menos que indiquemos explícitamente otra cosa. Asimismo, cuando hablamos de oxígeno, nitrógeno o alguno de los halógenos, nos estamos refiriendo a O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 o I_2 . Así, las propiedades del oxígeno y el hidrógeno que se dan en la tabla 1.3 son las de O_2 y H_2 . Otras formas, menos comunes, de estos elementos se comportan de forma muy distinta.

Los compuestos que están formados por moléculas se denominan **compuestos moleculares**, y contienen más de un tipo de átomos. Por ejemplo, una molécula de agua consiste en dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; por tanto, se representa con la fórmula química H_2O . La ausencia de un subíndice en el O indica que hay un átomo de oxígeno en cada molécula de agua. Otro compuesto formado por estos mismos elementos (en diferentes proporciones relativas) es el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . Las propiedades de estos dos compuestos son muy distintas.

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

Fórmulas moleculares y empíricas

Las fórmulas químicas que indican los números y tipos de átomos que forman una molécula se denominan **fórmulas moleculares**. (Las fórmulas de la figura 2.20 son fórmulas moleculares.) Las fórmulas que sólo indican el número relativo de átomos de cada tipo en una molécula se llaman **fórmulas empíricas**. Los subíndices de una fórmula empírica siempre son las proporciones enteras más pequeñas. Por ejemplo, la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno es H_2O_2 ; su fórmula empírica es HO. La fórmula molecular del etileno es C_2H_4 ; su fórmula empírica es CH_2 . Para muchas sustancias, la fórmula molecular y la empírica son idénticas, como es el caso del agua, H_2O .

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

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

EJERCICIO TIPO 2.6

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

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

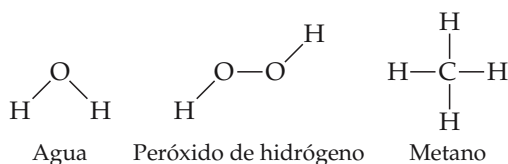
(b) Dado que los subíndices en N_2O ya son los números enteros más pequeños, la fórmula empírica del óxido nitroso es idéntica a su fórmula molecular, N_2O .

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Representación de moléculas

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

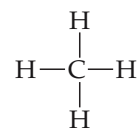


Los átomos se representan con sus símbolos químicos, y se emplean líneas para representar los enlaces que mantienen unidos a los átomos.

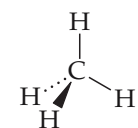
Por lo regular, una fórmula estructural no muestra la geometría real de la molécula, es decir, los ángulos de unión reales de los átomos. Sin embargo, podemos escribir una fórmula estructural como un *dibujo en perspectiva* para dar una idea de la forma tridimensional. Esto se aprecia en la figura 2.21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

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

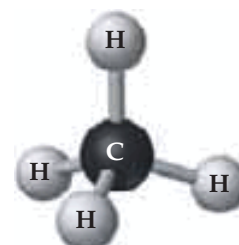
Los *modelos espaciales* dan una idea más realista de cómo se vería la molécula si se aumentara su escala (Figura 2.21). Estos modelos muestran el tamaño relativo de los átomos, pero los ángulos entre los átomos, que contribuyen a definir su geometría molecular, suelen ser más difíciles de ver que en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



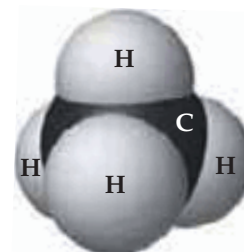
Fórmula estructural



Dibujo en perspectiva



Modelo de bolas y varillas

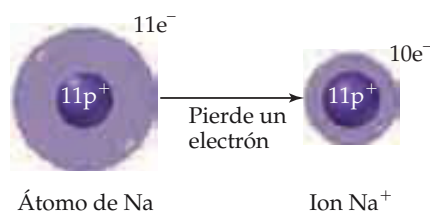


Modelo en el espacio

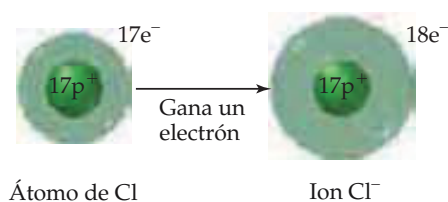
▲ **Figura 2.21** Formas de representar y visualizar moléculas.

2.7 Iones y compuestos iónicos

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



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



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

EJERCICIO TIPO 2.7

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

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Respuesta: 34 protones y 36 electrones.

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

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

Predicción de las cargas iónicas

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

EJERCICIO TIPO 2.8

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

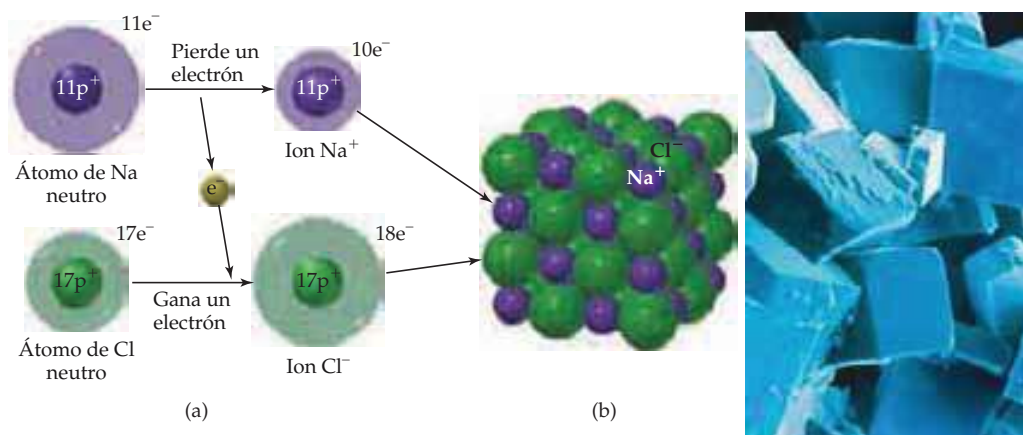
Prediga la carga del ion de aluminio más estable.

Respuesta: $3+$

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

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

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



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

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

Compuestos iónicos

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

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

EJERCICIO TIPO 2.9

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

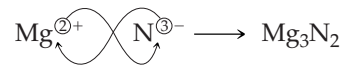
¿Cuáles de los siguientes compuestos son moleculares: CBr_4 , FeS , P_4O_6 , PbF_2 ?

Respuesta: CBr_4 y P_4O_6

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

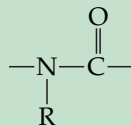
No es difícil escribir la fórmula empírica de un compuesto iónico si conocemos las cargas de los iones que lo constituyen. Los compuestos químicos siempre son eléctricamente neutros; por consiguiente, los iones de un compuesto iónico siempre están presentes en una proporción tal que la carga positiva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

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



Química y vida Elementos necesarios para los organismos vivos

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



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

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

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

1A																			8A
H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F			Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl			Ar
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn

EJERCICIO TIPO 2.10

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

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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

**Estrategias en química Reconocimiento de patrones**

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

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

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

2.8 Nombrando a los compuestos inorgánicos

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

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

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

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



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

Nombres y fórmulas de compuestos iónicos

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

1. Iones positivos (cationes)

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

Na^+ ion sodio Zn^{2+} ion zinc Al^{3+} ion aluminio

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

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

Fe^{2+} ion hierro(II) Cu^+ ion cobre(I)
 Fe^{3+} ion hierro(III) Cu^{2+} ion cobre(II)

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

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

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

Fe^{2+} ion ferroso Cu^+ ion cuproso
 Fe^{3+} ion férrico Cu^{2+} ion cúprico

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

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

NH_4^+ ion amonio H_3O^+ ion hidronio

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



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

TABLA 2.4 Cationes comunes

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

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

2. Iones negativos (aniones)

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



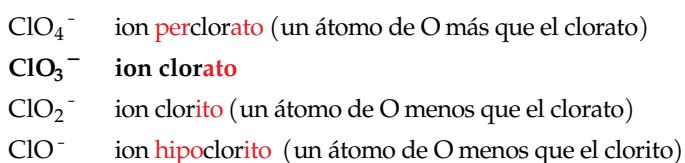
Algunos aniones poliatómicos sencillos tienen también nombres que llevan estas terminaciones:



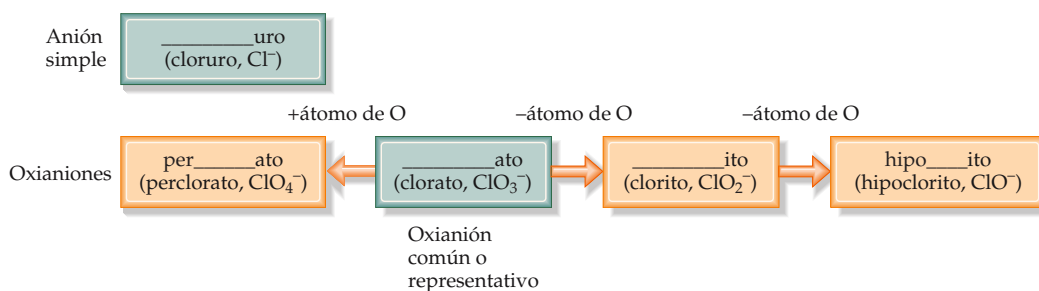
- (b) *Los aniones poliatómicos (de muchos átomos) que contienen oxígeno tienen nombres que terminan en -ato o -ito. Estos aniones se llaman oxianiones. La terminación -ato se emplea para el oxianión más común de un elemento. La terminación -ito se usa para un oxianión que tiene la misma carga pero un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



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



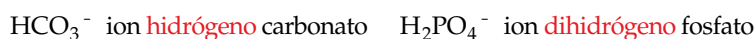
Ejercicios con el CD-ROM
Nombrar dos series de dos oxianiones, nombrar una serie de cuatro oxianiones
(Naming Two Series of Two Oxyanions, Naming a Series of Four Oxyanions)



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

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

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



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

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

TABLA 2.5 Aniones comunes

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



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

EJERCICIO TIPO 2.11

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Respuesta: BrO^-

3. Compuestos iónicos

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

CaCl_2	cloruro de calcio
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	nitrato de aluminio
$\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$	perclorato de cobre(II) (o perclorato cúprico)

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



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

EJERCICIO TIPO 2.12

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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

EJERCICIO TIPO 2.13

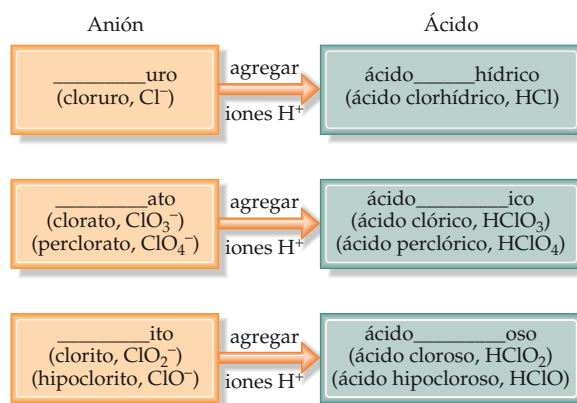
Escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: (a) sulfuro de potasio; (b) hidrógeno carbonato de calcio; (c) perclorato de níquel(II).

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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



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

Nombres y fórmulas de ácidos

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

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

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

Anión	Ácido correspondiente
Cl^- (cloruro)	HCl (ácido clor hídrico)
S^{2-} (sulfuro)	H_2S (ácido sulf hídrico)

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

Anión	Ácido correspondiente
ClO_4^- (perclorato)	$HClO_4$ (ácido percl órico)
ClO_3^- (clorato)	$HClO_3$ (ácido cl órico)
ClO_2^- (clorito)	$HClO_2$ (ácido clor oso)
ClO^- (hipoclorito)	$HClO$ (ácido hipoclor oso)

EJERCICIO TIPO 2.14

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Respuestas: (a) HBr; (b) H_2CO_3

Nombres y fórmulas de compuestos moleculares binarios

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

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

Los ejemplos siguientes ilustran estas reglas:

Cl_2O monóxido de dicloro NF_3 trifluoruro de nitrógeno

N_2O_4 tetróxido de dinitrógeno P_4S_{10} deca sulfuro de tetrafósforo

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

EJERCICIO TIPO 2.15

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Respuestas: (a) SiBr_4 ; (b) S_2Cl_2

TABLA 2.6 Prefijos empleados para nombrar compuestos binarios formados entre no metales

Prefijo	Significado
Mono-	1
Di-	2
Tri-	3
Tetra-	4
Penta-	5
Hexa-	6
Hepta-	7
Octa-	8
Nona-	9
Deca-	10

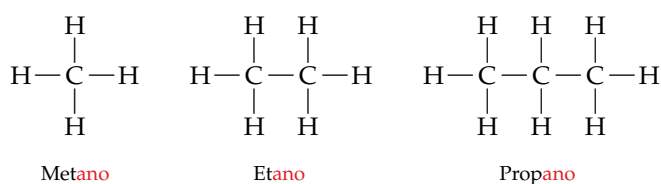
2.9 Algunos compuestos orgánicos simples

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

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

Alcanos

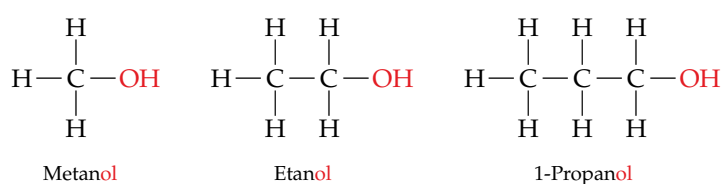
Los compuestos que sólo contienen carbono e hidrógeno se llaman **hidrocarburos**. En la estructura más sencilla de los hidrocarburos, cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos. Estos compuestos se llaman **alcanos**. Los tres alcanos más simples, que contienen uno, dos y tres átomos de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



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

Algunos derivados de los alcanos

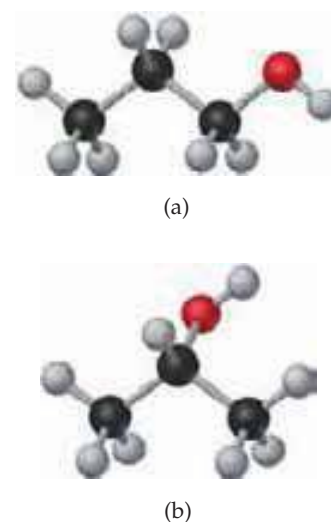
Se obtienen otras clases de compuestos orgánicos cuando los átomos de hidrógeno de los alcanos se sustituyen por *grupos funcionales*, que son grupos específicos de átomos. Los **alcoholes**, por ejemplo, se obtienen sustituyendo un átomo de H de un alcano por un grupo $-\text{OH}$. El nombre del alcohol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



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

El prefijo “1” en el nombre del 1-propanol indica que la sustitución de un H por un OH tuvo lugar en uno de los átomos de carbono “extremos”, no en el de “en medio”; se obtiene un compuesto distinto llamado 2-propanol (también llamado alcohol isopropílico) si el grupo funcional OH se une al átomo de carbono de en medio. En la figura 2.28 se presentan modelos de varillas y bolas del 1-propanol y el 2-propanol. Como veremos en el capítulo 25, la nomenclatura de los compuestos orgánicos permite definir sin ambigüedad qué átomos están unidos entre sí.

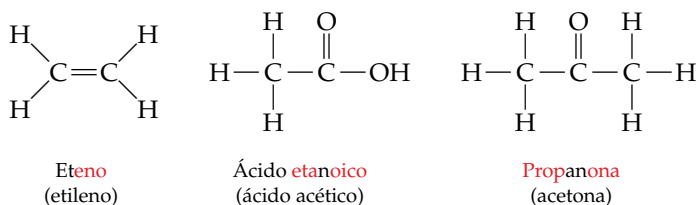
Buena parte de la riqueza de la química orgánica se debe a que compuestos con largas cadenas de enlaces carbono-carbono están presentes en la naturaleza o se pueden sintetizar. La serie de alcanos y alcoholes que comienza con el metano, etano y propano se puede extender indefinidamente (al menos en teoría).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



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

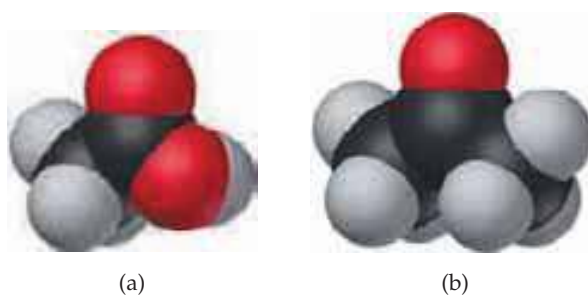
de los alcanos y alcoholes cambian conforme las cadenas se alargan. Los octanos, que son alcanos con ocho átomos de carbono, son líquidos en condiciones normales. Si la serie de los alcanos se extiende a decenas de miles de átomos de carbono, obtenemos el *polietileno*, una sustancia sólida que se emplea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

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



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

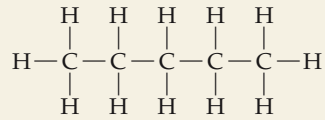
► **Figura 2.29** Modelos espaciales ocupado de (a) el ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) y (b) la acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$).



EJERCICIO TIPO 2.16

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

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



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

(b) Una vez escrita la fórmula estructural, podremos determinar la fórmula molecular contando los átomos presentes. Así, el *n*-pentano tiene la fórmula C_5H_{12} .

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Respuestas: **(a)** C_4H_{10} ; **(b)** butanol, $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

Resumen y términos clave

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Ejercicios

Teoría atómica y el descubrimiento de la estructura atómica

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

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

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

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

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

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

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

La visión moderna de la estructura atómica; pesos atómicos

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

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

- 2.18 Llene los huecos de la siguiente tabla, suponiendo que cada columna representa un átomo neutro:

Símbolo	^{121}Sb				
Protones		38			94
Neutrones		50	108		
Electrones			74	57	
Núm. masa				139	239

- 2.19 Escriba el símbolo correcto, con subíndice y superíndice, de cada uno de los siguientes (use la lista de elementos del interior de la portada si es necesario): (a) el núclido de hafnio que contiene 107 neutrones; (b) el isótopo de argón con número de masa 40; (c) una partícula α ; (d) el isótopo de indio con número de masa 115; (e) el núclido de silicio que tiene el mismo número de protones y de neutrones.
- 2.20 Una forma de estudiar la evolución de la Tierra como planeta es midiendo las cantidades de ciertos núclidos en las rocas. Una cantidad que se ha medido recientemente es la razón $^{129}\text{Xe}/^{130}\text{Xe}$ en algunos minerales. ¿En qué difieren estos dos núclidos y en qué aspectos son iguales?
- 2.21 (a) ¿Qué isótopo se usa como estándar para establecer la escala atómica de masa? (b) el peso atómico del cloro se informa como 35.5, pero ningún átomo de cloro tiene una masa de 35.5 uma. Explique.
- 2.22 (a) ¿Qué masa en uma tiene un átomo de carbono 12? (b) ¿Por qué el peso atómico del carbono se informa como 12.011 en la tabla de elementos y en la tabla periódica en el interior de la portada de este libro?

- 2.23 El plomo elemental (Pb) consta de cuatro isótopos naturales cuyas masas son 203.97302, 205.97444, 206.97587 y 207.97663 uma. Las abundancias relativas de estos cuatro isótopos son 1.4, 24.1, 22.1 y 52.4%, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del plomo.
- 2.24 Sólo hay dos isótopos de cobre en la naturaleza, ^{63}Cu (masa = 62.9296 uma; abundancia 69.17%) y ^{65}Cu (masa = 64.9278 uma; abundancia 30.83%). Calcule el peso atómico (masa atómica media) del cobre.
- 2.25 (a) ¿Qué relación fundamental tiene la espectrometría de masas con los experimentos del tubo de rayos catódicos de Thomson (Figura 2.4)? (b) ¿Cómo se rotulan los ejes de un espectro de masas? (c) Para poder medir el espectro de masas de un átomo, éste debe ganar o perder primero uno o más electrones. ¿Por qué?
- 2.26 (a) Uno de los componentes del espectrómetro de masas de la Figura 2.13 es un imán. ¿De qué sirve el imán? (b) El peso atómico del Cl es de 35.5 uma; sin embargo, el espectro de masas del Cl (Figura 2.14) no muestra un pico en esa masa. Explique eso. (c) Un espectro de masas de átomos de fósforo (P) muestra únicamente un pico en la masa 31. ¿Qué puede concluir con base en esta observación?

- 2.27 El magnesio natural tiene las abundancias isotópicas siguientes:

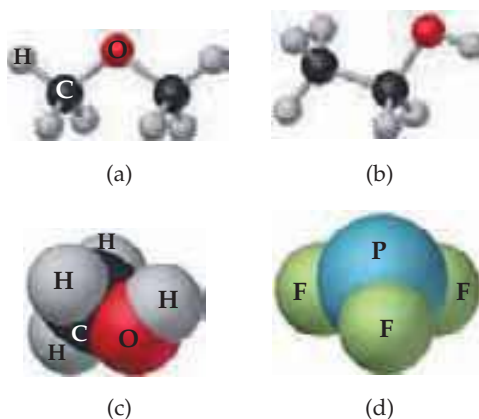
Isótopo	Abundancia	Masa
^{24}Mg	78.99%	23.98504
^{25}Mg	10.00%	24.98584
^{26}Mg	11.01%	25.98259

- (a) Calcule la masa atómica promedio del Mg. (b) Grafique el espectro de masas del Mg.
- 2.28 Es más común aplicar la espectrometría de masas a moléculas que a átomos. En el capítulo 3 veremos que el *peso molecular* de una molécula es la suma de los pesos atómicos de los átomos que la componen. Se obtiene el espectro de masas del H_2 en condiciones tales que no se descompone en átomos de H. Los dos isótopos naturales del hidrógeno son ^1H (masa = 1.00783 uma; abundancia 99.9885%) y ^2H (masa = 2.01410 uma; abundancia 0.0115%). (a) ¿Cuántos picos tendrá el espectro de masas? (b) Cite las masas atómicas relativas de cada uno de esos picos. (c) ¿Cuál pico será más grande, y cuál será el más pequeño?

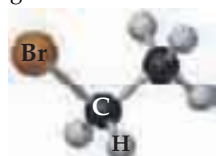
La tabla periódica; moléculas y iones

- 2.29 Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, localícelo en la tabla periódica, e indique si es un metal, un metaloide o un no metal: (a) plata; (b) helio; (c) fósforo; (d) cadmio; (e) calcio; (f) bromo; (g) arsénico.
- 2.30 Localice cada uno de los siguientes elementos en la tabla periódica; indique si es un metal, un metaloide o un no metal; y dé el nombre del elemento: (a) Li; (b) Sc; (c) Ge; (d) Yb; (e) Mn; (f) Au; (g) Te.
- 2.31 Para cada uno de los elementos siguientes, escriba su símbolo químico, determine el nombre del grupo al que pertenece (Tabla 2.3) e indique si se trata de un metal, un metaloide o un no metal: (a) potasio; (b) yodo; (c) magnesio; (d) argón; (e) azufre.
- 2.32 Los elementos del grupo 4A exhiben un cambio interesante en sus propiedades conforme aumenta el periodo. Dé el nombre y el símbolo químico de cada elemento del grupo, e indique si es un no metal, un metaloide o un metal.
- 2.33 ¿Qué sabemos acerca de un compuesto si conocemos la fórmula empírica? ¿Qué información adicional proporciona la fórmula molecular? ¿La fórmula estructural? Explique en cada caso.
- 2.34 Dos compuestos tienen la misma fórmula empírica. Una sustancia es gaseosa; la otra, un líquido viscoso. ¿Cómo es posible que dos sustancias con la misma fórmula empírica tengan propiedades tan distintas?
- 2.35 Determine las fórmulas molecular y empírica de lo siguiente: (a) el disolvente orgánico *benceno*, que tiene seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno. (b) El compuesto *tetracloruro de silicio*, que tiene un átomo de silicio y cuatro átomos de cloro y se usa en la fabricación de chips para computadora.

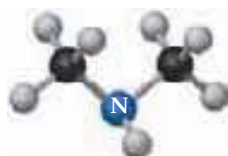
- 2.36 Escriba las fórmulas molecular y empírica de lo siguiente: (a) la sustancia reactiva *diborano*, que tiene dos átomos de boro y seis de hidrógeno; (b) el azúcar llamada *glucosa*, que tiene seis átomos de carbono, doce de hidrógeno y seis de oxígeno.
- 2.37 ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en cada uno de los siguientes: (a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; (b) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; (c) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$?
- 2.38 ¿Cuántos de los átomos que se indican están representados en cada fórmula química? (a) átomos de carbono en $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$; (b) átomos de oxígeno en $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$; (c) átomos de hidrógeno en $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.
- 2.39 Escriba las fórmulas molecular y estructural de los compuestos que se representan con los modelos moleculares siguientes:



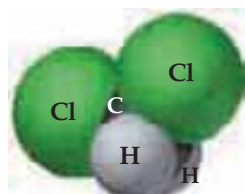
2.40 Escriba las fórmulas molecular y estructural de los compuestos que se representan con los modelos moleculares siguientes:



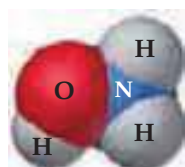
(a)



(b)



(c)



(d)

2.41 Escriba la fórmula empírica correspondiente a cada una de estas fórmulas moleculares: (a) Al_2Br_6 ; (b) C_8H_{10} ; (c) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$; (d) P_4O_{10} ; (e) $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$; (f) $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$
 2.42 En la lista siguiente, encuentre los grupos de compuestos que tienen la misma fórmula empírica: C_2H_2 , N_2O_4 , C_2H_4 , C_6H_6 , NO_2 , C_3H_6 , C_4H_8 .

2.43 Cada uno de los elementos siguientes puede formar un ion en reacciones químicas. Consultando la tabla periódica, prediga la carga del ion más estable de cada uno: (a) Al; (b) Ca; (c) S; (d) I; (e) Cs.

2.44 Empleando la tabla periódica, prediga las cargas de los iones de los siguientes elementos: (a) Sc; (b) Sr; (c) P; (d) K; (e) F.

2.45 Con la tabla periódica como guía, prediga la fórmula y el nombre del compuesto formado por los elementos siguientes: (a) Ga y F; (b) Li y H; (c) Al e I; (d) K y S.

2.46 La carga más común asociada a la plata en sus compuestos es $1+$. Indique las fórmulas empíricas que cabría esperar para los compuestos formados por Ag y (a) yodo; (b) azufre; (c) flúor.

2.47 Prediga la fórmula empírica del compuesto iónico formado por (a) Ca^{2+} y Br^- ; (b) NH_4^+ y Cl^- ; (c) Al^{3+} y $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$; (d) K^+ y SO_4^{2-} ; (e) Mg^{2+} y PO_4^{3-} .

2.48 Prediga la fórmula empírica de los compuestos formados por los pares de iones siguientes: (a) NH_4^+ y SO_4^{2-} ; (b) Cu^+ y S^{2-} ; (c) La^{3+} y F^- ; (d) Ca^{2+} y PO_4^{3-} ; (e) Hg_2^{2+} y CO_3^{2-} .

2.49 Prediga si cada uno de los compuestos siguientes es molecular o iónico: (a) B_2H_6 ; (b) CH_3OH ; (c) LiNO_3 ; (d) Sc_2O_3 ; (e) CsBr ; (f) NOCl ; (g) NF_3 ; (h) Ag_2SO_4 .

2.50 ¿Cuáles de los siguientes son iónicos y cuáles moleculares? (a) PF_5 ; (b) NaI ; (c) SCL_2 ; (d) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; (e) FeCl_3 ; (f) LaP ; (g) CoCO_3 ; (h) N_2O_4 .

Nomenclatura de compuestos inorgánicos; moléculas orgánicas

2.51 Escriba la fórmula química de (a) ion clorito; (b) ion cloruro; (c) ion clorato; (d) ion perclorato; (e) ion hipoclorito.
 2.52 El selenio, un elemento requerido en la nutrición en cantidades traza, forma compuestos análogos a los del azufre. Nombre estos iones: (a) SeO_4^{2-} ; (b) Se^{2-} ; (c) HSe^- ; (d) HSeO_3^- .
 2.53 Dé los nombres de los compuestos iónicos siguientes: (a) AlF_3 ; (b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; (c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; (d) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$; (e) Li_3PO_4 ; (f) Hg_2S ; (g) $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$; (h) $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$; (i) K_2CrO_4 ; (j) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
 2.54 Nombre los siguientes compuestos iónicos: (a) Li_2O ; (b) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$; (c) NaClO ; (d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$; (e) $\text{Sr}(\text{CN})_2$; (f) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; (g) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; (h) NaH_2PO_4 ; (i) KMnO_4 ; (j) $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 2.55 Escriba la fórmula química de los compuestos siguientes: (a) óxido de cobre(I); (b) peróxido de potasio; (c) hidróxido de aluminio; (d) nitrato de zinc; (e) bromuro de mercurio(I); (f) carbonato de hierro(III); (g) hipobromito de sodio.
 2.56 Escriba la fórmula química de cada uno de los compuestos iónicos siguientes: (a) dicromato de potasio; (b) nitrato de cobalto(II); (c) acetato de cromo(III); (d) hidruro de sodio; (e) hidrógeno carbonato de calcio; (f) bromato de bario; (g) perclorato de cobre(II).
 2.57 Dé el nombre o la fórmula química, según sea apropiado, para cada uno de los ácidos siguientes: (a) HBrO_3 ; (b) HBr ; (c) H_3PO_4 ; (d) ácido hipocloroso; (e) ácido yódico; (f) ácido sulfuroso.
 2.58 Dé el nombre o la fórmula química, según sea apropiado, para cada uno de los ácidos siguientes: (a) ácido bromhídrico; (b) ácido sulfhídrico; (c) ácido nitroso; (d) H_2CO_3 ; (e) HClO_3 ; (f) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$.

2.59 Indique el nombre o la fórmula química, según sea apropiado, de cada una de las sustancias moleculares siguientes: (a) SF_6 ; (b) IF_5 ; (c) XeO_3 ; (d) tetróxido de dinitrógeno; (e) cianuro de hidrógeno; (f) hexasulfuro de tetrafósforo.

2.60 Los óxidos de nitrógeno son importantes ingredientes de la contaminación del aire urbano. Nombre estos compuestos: (a) N_2O ; (b) NO ; (c) NO_2 ; (d) N_2O_5 ; (e) N_2O_4 .

2.61 Escriba la fórmula química de cada sustancia mencionada en las descripciones textuales siguientes (consulte en el interior de la portada los símbolos de los elementos que no conozca). (a) El carbonato de zinc puede calentarse para formar óxido de zinc y dióxido de carbono. (b) Al tratarse con ácido fluorhídrico, el dióxido de silicio forma tetrafluoruro de silicio y agua. (c) El dióxido de azufre reacciona con agua para formar ácido sulfuroso. (d) La sustancia fósforo de hidrógeno, que se llama comúnmente fosfina, es un gas tóxico. (e) El ácido perclórico reacciona con cadmio para formar perclorato de cadmio(II). (f) El bromuro de vanadio(III) es un sólido colorido.

2.62 Suponga que encuentra las siguientes frases en sus lecturas. Escriba la fórmula química de cada una de las sustancias mencionadas. (a) El hidrógeno carbonato de sodio se usa como desodorante. (b) El hipoclorito de calcio se utiliza en algunas soluciones blanqueadoras. (c) El cianuro de hidrógeno es un gas muy venenoso. (d) El hidróxido de magnesio se usa como purgante. (e) El fluoruro de estaño(II) se ha usado como aditivo en dentífricos. (f) Si tratamos el sulfuro de cadmio con ácido sulfúrico, se desprenden vapores de sulfuro de hidrógeno.

2.63 (a) ¿Qué es un hidrocarburo? (b) ¿Todos los hidrocarburos son alcanos? (c) Escriba la fórmula estructural del

etano (C_2H_6). (d) El *n*-butano es el alcano con cuatro átomos de carbono en cadena. Escriba la fórmula estructural de este compuesto y determine sus fórmulas molecular y empírica.

- 2.64 (a) ¿Qué terminación llevan los nombres de los alcanos? (b) ¿Todos los alcanos son hidrocarburos? (c) Escriba la fórmula estructural del propano (C_3H_8). (d) El *n*-hexano es el alcano con todos sus átomos de carbono en cadena. Escriba la fórmula estructural de este compuesto y determine sus fórmulas molecular y empírica. (Sugerencia: Tal vez necesite consultar la tabla 2.6.)

Ejercicios adicionales

- 2.67 Describa una contribución importante a la ciencia hecha por cada uno de los científicos siguientes: (a) Dalton; (b) Thomson; (c) Millikan; (d) Rutherford
- [2.68] Suponga que un científico repite el experimento de la gota de aceite de Millikan, pero informa las cargas de las gotas utilizando una unidad desusada (e imaginaria) llamada *warmomb* (wa). Los datos que obtiene para cuatro gotas son:

Gotita	Carga calculada (wa)
A	3.84×10^{-8}
B	4.80×10^{-8}
C	2.88×10^{-8}
D	8.64×10^{-8}

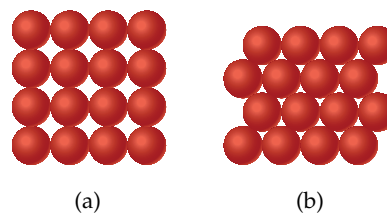
(a) Si todas las gotitas tuvieran el mismo tamaño, ¿cuál caería más lentamente en el aparato? (b) Con base en estos datos ¿cuál sería la carga más probable del electrón en warmombs? (c) Con base en su respuesta a la parte (b), ¿cuántos electrones hay en cada gotita? (d) Obtenga el factor de conversión entre warmombs y coulombs?

- 2.69 ¿Qué es radiactividad? Indique si está de acuerdo o no con la afirmación siguiente, y dé sus razones: el descubrimiento de la radiactividad hecho por Henri Becquerel demuestra que el átomo no es indivisible, como se había pensado durante tanto tiempo.
- 2.70 ¿Cómo interpretó Rutherford las siguientes observaciones efectuadas durante sus experimentos de dispersión de partículas α ? (a) La mayor parte de las partículas α no sufrían una desviación apreciable al atravesar la laminilla de oro; (b) unas cuantas partículas α se desviaban con ángulos muy grandes. (c) ¿Qué diferencias cabría esperar si se usara una laminilla de berilio en vez de una de oro en el experimento?
- [2.71] Una partícula α es un núcleo de un átomo de ^4He . (a) ¿Cuántos protones y neutrones tiene una partícula α ? (b) ¿Qué fuerza mantiene unidos los protones y neutrones de la partícula α ? (c) ¿Qué carga tiene una partícula α en unidades de carga electrónica? (d) La relación carga/masa de una partícula α es de $4.8224 \times 10^4 \text{ C/g}$. Con base en la carga de esta partícula, calcule su masa en gramos y en uma. (e) Utilizando los datos de la tabla 2.1, compare su respuesta para la parte (d) con la suma de las masas de las partículas subatómicas individuales.

- 2.65 (a) ¿Qué es un grupo funcional? (b) ¿Qué grupo funcional caracteriza a los alcoholes? (c) Remitiéndose al ejercicio 2.63, escriba una fórmula estructural para *n*-butanol, el alcohol derivado del *n*-butano, efectuando una sustitución en uno de los átomos de carbono de los extremos.
- 2.66 (a) ¿Qué tienen en común el etano, el etanol y el etileno? (b) ¿En qué difiere el 1-propanol del propano? (c) Con base en la fórmula estructural del ácido etanoico dada en el texto, proponga una fórmula estructural para el *ácido propanoico*. ¿Qué fórmula molecular tiene?

¿Puede explicar la diferencia de masa? (Si no, veremos tales diferencias de masa más a fondo en el capítulo 21.)

- 2.72 La abundancia natural de ^3He es de 0.000137%. (a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene un átomo de ^3He ? (b) Con base en la suma de las masas de sus partículas subatómicas, ¿qué cabe esperar que sea más masivo, un átomo de ^3He o uno de ^3H (que también se llama *tritio*)? (c) Con base en su respuesta para la parte (b), ¿qué precisión necesitaría tener un espectrómetro de masas que puede distinguir entre los picos producidos por ^3He y ^3H ?
- 2.73 Un cubo de oro que mide 1.00 cm por lado tiene una masa de 19.3 g. Un solo átomo de oro tiene una masa de 197.0 uma. (a) ¿Cuántos átomos de oro contiene el cubo? (b) Con la información dada, estime el diámetro en Å de un solo átomo de oro. (c) ¿Qué supuso para obtener su respuesta en la parte (b)?
- [2.74] El diámetro de un átomo de rubidio es de 4.95 Å. Consideraremos dos formas de acomodar los átomos en una superficie. En el acomodo A, todos los átomos están alineados. El acomodo B se denomina *empacado compacto* porque los átomos se acomodan en las "depressiones" formadas por la fila anterior de átomos:



- (a) Utilizando el acomodo A, ¿cuántos átomos de Rb podrían colocarse en una superficie cuadrada de 1.0 cm por lado? (b) ¿Cuántos átomos de Rb podrían colocarse en una superficie cuadrada de 1.0 cm por lado si se usa el acomodo B? (c) ¿En qué factor aumentó el número de átomos en la superficie al pasar del acomodo A al B? Si se extiende a tres dimensiones, ¿cuál acomodo hará que el Rb metálico sea más denso?
- [2.75] (a) Suponiendo las dimensiones del núcleo y el átomo dadas en la Figura 2.12, ¿qué fracción del *volumen* del átomo ocupa el núcleo? (b) Utilizando la masa del protón de la tabla 2.1 y suponiendo que su diámetro es de $1.0 \times 10^{-15} \text{ m}$, calcule la densidad de un protón en g/cm^3 .

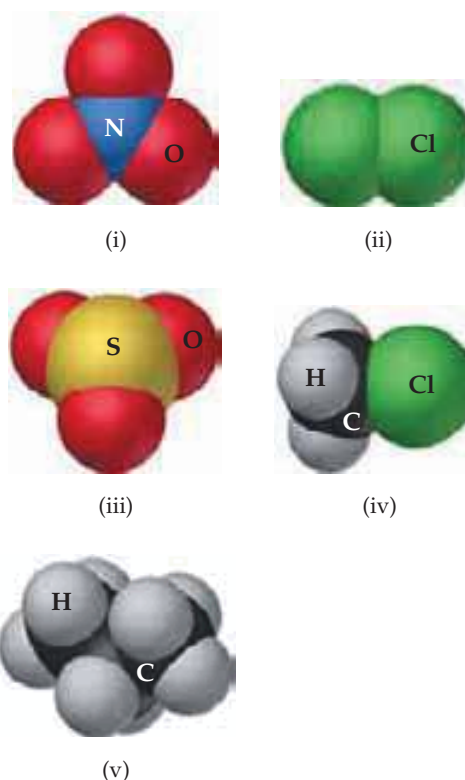
- 2.76 El elemento oxígeno existe como tres isótopos en la Naturaleza, con 8, 9 y 10 neutrones en el núcleo, respectivamente. (a) Escriba los símbolos químicos completos de esos tres isótopos. (b) Describa las similitudes y diferencias de los tres tipos de átomos de oxígeno.
- 2.77 Los químicos suelen usar el término *peso atómico* en vez de *masa atómica promedio*. En el texto dijimos que este último término es más correcto. Considerando las unidades de peso y masa, ¿puede explicar esa afirmación?
- 2.78 El galio (Ga) consiste en dos isótopos naturales con masa de 68.926 y 70.925 uma. (a) ¿Cuántos protones y neutrones hay en el núcleo de cada isótopo? Escriba el símbolo químico completo de cada uno, indicando el número atómico y el número de masa. (b) La masa atómica media del Ga es 69.72 uma. Calcule la abundancia de cada isótopo.
- [2.79] Utilizando una referencia adecuada, como el *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, consulte la información siguiente para el níquel: (a) el número de isótopos conocidos; (b) las masas atómicas (en uma) y la abundancia natural de los cinco isótopos más abundantes.
- [2.80] El bromo tiene dos isótopos. En condiciones naturales, el bromo elemental existe como moléculas de Br₂ (Figura 2.19), y la masa de una molécula de Br₂ es la suma de las masas de los dos átomos de la molécula. El espectro de masas del Br₂ muestra tres picos:

Masa (uma)	Tamaño relativo
157.836	0.2569
159.834	0.4999
161.832	0.2431

(a) ¿A qué se debe cada pico (qué isótopos incluye cada uno)? (b) ¿Qué masa tiene cada isótopo? (c) Determine la masa molecular media de una molécula de Br₂. (d) Determine la masa atómica media de un átomo de bromo. (e) Calcule la abundancia de los dos isótopos.

- 2.81 En espectrometría de masas es común suponer que la masa de un catión es igual a la del átomo del que proviene. (a) Utilizando los datos de la tabla 2.1, determine el número de cifras significativas que tendrían que informarse para que la diferencia entre las masas de ¹H y ¹H⁺ fuera significativa. (b) ¿Qué porcentaje de la masa de un átomo de ¹H representa el electrón?
- 2.82 El *bronce* es una aleación metálica que se usa con frecuencia en aplicaciones decorativas y en esculturas. Un bronce típico consiste en cobre, estaño y zinc, con cantidades menores de fósforo y plomo. Localice todos estos elementos en la tabla periódica, escriba sus símbolos, e identifique el grupo de la tabla periódica al que pertenecen.
- 2.83 De la lista de elementos siguiente: Ar, H, Ga, Al, Ca, Br, Ge, K, O, escoja el que mejor se ajuste a cada descripción; use cada elemento sólo una vez: (a) un metal alcalino; (b) un metal alcalinotérreo; (c) un gas noble; (d) un halógeno; (e) un metaloide; (f) un no metal que aparece en el grupo 1A; (g) un metal que forma un ion 3+; (h) un no metal que forma un ion 2-; (i) un elemento que se parece al aluminio.

- 2.84 Los primeros átomos de seaborgio (Sg) se identificaron en 1974. El isótopo de más larga vida de Sg tiene un número de masa de 266. (a) ¿Cuántos protones, electrones y neutrones hay en un núclido de ²⁶⁶Sg? (b) Los átomos de Sg son muy inestables, por lo que es muy difícil estudiar las propiedades de este elemento. Con base en la posición de Sg en la tabla periódica, ¿a qué elemento debería parecerse más en términos de propiedades químicas?
- 2.85 Con base en las estructuras moleculares que se muestran, identifique la que corresponde a cada una de las especies siguientes: (a) cloro gaseoso; (b) propano, C₃H₈; (c) ion nitrato; (d) trióxido de azufre; (e) cloruro de metilo, CH₃Cl.

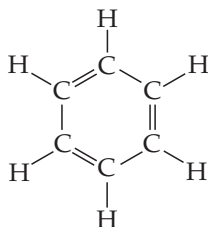


- 2.86 Llene los huecos de la tabla siguiente:

Símbolo	¹⁰² Ru ³⁺				Ce
Protones		34	76		
Neutrones		46	116	74	82
Electrones		36		54	
Carga neta			2+	1-	3+

- 2.87 Nombre los óxidos siguientes. Suponiendo que los compuestos sean iónicos, ¿qué carga está asociada al elemento metálico en cada caso? (a) NiO; (b) MnO₂; (c) Cr₂O₃; (d) MoO₃.
- 2.88 El ácido yódico tiene la fórmula molecular HIO₃. Escriba las fórmulas de lo siguiente: (a) el anión yodato; (b) el anión peryodato; (c) el anión hipoyodito; (d) el ácido hipoyodoso; (e) el ácido peryódico.

- 2.89 Los elementos del mismo grupo de la tabla periódica a menudo forman oxianiones con la misma fórmula general. Los aniones también se designan de manera similar. Con base en estas observaciones, sugiera una fórmula química o nombre, según sea apropiado, para cada uno de los iones siguientes: (a) BrO_4^- ; (b) SeO_3^{2-} ; (c) ion arseniato; (d) ion hidrógeno telurato.
- 2.90 Dé los nombres químicos de cada uno de los compuestos conocidos siguientes: (a) NaCl (sal de mesa); (b) NaHCO_3 (polvo para hornear); (c) NaOCl (en muchos blanqueadores); (d) NaOH (sosa cáustica); (e) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (sales aromáticas); (f) CaSO_4 (yeso de París).
- 2.91 Muchas sustancias muy conocidas tienen nombres comunes, no sistemáticos. Para cada uno de los siguientes, dé el nombre sistemático correcto: (a) sal nitro, KNO_3 ; (b) sosa comercial, Na_2CO_3 ; (c) cal viva, CaO ; (d) ácido muriático, HCl ; (e) sal de Epsom, MgSO_4 ; (f) leche de magnesia, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- 2.92 Muchos iones y compuestos tienen nombres muy similares y es fácil confundirlos. Escriba las fórmulas químicas correctas para distinguir entre (a) sulfuro de calcio e hidrógeno sulfuro de calcio; (b) ácido bromhídrico y ácido bromico; (c) nitruro de aluminio y nitrito de aluminio; (d) óxido de hierro(II) y óxido de hierro(III); (e) ion amonio y amoniaco; (f) sulfito de potasio y bisulfito de potasio; (g) cloruro mercurioso y cloruro mercurico; (h) ácido clórico y ácido perclórico.
- [2.93] Empleando el *Handbook of Chemistry and Physics*, obtenga la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición de (a) PF_3 ; (b) SiCl_4 ; (c) etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
- 2.94 Los hidrocarburos aromáticos son hidrocarburos derivados del benceno (C_6H_6). La fórmula estructural del benceno es la siguiente:

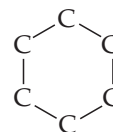


- (a) ¿Qué fórmula empírica tiene el benceno? (b) El benceno es un alcano? Explique someramente su respuesta. (c) El alcohol derivado del benceno, llamado *fenol*, se usa como desinfectante y anestésico local. Proponga una fórmula estructural para el *fenol* y determine su fórmula molecular.

- [2.95] El benceno (C_6H_6 , vea el ejercicio anterior) contiene 0.9226 g de carbono por gramo de benceno; el resto de la masa es hidrógeno. La tabla siguiente da el contenido de carbono por gramo de sustancia para varios otros hidrocarburos aromáticos:

Hidrocarburo aromático	Gramos de carbono por gramo de hidrocarburo
Xileno	0.9051
Bifenilo	0.9346
Mesitileno	0.8994
Tolueno	0.9125

- (a) Para el benceno, calcule la masa de H que se combina con 1 g de C. (b) Para los hidrocarburos de la tabla, calcule la masa de H que se combina con 1 g de C. (c) Comparando los resultados de la parte (b) con los de la parte (a), determine las proporciones de números pequeños de átomos de hidrógeno por átomo de carbono para los hidrocarburos de la tabla. (d) Escriba las fórmulas empíricas para los hidrocarburos de la tabla.
- [2.96] El compuesto *ciclohexano* es un alcano en el que seis átomos de carbono forman un anillo. La fórmula estructural parcial del compuesto es:



- (a) Complete la fórmula estructural del ciclohexano. (b) ¿La fórmula molecular del ciclohexano es la misma que la del *n*-hexano, donde los átomos de carbono están en línea recta? Si puede, explique a qué se debe cualquier diferencia. (c) Proponga una fórmula estructural para el *ciclohexanol*, el alcohol derivado del ciclohexano. (d) Proponga una fórmula estructural para el *ciclohexeno*, que tiene un doble enlace carbono-carbono. ¿Tiene la misma fórmula molecular que el ciclohexano?
- 2.97 La tabla periódica ayuda a organizar los comportamientos químicos de los elementos. Como exposición en clase o ensayo corto, describa la organización de la tabla y mencione todas las formas que se le ocurran en que la posición de un elemento en la tabla tiene que ver con las propiedades químicas y físicas del elemento.



Ejercicios con el CD-ROM

- 2.98** (a) Después de ver el vídeo **Proporciones múltiples (Multiple Proportions, eCapítulo 2.1)**, muestre cómo las razones de masa oxígeno/ hidrógeno de H_2O y H_2O_2 ilustran la ley de proporciones múltiples. (b) Remítase al Ejercicio 2.3 y dibuje modelos moleculares (similares a los del vídeo) de los tres compuestos que contienen N y O mencionados en el ejercicio. (c) Haga lo mismo con el ejercicio 2.4, dibujando modelos de las moléculas que contienen I y F.
- 2.99** Antes del experimento de Rutherford con la laminilla de oro, se creía que la masa y las partículas con carga positiva del átomo estaban distribuidos de manera uniforme en todo el volumen del átomo. (a) Vea el vídeo del **Experimento de Rutherford (Rutherford Experiment, eCapítulo 2.2)** y describa en qué habrían diferido los resultados experimentales si el modelo anterior hubiera sido correcto. (b) ¿Sobre qué característica específica de la perspectiva moderna de la estructura atómica arrojó luz el experimento de Rutherford?
- 2.100** El vídeo **Separación de la radiación (Separation of Radiation, eCapítulo 2.2)** muestra cómo se comportan tres tipos de emisiones radiactivas en presencia de un campo eléctrico. (a) ¿Cuál de los tres tipos de radiación no consiste en un flujo de partículas? (b) En el ejercicio 2.9 le pedimos explicar por qué los rayos α y β se desvían en direcciones opuestas. En el vídeo, la diferencia de *magnitud* entre la desviación de las partículas α y la de las partículas β se atribuye primordialmente a una diferencia de masa. ¿Cuánto más masivas son las partículas α que las β ? ¿Qué factores aparte de la masa influyen en la magnitud de la desviación?
- 2.101** Use la actividad **Tabla periódica (Periodic Table, eCapítulo 2.4)** para contestar estas preguntas: (a) ¿Qué elemento tiene el mayor número de isótopos, y cuántos isótopos tiene? (b) Ciertos números atómicos corresponden a números excepcionalmente grandes de isótopos. ¿Qué sugiere la gráfica de número atómico vs. número de isótopos en lo tocante a la estabilidad de los átomos que tienen ciertos números de protones? (c) ¿Cuál es el elemento más denso y qué densidad tiene?
- 2.102** Dé la fórmula y el nombre correctos del compuesto iónico formado por cada una de las combinaciones indicadas: NH_4^+ y Al^{3+} , cada uno con Br^- , OH^- , S^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^- y ClO_4^- . Use la actividad **Compuestos iónicos (Ionic Compounds, eCapítulo 2.7)** para verificar sus respuestas.