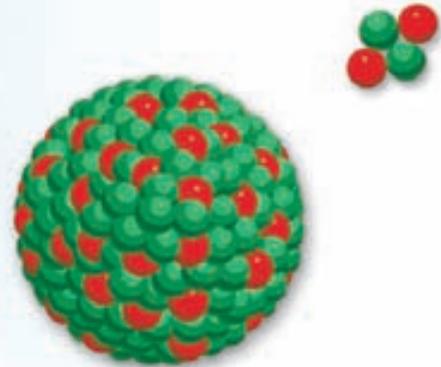
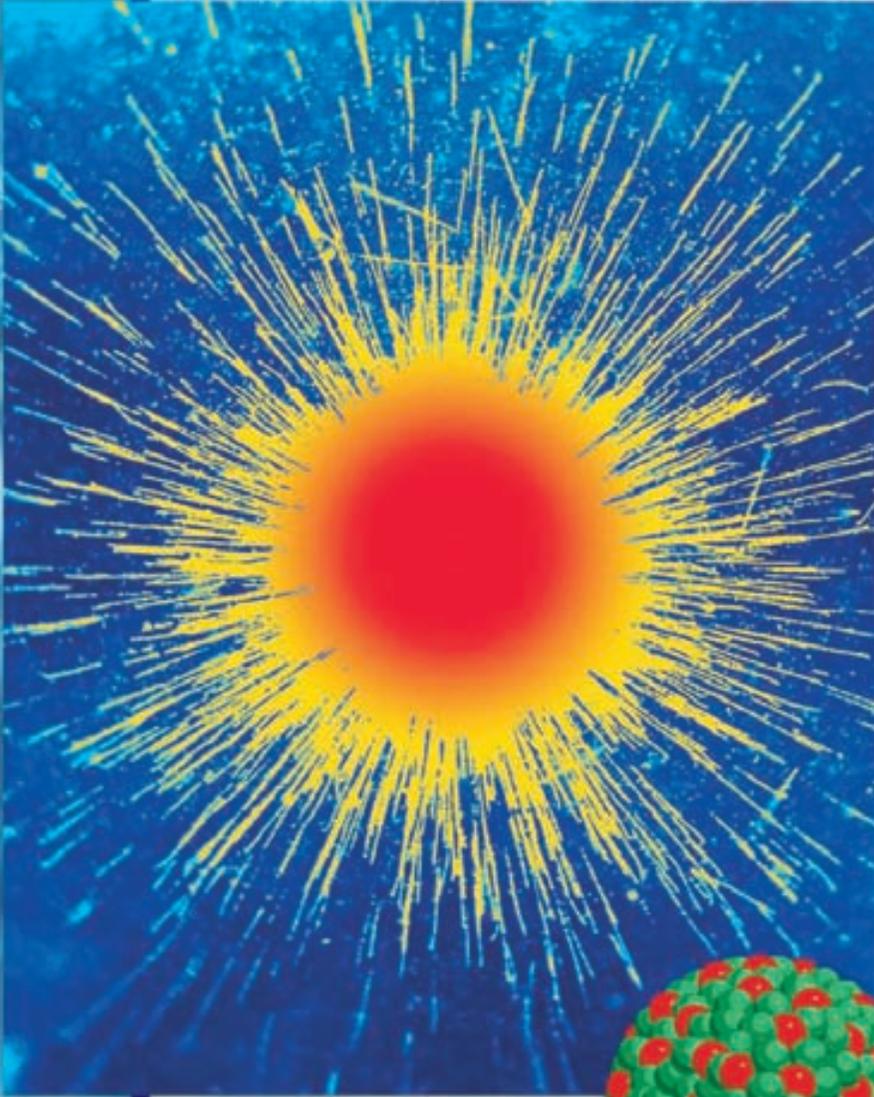


Átomos, moléculas y iones



Imágenes a color de la emisión radiactiva del radio (Ra). Los modelos muestran el núcleo del radio y los productos de su descomposición radiactiva: radón (Rn) y una partícula alfa, la cual tiene dos protones y dos neutrones. El estudio de la radiactividad ayudó a mejorar el conocimiento de los científicos acerca de la estructura atómica.

2

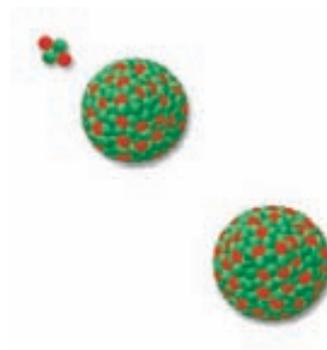
Sumario

- 2.1 Teoría atómica
- 2.2 Estructura del átomo
- 2.3 Número atómico, número de masa e isótopos
- 2.4 La tabla periódica
- 2.5 Moléculas y iones
- 2.6 Fórmulas químicas
- 2.7 Nomenclatura de los compuestos
- 2.8 Introducción a los compuestos orgánicos

Avance del capítulo

- Iniciaremos este capítulo con una perspectiva histórica de la búsqueda de las unidades fundamentales de la materia. La versión moderna de la teoría atómica la postuló en el siglo XIX John Dalton, quien afirmó que los elementos estaban constituidos por partículas extremadamente pequeñas, llamadas átomos. Todos los átomos de un elemento determinado son idénticos, pero son diferentes de los átomos de todos los demás elementos. (2.1)
- Observaremos que, mediante la experimentación, los científicos han aprendido que un átomo está constituido por tres partículas elementales: protón, electrón y neutrón. El protón tiene una carga positiva, el electrón una negativa, y el neutrón no tiene carga. Los protones y los neutrones se localizan en una pequeña región en el centro del átomo, denominada núcleo, en tanto que los electrones están dispersos alrededor del núcleo a cierta distancia de él. (2.2)
- Analizaremos las siguientes formas de identificar átomos. El número atómico es el número de protones en un núcleo; los átomos de diferentes elementos tienen números atómicos distintos. Los isótopos son átomos del mismo elemento con un número diferente de neutrones. El número de masa es la suma del número de protones y neutrones en un átomo. Debido a que un átomo es eléctricamente neutro, contiene un número igual de electrones y de protones. (2.3)
- Observaremos cómo se pueden agrupar los elementos de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas en una tabla conocida como tabla periódica. La tabla periódica permite clasificar los elementos (como metales, metaloides y no metales) y correlacionar sus propiedades de manera sistemática. (2.4)
- Veremos que los átomos de la mayor parte de los elementos interactúan para formar compuestos, los cuales se clasifican como moléculas o compuestos iónicos formados por iones positivos (cationes) y iones negativos (aniones). (2.5)
- Después aprenderemos a utilizar fórmulas químicas (moleculares y empíricas) para representar moléculas y compuestos iónicos y modelos para representar moléculas. (2.6)
- Analizaremos un conjunto de reglas que ayudarán a dar nombre a los compuestos inorgánicos. (2.7)
- Este capítulo termina con una breve introducción al tema del mundo orgánico que se retomará en un capítulo posterior. (2.8)

Desde épocas remotas, los humanos se han interesado por la naturaleza de la materia. Nuestras ideas modernas sobre la estructura de la materia se basan en la teoría atómica de Dalton, de principios del siglo XIX. En la actualidad sabemos que toda la materia está formada por átomos, moléculas y iones. La química siempre se relaciona, de una u otra forma, con estas especies.



2.1 Teoría atómica

En el siglo v a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó *átomos* (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos Platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo”, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, el científico inglés, profesor John Dalton,¹ formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
4. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos.

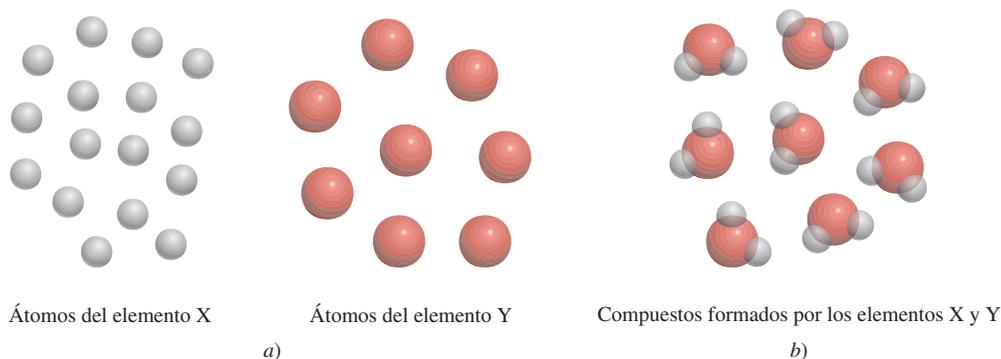
En la figura 2.1 se muestra una representación esquemática de las tres últimas hipótesis.

El concepto de Dalton sobre un átomo es mucho más detallado y específico que el concepto de Demócrito. La segunda hipótesis establece que los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos. Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos. Tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero se dio cuenta de que la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno sólo se puede explicar a partir de la idea de que los átomos de hidrógeno son distintos de los átomos de oxígeno.

La tercera hipótesis sugiere que para formar determinado compuesto no sólo se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico

¹ John Dalton (1766-1844). Químico, matemático y filósofo inglés. Además de la teoría atómica, también formuló varias leyes sobre los gases y proporcionó la primera descripción detallada de la ceguera al color, la cual padecía. Se ha descrito a Dalton como un experimentador indiferente con muy pocas habilidades en las áreas del lenguaje y la ilustración. Su único pasatiempo era el juego de bolos en césped los jueves por la tarde. Tal vez la visión de esos bolos de madera fue lo que inspiró su idea de la teoría atómica.

Figura 2.1 a) De acuerdo con la teoría atómica de Dalton, los átomos del mismo elemento son idénticos, pero los átomos de un elemento son distintos de los átomos de otros. b) Compuesto formado por átomos de los elementos X y Y. En este caso, la proporción de los átomos del elemento X con respecto a la del elemento Y es de 2:1. Observe que la reacción química produce sólo un reordenamiento de átomos, no su destrucción o creación.

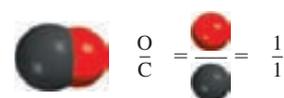


francés Joseph Proust.² La **ley de las proporciones definidas** de Proust establece que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa*. Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante.

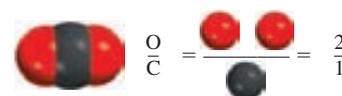
La tercera hipótesis de Dalton confirma otra importante ley, la **ley de las proporciones múltiples**. Según esta ley, *si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños*. La teoría de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de manera muy sencilla: diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono. Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono y en el dióxido de carbono es 1:2. Este resultado concuerda con la ley de las proporciones múltiples (figura 2.2).

La cuarta hipótesis de Dalton es una forma de enunciar la **ley de la conservación de la masa**,³ la cual establece que *la materia no se crea ni se destruye*. Debido a que la materia está formada por átomos, que no cambian en una reacción química, se concluye que la masa también se debe conservar. La brillante idea de Dalton sobre la naturaleza de la materia fue el principal estímulo para el rápido progreso de la química durante el siglo XIX.

Monóxido de carbono



Dióxido de carbono



Oxígeno en el monóxido de carbono en relación con el oxígeno en el dióxido de carbono: 1:2

Figura 2.2 Ilustración de la ley de las proporciones múltiples.

Revisión de conceptos

Los átomos de los elementos A (azul) y B (anaranjado) forman los dos compuestos mostrados aquí. ¿Estos compuestos obedecen la ley de las proporciones múltiples?



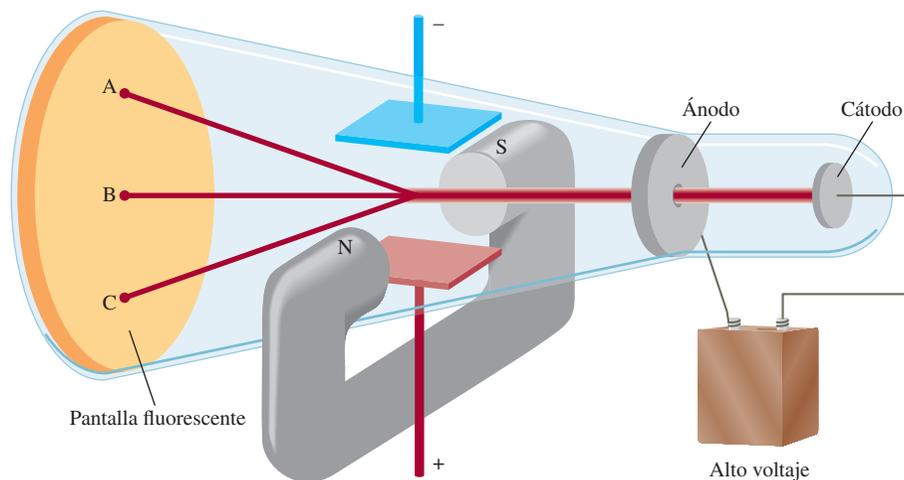
2.2 Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un **átomo** se define como *la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas *partículas subatómicas*. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

² Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico francés. Fue el primero en aislar el azúcar de las uvas.

³ De acuerdo con Albert Einstein, la masa y la energía son aspectos alternos de una entidad única denominada *masa-energía*. Por lo común, las reacciones químicas implican una ganancia o pérdida de calor u otras formas de energía. Así, cuando la energía se pierde en una reacción, por ejemplo, también se pierde masa. No obstante, salvo en el caso de las reacciones nucleares (vea el capítulo 23), los cambios de masa en las reacciones químicas son demasiado pequeños para ser detectados. Por consiguiente, para fines prácticos, la masa se conserva.

Figura 2.3 Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S denotan los polos norte y sur del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto A en presencia de un campo magnético, en el punto C en presencia de un campo eléctrico y en el punto B cuando no existan campos externos presentes o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.



El electrón

En la década de 1890, muchos científicos estaban interesados en el estudio de la *radiación, la emisión y transmisión de la energía a través del espacio en forma de ondas*. La información obtenida por estas investigaciones contribuyó al conocimiento de la estructura atómica. Para investigar este fenómeno se utilizó un tubo de rayos catódicos, precursor de los tubos utilizados en los televisores (figura 2.3). Consta de un tubo de vidrio del cual se ha evacuado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, llamada *cátodo*, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, llamada *ánodo*, que pasa por una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza la superficie, recubierta de una manera especial, produce una fuerte fluorescencia o luz brillante.

En algunos experimentos se colocaron, *por fuera* del tubo de rayos catódicos, dos placas cargadas eléctricamente y un electroimán (vea la figura 2.3). Cuando se conecta el campo magnético y el campo eléctrico permanece desconectado, los rayos catódicos alcanzan el punto A del tubo. Cuando está conectado solamente el campo eléctrico, los rayos llegan al punto C. Cuando tanto el campo magnético como el eléctrico están desconectados, o bien cuando ambos están conectados pero se balancean de forma que se cancelan mutuamente, los rayos alcanzan el punto B. De acuerdo con la teoría electromagnética, un cuerpo cargado, en movimiento, se comporta como un imán y puede interactuar con los campos magnéticos y eléctricos que atraviesa. Debido a que los rayos catódicos son atraídos por la placa con carga positiva y repelidos por la placa con carga negativa, deben consistir en partículas con carga negativa. Actualmente, estas *partículas con carga negativa* se conocen como *electrones*. En la figura 2.4 se muestra el efecto de un imán sobre los rayos catódicos.

El físico inglés J. J. Thomson⁴ utilizó un tubo de rayos catódicos y su conocimiento de la teoría electromagnética para determinar la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón. El número que obtuvo fue de -1.76×10^8 C/g, en donde C corresponde a *coulombs*, la unidad de carga eléctrica. Más tarde, entre 1908 y 1917, R. A. Millikan⁵ llevó a cabo una serie de experimentos para medir la carga del electrón con gran precisión. Su trabajo demostró que la carga de cada electrón era exactamente la misma. En su experimento, Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspendedía en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico

Los electrones por lo general se asocian con los átomos. No obstante, también se pueden estudiar por separado.

⁴ Joseph John Thomson (1856-1940). Físico británico, recibió el premio Nobel de Física en 1906 por ser quien descubrió el electrón.

⁵ Robert Andrews Millikan (1868-1953). Físico estadounidense, merecedor del premio Nobel de Física en 1923 por determinar la carga del electrón.

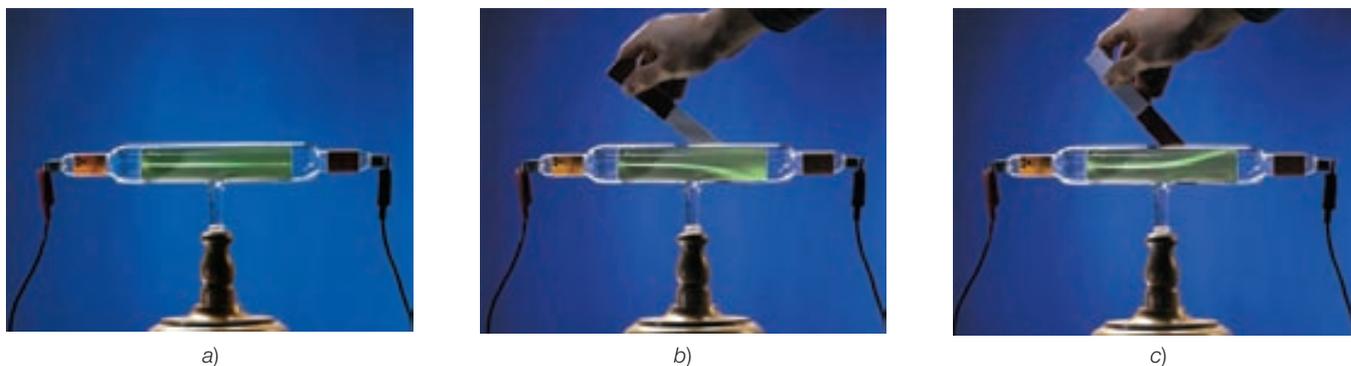


Figura 2.4 a) Rayo catódico producido en un tubo de descarga. El rayo en sí mismo es invisible, pero la fluorescencia de un recubrimiento de sulfuro de zinc en el cristal provoca su apariencia verdosa. b) El rayo catódico se inclina hacia abajo cuando se le acerca el polo norte del imán. c) Cuando la polaridad del imán se invierte, el rayo se inclina hacia la dirección opuesta.

y seguía su movimiento con un microscopio (figura 2.5). Al aplicar sus conocimientos sobre electrostática, Millikan encontró que la carga de un electrón es de $-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$. A partir de estos datos calculó la masa de un electrón:

$$\begin{aligned} \text{masa de electrón} &= \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}} \\ &= \frac{-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} \\ &= 9.10 \times 10^{-28} \text{ g} \end{aligned}$$

Éste es un valor de masa extremadamente pequeño.

Radiactividad

En 1895, el físico alemán Wilhelm Röntgen⁶ observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, hacían que éstos emitieran unos rayos desconocidos. Estos rayos muy energéticos eran capaces de atravesar la materia, oscurecían las placas fotográficas, incluso cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias. Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no podían contener partículas con carga, como los rayos catódicos. Röntgen les dio el nombre de rayos X, por su naturaleza desconocida.

⁶ Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923). Físico alemán que recibió el premio Nobel de Física en 1901 por el descubrimiento de los rayos X.

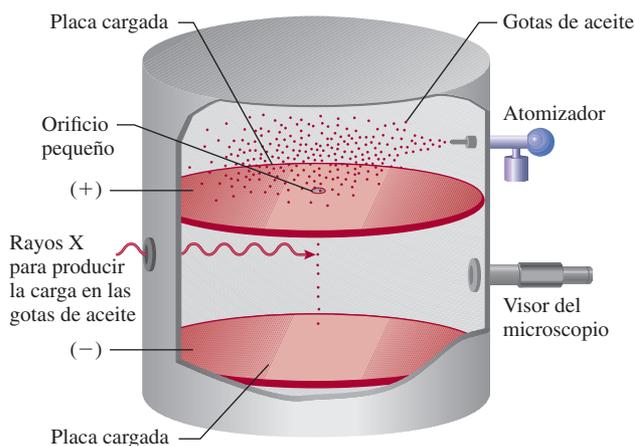
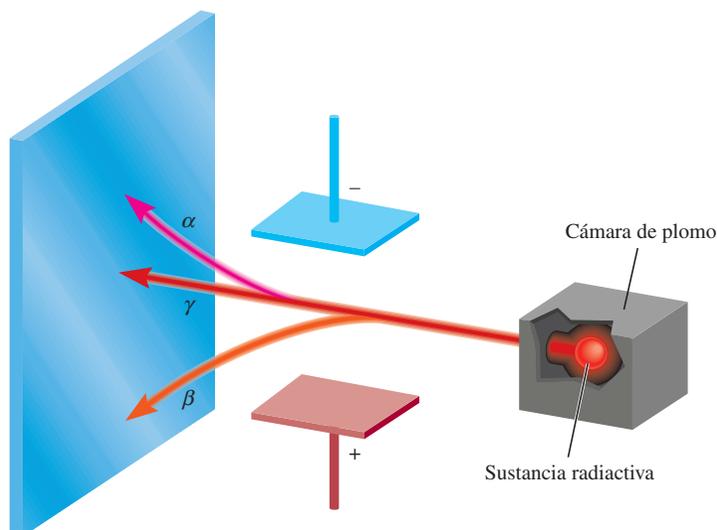


Figura 2.5 Diagrama esquemático del experimento de Millikan de la gota de aceite.

Figura 2.6 Tres tipos de rayos emitidos por elementos radiactivos. Los rayos β consisten en partículas con carga negativa (electrones), y por ende son atraídos hacia la placa con carga positiva. Por lo contrario, los rayos α tienen carga positiva y son atraídos hacia la placa con carga negativa. Debido a que los rayos γ no tienen carga alguna, su trayectoria no se ve alterada por un campo eléctrico externo.



Poco después del descubrimiento de Röntgen, Antoine Becquerel,⁷ profesor de física en París, empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Accidentalmente encontró que algunos compuestos de uranio oscurecían las placas fotográficas cubiertas, incluso en ausencia de rayos catódicos. Al igual que los rayos X, los rayos provenientes de los compuestos de uranio resultaban altamente energéticos y no los desviaba un imán, pero diferían de los rayos X en que se emitían de manera espontánea. Marie Curie,⁸ discípula de Becquerel, sugirió el nombre de **radiactividad** para describir esta *emisión espontánea de partículas o radiación*. Desde entonces se dice que un elemento es *radiactivo* si emite radiación de manera espontánea.

La desintegración o *descomposición* de las sustancias radiactivas, como el uranio, produce tres tipos de rayos diferentes. Dos de estos rayos son desviados de su trayectoria por placas metálicas con cargas opuestas (figura 2.6). Los **rayos alfa** (α) constan de *partículas cargadas positivamente*, llamadas **partículas α** , que se apartan de la placa con carga positiva. Los **rayos beta** (β), o **partículas β** , son electrones y se alejan de la placa con carga negativa. Un tercer tipo de radiación consta de rayos de alta energía, llamados **rayos gamma** (γ). Al igual que los rayos X, los rayos γ no presentan carga y no les afecta un campo externo.

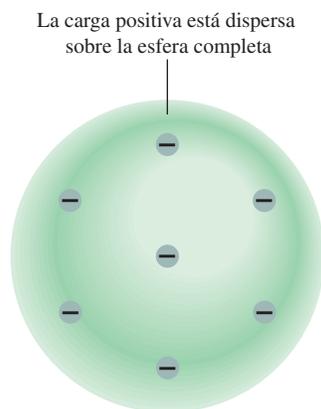


Figura 2.7 Modelo atómico de Thomson, conocido como el modelo del "pudín de pasas", por su semejanza con un postre tradicional inglés hecho con pasas. Los electrones están insertos en una esfera uniforme con carga positiva.

El protón y el núcleo

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: que contienen electrones y que son eléctricamente neutros. Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas. Thomson propuso que un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones como si fueran las pasas en un pastel (figura 2.7). Este modelo, llamado "modelo del pudín de pasas", se aceptó como una teoría durante algunos años.

⁷ Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Físico francés a quien se le otorgó el premio Nobel de Física en 1903 por el descubrimiento de la radiactividad del uranio.

⁸ Marie (Marya Sklodowska) Curie (1867-1934). Química y física nacida en Polonia. En 1903, ella y su esposo francés, Pierre Curie, fueron galardonados con el premio Nobel de Física por su trabajo sobre la radiactividad. En 1911, una vez más fue merecedora de ese premio, pero esta vez en Química, por su trabajo sobre los elementos radiactivos radio y polonio. Ella es una de las tres personas que han recibido dos premios Nobel en Ciencias. A pesar de su gran contribución a la ciencia, su nominación a la Academia Francesa de Ciencias en 1911 fue rechazada por un voto ¡debido a que era mujer! Su hija Irene, y su yerno Frederic Joliot-Curie, compartieron el premio Nobel de Química en 1935.

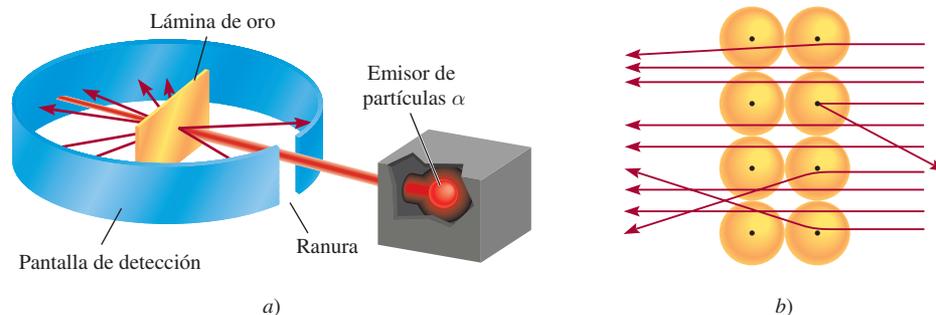


Figura 2.8 a) Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α mediante una lámina de oro. La mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro con poca o ninguna desviación. Algunas se desviaron con un ángulo grande. En ocasiones alguna partícula α invierte su trayectoria. b) Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

En 1910, el físico neozelandés Ernest Rutherford,⁹ quien estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, utilizó partículas α para demostrar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geiger¹⁰ y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden,¹¹ Rutherford efectuó una serie de experimentos utilizando láminas muy delgadas de oro y de otros metales, como blanco de partículas α provenientes de una fuente radiactiva (figura 2.8). Observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. De cuando en cuando, algunas partículas α eran dispersadas (o desviadas) de su trayectoria con un gran ángulo. ¡En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva! Éste fue el descubrimiento más sorprendente, pues según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo era tan difusa que se esperaba que las partículas α atravesaran las láminas sin desviarse o con una desviación mínima. El comentario de Rutherford sobre este descubrimiento fue el siguiente: “Resultó tan increíble como si usted hubiera lanzado una bala de 15 pulgadas hacia un trozo de papel de seda y la bala se hubiera regresado hacia usted.”

Tiempo después, Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la dispersión de partículas α utilizando un nuevo modelo de átomo. De acuerdo con Rutherford, la mayor parte de los átomos debe ser espacio vacío. Esto explica por qué la mayoría de las partículas α atravesaron la lámina de oro sufriendo poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un *denso conglomerado central dentro del átomo*, que llamó **núcleo**. Cuando una partícula α pasaba cerca del núcleo en el experimento, actuaba sobre ella una gran fuerza de repulsión, lo que originaba una gran desviación. Además, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que su trayectoria se invertía por completo.

Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de **protones**. En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma cantidad de carga que los electrones y que su masa es de 1.67262×10^{-24} g, aproximadamente 1 840 veces la masa del electrón con carga opuesta.

Hasta este punto, los científicos visualizaban el átomo de la siguiente manera: la masa del núcleo constituye la mayor parte de la masa total del átomo, pero el núcleo ocupa sólo $1/10^{13}$ del volumen total del átomo. Las dimensiones atómicas (y moleculares) se expresarán aquí de acuerdo con la unidad del sistema internacional de medidas llamado *picómetro (pm)*, donde

$$1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$$

Una unidad común que no está incluida en el sistema internacional de medidas es el **ángstrom (Å; 1 Å = 100 pm)**.

⁹ Ernest Rutherford (1871-1937). Físico neozelandés. Rutherford realizó gran parte de su trabajo en Inglaterra (en las universidades de Manchester y Cambridge). Recibió el premio Nobel de Química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico. Un comentario que hacía con frecuencia a sus estudiantes fue: “la ciencia es física o una colección de estampillas”.

¹⁰ Johannes Hans Wilhelm Geiger (1882-1945). Físico alemán. El trabajo de Geiger se enfocó en la estructura del núcleo atómico y en la radiactividad. Inventó un dispositivo para medir la radiación que ahora se conoce comúnmente como el contador Geiger.

¹¹ Ernest Marsden (1889-1970). Físico inglés. Es alentador saber que algunas veces un estudiante puede ayudar a ganar un premio Nobel. Marsden prosiguió con su gran contribución al desarrollo de la ciencia en Nueva Zelanda.



Si el tamaño de un átomo se expandiera hasta el de un estadio olímpico, el tamaño de su núcleo sería el de una canica.

El radio típico de un átomo es aproximadamente de 100 pm, en tanto que el radio del núcleo atómico es sólo de 5×10^{-3} pm. Se puede apreciar la diferencia relativa entre el tamaño de un átomo y su núcleo imaginando que si un átomo tuviera el tamaño de un estadio olímpico, el volumen de su núcleo sería comparable con el de una pequeña canica. Mientras que los protones están confinados en el núcleo del átomo, se considera que los electrones están esparcidos alrededor del núcleo y a cierta distancia de él.

El concepto de radio atómico tiene utilidad experimental, pero no debe suponerse que los átomos tienen dimensiones o superficies bien definidas. Más adelante aprenderemos que las regiones externas de los átomos son relativamente “difusas”.

El neutrón

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía sólo un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Por tanto, la relación entre la masa de un átomo de helio y un átomo de hidrógeno debería ser 2:1. (Debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.) Sin embargo, en realidad la relación es 4:1. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick¹² probó en 1932. Cuando Chadwick bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas α , el metal emitió una radiación de muy alta energía, similar a los rayos γ . Experimentos posteriores demostraron que esos rayos en realidad constan de un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick llamó **neutrones**, debido a que se demostró que eran *partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones*. El misterio de la relación de las masas ahora se podía explicar. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por tanto, la relación es 4:1.

En la figura 2.9 se muestra la localización de las partículas elementales (protones, neutrones y electrones) en un átomo. Existen otras partículas subatómicas, pero el electrón, el protón

¹² James Chadwick (1918-1994). Físico británico. En 1935 recibió el premio Nobel de Física por demostrar la existencia de los neutrones.

Figura 2.9 Los protones y los neutrones de un átomo están confinados en un núcleo extremadamente pequeño. Los electrones se representan como “nubes” que circundan al núcleo.

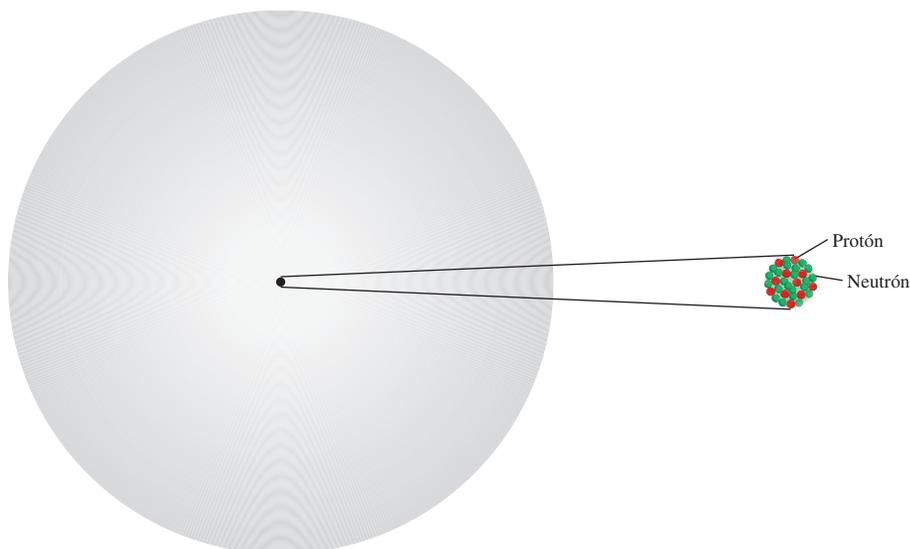


TABLA 2.1 Masa y carga de las partículas subatómicas

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

* Las mediciones más refinadas aportan un valor más preciso de la masa de un electrón que las de Millikan.

y el neutrón son los tres componentes fundamentales del átomo que son importantes para la química. En la tabla 2.1 se muestran los valores de carga y de masa de estas tres partículas elementales.

2.3 Número atómico, número de masa e isótopos

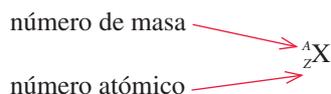
Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen. El **número atómico** (Z) es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 9 protones se llamará de manera correcta “flúor”.

El **número de masa** (A) es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por

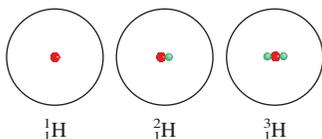
$$\begin{aligned} \text{número de masa} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ &= \text{número atómico} + \text{número de neutrones} \end{aligned} \quad (2.1)$$

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). Por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $12 - 5 = 7$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser enteros positivos o números enteros.

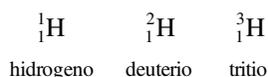
No todos los átomos de un elemento determinado tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tiene dos o más **isótopos**, átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Por ejemplo, existen tres isótopos de hidrógeno. Uno de ellos, que se conoce como hidrógeno, tiene un protón y no tiene neutrones. El isótopo llamado *deuterio* contiene un protón y un neutrón, y el *tritio* tiene un protón y dos neutrones. La forma aceptada para denotar el número atómico y el número de masa de un elemento (X) es como sigue:



Los protones y neutrones se llaman colectivamente *nucleones*.



Así, para los isótopos de hidrógeno escribimos:



Como otro ejemplo, considere dos isótopos comunes del uranio, con números de masa 235 y 238, respectivamente:



El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, en tanto que el segundo carece de las propiedades necesarias para tener tales aplicaciones. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de los isótopos, los isótopos de los elementos se identifican por su número de masa. Así, los isótopos anteriores se llaman uranio-235 (uranio doscientos treinta y cinco) y uranio-238 (uranio doscientos treinta y ocho).

Las propiedades químicas de un elemento están determinadas, principalmente, por los protones y electrones de sus átomos; los neutrones no participan en los cambios químicos en condiciones normales. En consecuencia, los isótopos del mismo elemento tienen un comportamiento químico semejante, forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividades semejantes.

En el ejemplo 2.1 se muestra cómo calcular el número de protones, neutrones y electrones, a partir del número atómico y el número de masa.

EJEMPLO 2.1

Indique el número de protones, neutrones y electrones para cada una de las siguientes especies: a) ${}^{20}_{11}\text{Na}$, b) ${}^{22}_{11}\text{Na}$, c) ${}^{17}_8\text{O}$ y d) carbono 14.

Estrategia Recuerde que el exponente se refiere al número de masa (A), y el subíndice al número atómico (Z). El número de masa siempre es mayor que el número atómico. (La única excepción es ${}^1_1\text{H}$, donde el número de masa es igual al número atómico.) En caso de que no se muestre el subíndice, como en los incisos c) y d), el número atómico se puede derivar del símbolo o nombre del elemento. Para determinar el número de electrones, recuerde que como la electricidad de los átomos es neutra, el número de electrones es igual al número de protones.

Solución a) El número atómico es 11; luego, hay 11 protones. El número de masa es 20; por tanto, el número de electrones es $20 - 11 = 9$. El número de neutrones es el mismo que el número de protones, es decir, 11.

b) El número atómico es el mismo que en a), u 11. El número de masa es 22; luego, el número de neutrones es $22 - 11 = 11$. El número de electrones es 11. Observe que las especies en a) y b) son isótopos químicamente similares al sodio.

c) El número atómico de O (oxígeno) es 8; luego, tiene 8 protones. El número de masa es 17; por tanto, tiene $17 - 8 = 9$ neutrones. Hay 8 electrones.

d) El carbono 14 también se puede representar como ${}^{14}_6\text{C}$. El número atómico del carbono es 6, así que tiene $14 - 6 = 8$ neutrones. El número de electrones es 6.

Ejercicio de práctica ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el siguiente isótopo del cobre: ${}^{63}_{29}\text{Cu}$?

Problemas similares 2.15, 2.16.

Revisión de conceptos

- Mencione el único elemento que tiene un isótopo que no contiene neutrones.
- Explique por qué un núcleo de helio que no contiene neutrones tiende a ser inestable.

2.4 La tabla periódica

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la **tabla periódica**, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes. En la figura 2.10 se muestra la tabla periódica moderna, en la cual los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), en *filas horizontales*, llamadas **periodos**, y en *columnas verticales*, conocidas como **grupos** o **familias**, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas. Observe que los elementos 112 a 116 y 118 se han sintetizado recientemente, razón por la cual aún carecen de nombre.

Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un **metal** es un buen conductor del calor y la electricidad, en tanto que un **no metal** generalmente es mal conductor del calor y la electricidad. Un **metaloides** presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. En la figura 2.10 se observa que la mayoría de los elementos que se conocen son metales; sólo 17 elementos son no metales y ocho son metaloides. De

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		11 1B	12 2B							
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	57 La	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	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

	Metales
	Metaloides
	No metales

Figura 2.10 La tabla periódica moderna. Los elementos están organizados de acuerdo con los números atómicos, que aparecen sobre sus símbolos. Con excepción del hidrógeno (H), los no metales aparecen en la extrema derecha de la tabla. Las dos filas de metales que se localizan por debajo de la tabla principal se ubican convencionalmente aparte para evitar que la tabla sea demasiado grande. En realidad, el cerio (Ce) debería seguir al lantano (La), y el torio (Th) debería ir justo después del actinio (Ac). La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado la designación de los grupos 1-18 pero su uso aún no es frecuente. En este texto utilizamos la notación estadounidense para los números de los grupos (1A-8A y 1B-8B). Todavía no se ha asignado nombre a los elementos 112 a 116 y 118. El elemento 117 aún no ha sido sintetizado.

QUÍMICA en acción

Distribución de los elementos en la Tierra y en los sistemas vivos

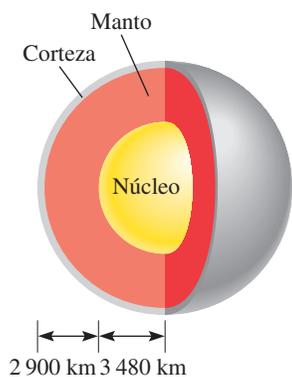
La mayor parte de los elementos se presentan en forma natural. ¿Cómo están distribuidos estos elementos en la Tierra, y cuáles son esenciales para los sistemas vivos?

Aproximadamente, la extensión de la corteza terrestre desde la superficie hacia el centro de la Tierra es de 40 kilómetros (alrededor de 25 millas). Debido a dificultades técnicas, los científicos no han podido estudiar las porciones internas de la Tierra con tanta facilidad como las de la corteza. No obstante, se cree que en el centro de la Tierra existe un núcleo sólido compuesto en su mayor parte por hierro. Alrededor del núcleo se encuentra una capa llamada *manto*, la cual está formada por un fluido caliente que contiene hierro, carbono, silicio y azufre.

De los 83 elementos que se encuentran en la naturaleza, 12 constituyen 99.7% de la masa de la corteza terrestre. Éstos son, en orden decreciente de abundancia natural, oxígeno (O), silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potasio (K), titanio (Ti) hidrógeno (H), fósforo (P) y manganeso (Mn).

Al analizar la abundancia natural de los elementos, debemos recordar que: 1) los elementos no están distribuidos de manera uniforme en la corteza terrestre, y 2) la mayoría se presentan en combinaciones. Estos datos proporcionan la base para la mayoría de los métodos de obtención de elementos puros a partir de sus compuestos, como se estudiará en capítulos posteriores.

En la tabla siguiente se presentan los elementos esenciales en el cuerpo humano. Especialmente importantes son los *elementos traza*, como hierro (Fe), cobre (Cu), zinc (Zn), yodo (I) y cobalto (Co), los cuales en conjunto conforman aproximadamente 0.1% de la masa corporal. Estos elementos son necesarios para el desarrollo de las funciones biológicas como el crecimiento, el transporte de oxígeno para el metabolismo y la defensa contra las enfermedades. Existe un balance delicado en las cantidades presentes de estos elementos en nuestros cuerpos. Su deficiencia o exceso durante un amplio periodo puede producir enfermedades graves, retraso mental o incluso la muerte.



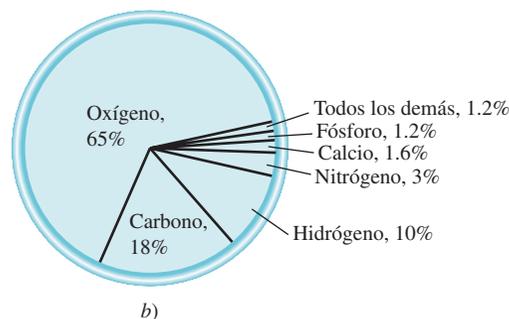
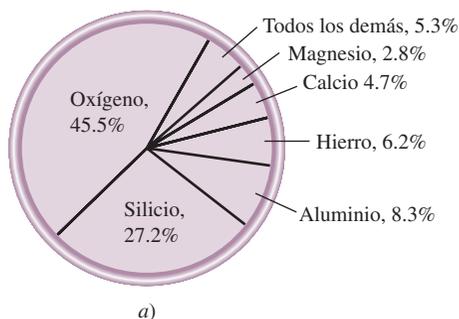
Estructura del interior de la Tierra.

Elementos esenciales en el cuerpo humano

Elemento	Porcentaje en masa*	Elemento	Porcentaje en masa*
Oxígeno	65	Sodio	0.1
Carbono	18	Magnesio	0.05
Hidrógeno	10	Hierro	<0.05
Nitrógeno	3	Cobalto	<0.05
Calcio	1.6	Cobre	<0.05
Fósforo	1.2	Zinc	<0.05
Potasio	0.2	Yodo	<0.05
Azufre	0.2	Selenio	<0.01
Cloro	0.2	Flúor	<0.01

* El porcentaje en masa indica la masa del elemento en gramos presentes en una muestra de 100 g.

a) Abundancia natural de los elementos en porcentaje por masa. Por ejemplo, la abundancia de oxígeno es de 45.5%. Esto significa que en una muestra de 100 g de corteza terrestre hay, en promedio, 45.5 g del elemento oxígeno. b) Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje por masa.



Iones

Un **ion** es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un **catión**, un ion con carga neta positiva. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na^+ :

En el capítulo 8 veremos por qué los átomos de diferentes elementos ganan (o pierden) un número específico de electrones.

Átomo de Na	Ion Na^+
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un **anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl^- :

Átomo de Cl	Ion Cl^-
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Se dice que el cloruro de sodio (NaCl), la sal común de mesa, es un **compuesto iónico** porque está formado por cationes y aniones.

Un átomo puede perder o ganar más de un electrón. Como ejemplos de iones formados por la pérdida o ganancia de más de un electrón están: Mg^{2+} , Fe^{3+} , S^{2-} y N^{3-} . Estos iones, lo mismo que los iones Na^+ y Cl^- , reciben el nombre de **iones monoatómicos** porque contienen solamente un átomo. En la figura 2.11 se muestra la carga de algunos iones monoatómicos. Con algunas excepciones, los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones.

Además, es posible combinar dos o más átomos y formar un ion que tenga una carga neta positiva o negativa. Los iones que contienen más de un átomo, como es el caso de OH^- (ion hidróxido), CN^- (ion cianuro) y NH_4^+ (ion amonio) se denominan **iones poliatómicos**.

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li^+												Al^{3+}	C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}													P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}				Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}		Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}									Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}				

Figura 2.11 Iones monoatómicos comunes ordenados según sus posiciones en la tabla periódica. Obsérvese que el ion Hg_2^{2+} contiene dos átomos.

2.6 Fórmulas químicas

Los químicos utilizan **fórmulas químicas** para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos. Composición significa no solamente los elementos presentes, sino también la proporción en la cual se combinan los átomos. En este punto se consideran dos tipos de fórmulas: fórmulas moleculares y fórmulas empíricas.

Fórmulas moleculares

Una **fórmula molecular** indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia. En el análisis sobre moléculas, cada ejemplo se presenta con su fórmula molecular entre paréntesis. Así, H_2 es la fórmula molecular del hidrógeno, O_2 representa al oxígeno, O_3 es el ozono y H_2O representa al agua. El subíndice numérico indica el número de átomos de cada elemento que están presentes. En el caso del H_2O no aparece un subíndice para el O debido a que sólo hay un átomo de oxígeno en una molécula de agua; de esta manera se omite el subíndice “uno” de las fórmulas. Obsérvese que oxígeno (O_2) y ozono (O_3) son alótropos del oxígeno. Un **alótropo** es una de dos o más formas diferentes de un elemento. Dos formas alotrópicas del elemento carbono: diamante y grafito, son completamente diferentes no sólo en sus propiedades químicas, sino también en su costo relativo.

Modelos moleculares

Las moléculas son demasiado pequeñas como para poder observarlas de manera directa. Una forma efectiva para visualizarlas es mediante el uso de modelos moleculares. Por lo común se utilizan dos tipos de modelos moleculares: los modelos de *esferas y barras*, y los modelos *espaciales* (figura 2.12). En los modelos de esferas y barras los átomos están representados por esferas de madera o de plástico con orificios perforados en ellas. Para representar los enlaces químicos se utilizan barras o resortes. Los ángulos que se forman entre los átomos en los modelos se aproximan a los ángulos de enlace reales de las moléculas. Con excepción del átomo de H, todas las esferas son del mismo tamaño y cada tipo de átomo está representado por un color específico. En los modelos espaciales, los átomos están representados por esferas truncadas que se mantienen unidas a presión, de manera que los enlaces no se ven. El tamaño

Vea en la hoja al final del libro los códigos de color de los átomos.

	Hidrógeno	Agua	Amoniaco	Metano
Fórmula molecular	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Fórmula estructural	H—H	H—O—H	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modelo de esferas y barras				
Modelo espacial				

Figura 2.12 Fórmulas moleculares y estructurales, y modelos moleculares para cuatro moléculas comunes.

de las esferas es proporcional al tamaño de los átomos. El primer paso para construir un modelo molecular consiste en escribir la **fórmula estructural**, que *muestra cómo están unidos entre sí los átomos de una molécula*. Por ejemplo, se sabe que en la molécula de agua cada uno de los dos átomos de H está unido a un átomo de O. Por tanto, la fórmula estructural del agua es H–O–H. Una línea que une dos símbolos atómicos representa un enlace químico.

Los modelos de esferas y barras muestran con claridad la distribución tridimensional de los átomos y son relativamente fáciles de construir. Sin embargo, el tamaño de las esferas no es proporcional al tamaño de los átomos. Como consecuencia, las barras por lo general exageran la distancia entre los átomos de una molécula. Los modelos espaciales son más exactos porque muestran la diferencia del tamaño de los átomos. El inconveniente es que su construcción requiere de más tiempo y no muestran bien la posición tridimensional de los átomos. En este texto se utilizarán constantemente ambos modelos.

Fórmulas empíricas

La fórmula molecular del peróxido de hidrógeno, sustancia que se utiliza como antiséptico y como agente blanqueador para fibras textiles y decolorante del cabello, es H_2O_2 . Esta fórmula indica que cada molécula de peróxido de hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno. La proporción de átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno en esta molécula es 2:2 o 1:1. La fórmula empírica del peróxido de hidrógeno es HO. En consecuencia, la **fórmula empírica** indica *cuáles elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos*, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada. Como otro ejemplo, considere el compuesto hidrazina o hidrazina (N_2H_4), que se utiliza como combustible para cohetes. La fórmula empírica de la hidrazina es NH_2 . La relación entre el nitrógeno y el hidrógeno es 1:2, tanto en la fórmula molecular (N_2H_4) como en la fórmula empírica (NH_2); sólo la fórmula molecular indica el número real de átomos de N (dos) y de H (cuatro) presentes en una molécula de hidrazina.

Las fórmulas empíricas son las fórmulas químicas más *sencillas*; se escriben de manera que los subíndices de las fórmulas moleculares se reduzcan a los números enteros más pequeños que sea posible. Las fórmulas moleculares son las fórmulas *reales* de las moléculas. Una vez que se conoce la fórmula molecular, también se conoce la fórmula empírica, pero no al contrario. Entonces, ¿por qué son tan importantes las fórmulas empíricas para los químicos? Como estudiaremos en el capítulo 3, cuando los químicos analizan un compuesto desconocido, por lo general el primer paso consiste en la determinación de su fórmula empírica. Con información adicional, es posible deducir la fórmula molecular.

Para muchas moléculas, la fórmula molecular y la fórmula empírica son lo mismo. Algunos ejemplos lo constituyen el agua (H_2O), el amoníaco (NH_3), el dióxido de carbono (CO_2) y el metano (CH_4).

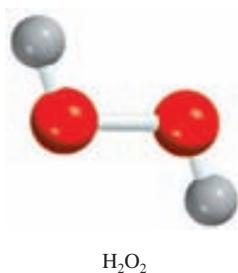
Los ejemplos 2.2 y 2.3 se refieren a la forma de expresar las fórmulas moleculares a partir de modelos moleculares y cómo expresar fórmulas empíricas con base en fórmulas moleculares.

EJEMPLO 2.2

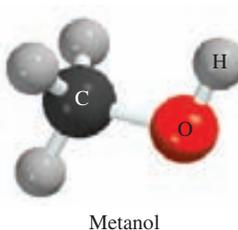
Escriba la fórmula molecular del metanol, disolvente orgánico y anticongelante, a partir del modelo de esferas y barras que se muestra al margen.

Solución Analice el código de colores para los átomos (vea las páginas finales). Tiene cuatro átomos de H, un átomo de C, y un átomo de O. En consecuencia, la fórmula molecular es CH_4O . Sin embargo, la manera común de escribir la fórmula molecular del metanol es CH_3OH porque así se muestra cómo están unidos los átomos en la molécula.

Ejercicio de práctica Escriba la fórmula molecular del cloroformo, que se utiliza como disolvente y como agente para limpieza. El modelo de esferas y barras del cloroformo se muestra al margen en la página 57.



La palabra "empírico" significa "derivado de la experiencia". Como se abordará en el capítulo 3, las fórmulas empíricas se determinan experimentalmente.



EJEMPLO 2.3

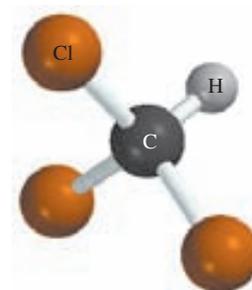
Escriba la fórmula empírica de las siguientes moléculas: *a*) acetileno (C_2H_2), que se utiliza en los sopletes para la soldadura; *b*) glucosa ($C_6H_{12}O_6$), sustancia conocida como azúcar sanguíneo; *c*) óxido nitroso (N_2O), compuesto gaseoso utilizado como anestésico (gas hilarante) y como propelente para cremas en aerosol.

Estrategia Recuerde que para establecer la fórmula empírica, los subíndices de la fórmula molecular se deben escribir como los números enteros más pequeños que sea posible.

Solución

- a*) En el acetileno hay dos átomos de carbono y dos átomos de hidrógeno. Dividiendo los subíndices entre 2, se obtiene la fórmula empírica CH.
- b*) En la glucosa hay seis átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y seis átomos de oxígeno. Al dividir los subíndices entre seis se obtiene la fórmula empírica CH_2O . Observe que al dividir los subíndices entre tres, se obtendría la fórmula $C_2H_4O_2$. Aunque la relación de átomos de carbono a hidrógeno y a oxígeno en $C_2H_4O_2$ es la misma que en $C_6H_{12}O_6$ (1:2:1), $C_2H_4O_2$ no es la fórmula más sencilla porque los subíndices no mantienen la proporción más pequeña en números enteros.
- c*) Debido a que los subíndices en N_2O son los números enteros más pequeños posibles, la fórmula empírica del óxido nitroso es la misma que su fórmula molecular.

Ejercicio de práctica Escriba la fórmula empírica de la cafeína ($C_8H_{10}N_4O_2$), estimulante que se encuentra en el té y el café.



Cloroformo

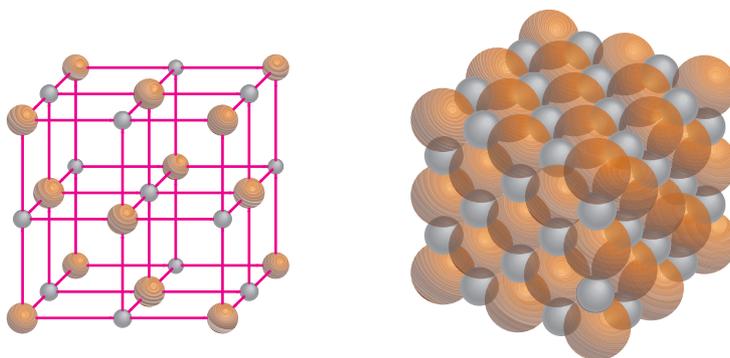
Problemas similares: 2.45, 2.46.

Fórmulas de los compuestos iónicos

Las fórmulas de los compuestos iónicos por lo general son las mismas que sus fórmulas empíricas debido a que los compuestos iónicos no están formados por unidades moleculares discretas. Por ejemplo, una muestra sólida de cloruro de sodio ($NaCl$) consiste en el mismo número de iones Na^+ y Cl^- dispuestos en una red tridimensional (figura 2.13). En este compuesto existe una proporción de cationes y aniones de 1:1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro. Como puede apreciarse en la figura 2.13, en el $NaCl$ no se encuentra un ion Na^+ asociado a un ion Cl^- en particular. De hecho, cada ion Na^+ es atraído por los seis iones Cl^- que le rodean, y viceversa. Así, $NaCl$ es la fórmula empírica del cloruro de sodio. En otros compuestos iónicos la estructura real puede ser diferente, pero el arreglo de cationes y aniones es de tal forma que los compuestos son eléctricamente neutros. Observe que en la fórmula de un compuesto iónico no se muestra la carga del catión ni del anión.



Reacción del sodio metálico con el cloro gaseoso para formar el cloruro de sodio.



a)

b)

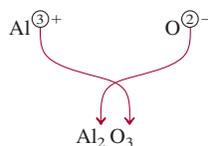


c)

Figura 2.13 a) Estructura del $NaCl$ sólido. b) En realidad, los cationes están en contacto con los aniones. Tanto en a) como en b) las esferas más pequeñas representan iones Na^+ y las esferas más grandes, iones Cl^- . c) Cristales de $NaCl$.

Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas de los cationes y de los aniones de una fórmula debe ser igual a cero. Si las cargas de los cationes y de los aniones son numéricamente diferentes, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: *el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión*. Si las cargas son numéricamente iguales, los subíndices no serán necesarios. Esta regla se deriva del hecho de que debido a que las fórmulas de los compuestos iónicos normalmente son sus fórmulas empíricas, los subíndices siempre se deben reducir a las proporciones más pequeñas posibles. Considere los siguientes ejemplos.

- **Bromuro de potasio.** El catión potasio K^+ y el anión bromuro Br^- se combinan para formar el compuesto iónico bromuro de potasio. La suma de las cargas es $+1 + (-1) = 0$, de modo que no es necesario escribir subíndices. La fórmula es KBr .
- **Yoduro de zinc.** El catión zinc Zn^{2+} y el anión yoduro I^- se combinan para formar yoduro de zinc. La suma de las cargas de un ion Zn^{2+} y un ion I^- es $+2 + (-1) = +1$. Para que la suma de las cargas sea igual a cero se debe multiplicar por 2 la carga -1 del anión y agregar un subíndice "2" al símbolo del yodo. En consecuencia, la fórmula del yoduro de zinc es ZnI_2 .
- **Óxido de aluminio.** El catión es Al^{3+} y el anión oxígeno es O^{2-} . El siguiente diagrama ayuda para la determinación de los subíndices del compuesto formado por el catión y el anión:



La suma de las cargas es $2(+3) + 3(-2) = 0$. Así, la fórmula del óxido de aluminio es Al_2O_3 .

Refiérase a la figura 2.11 para cargas de cationes y aniones.

Observe que en cada uno de los tres ejemplos anteriores, los subíndices están en las razones más pequeñas.



Cuando el magnesio se quema en el aire, forma óxido de magnesio y nitruro de magnesio.

EJEMPLO 2.4

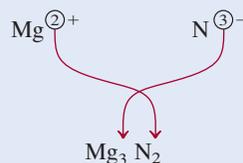
Escriba la fórmula del nitruro de magnesio, que contenga los iones Mg^{2+} y N^{3-} .

Estrategia Nuestra guía para escribir fórmulas para compuestos iónicos es la neutralidad eléctrica; es decir, la carga total en el catión debe ser igual a la carga total en el anión. Debido a que las cargas en los iones Mg^{2+} y N^{3-} no son iguales, sabemos que la fórmula no puede ser MgN . En cambio, escribimos la fórmula como Mg_xN_y , donde x y y son los subíndices que se deben determinar.

Solución Para satisfacer la neutralidad eléctrica se debe mantener la siguiente relación:

$$(+2)x + (-3)y = 0$$

Al resolver esta ecuación obtenemos $x/y = 3/2$. Si sustituimos $x = 3$ y $y = 2$, tenemos



Verificación Los subíndices se redujeron a la proporción de átomos más pequeña en números enteros debido a que la fórmula química de un compuesto iónico por lo general es su fórmula empírica.

Ejercicio de práctica Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) sulfato de cromo (que contiene los iones Cr^{3+} y SO_4^{2-}) y *b*) óxido de titanio (que contiene los iones Ti^{4+} y O^{2-}).

Problemas similares 2.43, 2.44.

Revisión de conceptos

Relacione cada uno de los siguientes diagramas con los siguientes compuestos iónicos: Al_2O_3 , LiH , Na_2S , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. (Las esferas verdes representan los cationes y las rojas, los aniones.)



2.7 Nomenclatura de los compuestos

Cuando la química era una ciencia joven y el número de compuestos conocidos pequeño, era posible memorizar todos los nombres. Muchos nombres se derivaban de su aspecto físico, de sus propiedades, de su origen o de sus aplicaciones, por ejemplo, leche de magnesia, gas hilarante, piedra caliza, sosa cáustica, lejía, sosa para lavar y polvo de hornear.

En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los 20 millones. Por fortuna no es necesario memorizar sus nombres. A través de los años, los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas. Las reglas propuestas son aceptadas mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los químicos y proporciona una forma útil para trabajar con la abrumadora variedad de sustancias. El aprendizaje de estas reglas en el momento actual proporciona un beneficio casi inmediato a medida que se avanza en el estudio de la química.

Para iniciar el estudio de la *nomenclatura* química, es decir, el nombre de los compuestos químicos, es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos. Los **compuestos orgánicos** contienen carbono, comúnmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El resto de los compuestos se clasifican como **compuestos inorgánicos**. Por conveniencia, algunos compuestos que contienen carbono, como monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), disulfuro de carbono (CS_2), compuestos que contienen el grupo cianuro (CN^-), así como los grupos carbonato (CO_3^{2-}) y bicarbonato (HCO_3^-) se consideran compuestos inorgánicos. En la sección 2.8 se presenta una breve introducción al tema de los compuestos orgánicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura, los compuestos inorgánicos se dividen en cuatro categorías: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases e hidratos.

Vea las primeras hojas de este libro si necesita buscar los nombres y símbolos de los elementos.

Compuestos iónicos

En la sección 2.5 aprendimos que los compuestos iónicos están formados por cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos). Con excepción del ion amonio, NH_4^+ , todos los cationes de interés se derivan de átomos metálicos. Los nombres de los cationes metálicos provienen del nombre de los elementos. Por ejemplo:

Elemento	Nombre del catión
Na sodio Na^+	ion sodio (o catión sodio)
K potasio K^+	ion potasio (o catión potasio)
Mg magnesio Mg^{2+}	ion magnesio (o catión magnesio)
Al aluminio Al^{3+}	ion aluminio (o catión aluminio)

Muchos compuestos iónicos son **compuestos binarios**, o *compuestos formados solamente por dos elementos*. Para los compuestos binarios, primero se nombra el anión no metálico seguido por el catión metálico. De esta manera, el NaCl es cloruro de sodio. La nomenclatura

1A	2A					3A	4A	5A	6A	7A	8A
Li						Al		N	O	F	
Na	Mg							S	Cl		
K	Ca								Br		
Rb	Sr									I	
Cs	Ba										

Los metales más reactivos (verde) y los no metales más reactivos (azul) se combinan para formar compuestos iónicos.

TABLA 2.2 Nomenclatura con el sufijo “uro” para algunos aniones monoatómicos comunes según su posición en la tabla periódica

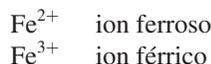
Grupo 4A	Grupo 5A	Grupo 6A	Grupo 7A
C carburo (C^{4-})*	N nitruro (N^{3-})	O óxido (O^{2-})	F fluoruro (F^{-})
Si siliciuro (Si^{4-})	P fosfuro (P^{3-})	S sulfuro (S^{2-})	Cl cloruro (Cl^{-})
		Se selenuro (Se^{2-})	Br bromuro (Br^{-})
		Te telururo (Te^{2-})	I yoduro (I^{-})

* La palabra “carburo” también se utiliza para el anión C_2^{2-} .

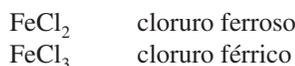
del anión se forma tomando la primera parte del nombre del elemento (cloro) y agregando el sufijo “uro”. También son compuestos binarios el bromuro de potasio (KBr), el yoduro de zinc (ZnI_2) y el óxido de aluminio (Al_2O_3). En la tabla 2.2 se muestra la nomenclatura con el sufijo “uro” de algunos aniones monoatómicos comunes, según su posición en la tabla periódica.

El sufijo “uro” también se utiliza para algunos grupos de aniones que contienen elementos diferentes, como el hidróxido (OH^{-}) y el cianuro (CN^{-}). Así, los compuestos LiOH y KCN se nombran hidróxido de litio y cianuro de potasio, respectivamente. Éstas, así como algunas otras sustancias iónicas, se denominan **compuestos ternarios**, lo que significa que son *compuestos formados por tres elementos*. En la tabla 2.3 se enumeran en orden alfabético los nombres de algunos cationes y aniones comunes.

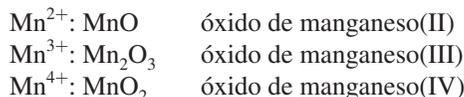
Algunos metales, en particular los *metales de transición*, pueden formar más de un tipo de catión. Considere el hierro como ejemplo. El hierro puede formar dos cationes Fe^{2+} y Fe^{3+} . El sistema antiguo de nomenclatura, que todavía tiene cierto uso, asigna el sufijo “oso” al catión con menor carga positiva, y el sufijo “ico” al catión con mayor carga positiva:



Los nombres de los compuestos que forman estos iones hierro con el cloro serían



Este método para nombrar los iones presenta algunas limitaciones. La primera es que los sufijos “oso” e “ico” no proporcionan información con respecto a la carga real de los dos cationes involucrados. Así, el ion férrico es Fe^{3+} , pero el catión de cobre llamado cúprico tiene la fórmula Cu^{2+} . Además, las terminaciones “oso” e “ico” proporcionan el nombre sólo para dos cationes. Algunos elementos metálicos pueden adoptar tres o más diferentes cargas positivas en los compuestos. En consecuencia, cada vez es más común designar los diferentes cationes mediante el empleo de números romanos. Este método recibe el nombre de sistema de Stock.¹³ De acuerdo con este sistema, el número romano I indica una carga positiva, II significa dos cargas positivas, y así sucesivamente. Por ejemplo, los átomos de manganeso (Mn) pueden adoptar diferentes cargas positivas:



Los nombres de estos compuestos se leen “óxido de manganeso dos”, “óxido de manganeso tres” y “óxido de manganeso cuatro”. Al emplear el sistema de Stock, el ion ferroso y el ion

Los metales de transición son los elementos de los grupos 1B y 3B-8B (vea la figura 2.10).



$FeCl_2$ (izquierda) y $FeCl_3$ (derecha).

Recuerde que los números romanos se refieren a las cargas en los cationes metálicos.

¹³ Alfred E. Stock (1876-1946). Químico alemán. Stock realizó la mayor parte de su investigación sobre la síntesis y caracterización de los compuestos de boro, berilio y silicio. Fue el primer científico en estudiar el peligro del envenenamiento por mercurio.

TABLA 2.3 Nombres y fórmulas de algunos cationes y aniones inorgánicos comunes

Catión	Anión
aluminio (Al^{3+})	bromuro (Br^-)
amonio (NH_4^+)	carbonato (CO_3^{2-})
bario (Ba^{2+})	cianuro (CN^-)
cadmio (Cd^{2+})	clorato (ClO_3^-)
calcio (Ca^{2+})	cloruro (Cl^-)
cesio (Cs^+)	cromato (CrO_4^{2-})
cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})	dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
cobre(I) o cuproso (Cu^+)	dihidrógeno fosfato (H_2PO_4^-)
cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})	fluoruro (F^-)
cromo(III) o crómico (Cr^{3+})	fosfato (PO_4^{3-})
estaño(II) o estanoso (Sn^{2+})	hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
estroncio (Sr^{2+})	hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
hidrógeno (H^+)	hidrógeno sulfato o bisulfato (HSO_4^-)
hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})	hidróxido (OH^-)
hierro(III) o férrico (Fe^{3+})	hidruro (H^-)
litio (Li^+)	nitrate (NO_3^-)
magnesio (Mg^{2+})	nitrito (NO_2^-)
manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})	nitruro (N^{3-})
mercurio(I) o mercuroso (Hg_2^{2+})*	óxido (O^{2-})
mercurio(II) o mercúrico (Hg^{2+})	permanganato (MnO_4^-)
plata (Ag^+)	peróxido (O_2^{2-})
plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})	sulfato (SO_4^{2-})
potasio (K^+)	sulfito (SO_3^{2-})
rubidio (Rb^+)	sulfuro (S^{2-})
sodio (Na^+)	tiocianato (SCN^-)
zinc (Zn^{2+})	yoduro (I^-)

* El mercurio(I) existe como un par, según se señala.

férrico se designan como hierro(II) y hierro(III), respectivamente; el cloruro ferroso se denominará cloruro de hierro(II), en tanto que el cloruro férrico será cloruro de hierro(III). Según la práctica moderna, en este libro se utilizará el sistema de Stock para nombrar los compuestos.

Los ejemplos 2.5 y 2.6 ilustran cómo nombrar los compuestos iónicos y escribir sus fórmulas, con base en la información de la figura 2.11 así como en las tablas 2.2 y 2.3.

EJEMPLO 2.5

Nombre los siguientes compuestos: a) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, b) KH_2PO_4 y c) NH_4ClO_3 .

Estrategia Observe que los compuestos en a) y b) contienen átomos tanto metálicos como no metálicos, así que esperamos que sean compuestos iónicos. No existen átomos metálicos en c) pero existe un grupo amonio, el cual tiene una carga positiva. Así, NH_4ClO_3 también es un compuesto iónico. Nuestra referencia para los nombres de los cationes y aniones es la tabla

(continúa)

2.3. Recuerde que si un átomo metálico puede formar cationes de diferentes cargas (vea la figura 2.11), es necesario emplear el sistema de Stock.

Solución

- Debido a que el ion nitrato (NO_3^-) tiene una carga negativa, el ion cobre debe tener dos cargas positivas. Debido a que el cobre forma los iones Cu^+ y Cu^{2+} , necesitamos utilizar el sistema Stock y denominar al compuesto nitrato de cobre(II).
- El catión es K^+ y el anión es H_2PO_4^- (dihidrógeno fosfato). Debido a que el potasio sólo forma un tipo de ion (K^+), no es necesario escribir potasio(I) en el nombre. El compuesto es dihidrógeno fosfato de potasio.
- El catión es NH_4^+ (ion amonio) y el anión es ClO_3^- . El compuesto es clorato de amonio.

Ejercicio de práctica Nombre los siguientes compuestos: a) PbO y b) Li_2SO_3 .

Problemas similares: 2.57b), e), f).

EJEMPLO 2.6

Escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: a) nitrito de mercurio(I), b) sulfuro de cesio y c) fosfato de calcio.

Estrategia En la tabla 2.3 encontramos las fórmulas de cationes y aniones. Recuerde que los números romanos en el sistema de Stock proporcionan información útil acerca de las cargas del catión.

Solución

- El número romano muestra que el ion mercurio tiene una carga +1. Sin embargo, el ion mercurio(I) es diatómico (es decir, Hg_2^{2+}) y el ion nitrito es NO_2^- . Por tanto, la fórmula es $\text{Hg}_2(\text{NO}_2)_2$.
- Cada ion sulfuro tiene dos cargas negativas y cada ion cesio tiene una carga positiva (el cesio está en el grupo 1A, como el sodio). En consecuencia, la fórmula es Cs_2S .
- Cada ion calcio (Ca^{2+}) tiene dos cargas positivas, y cada ion fosfato (PO_4^{3-}) tiene tres cargas negativas. Para que la suma de las cargas sea igual a cero, debemos ajustar el número de cationes y aniones:

$$3(+2) + 2(-3) = 0$$

Así, la fórmula es $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Ejercicio de práctica Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: a) sulfato de rubidio, b) hidruro de bario.

Observe que los subíndices de este compuesto iónico no se reducen a su mínima proporción, ya que el ion Hg(I) se encuentra en forma de par o dímero.

Problemas similares: 2.59a), b), d), h), i).

Compuestos moleculares

A diferencia de los compuestos iónicos, los compuestos moleculares están formados por unidades moleculares discretas. Por lo general están formados por elementos no metálicos (vea la figura 2.10). Muchos compuestos moleculares son compuestos binarios. La nomenclatura de los compuestos moleculares binarios se hace de manera similar a la de los compuestos iónicos binarios. Se nombra primero el segundo elemento de la fórmula, a cuya raíz se adiciona el sufijo -uro y después se nombra el primer elemento. Algunos ejemplos son:

HCl	cloruro de hidrógeno
HBr	bromuro de hidrógeno
SiC	carburo de silicio

Es muy común que un par de elementos forme diferentes compuestos. En estos casos se evita la confusión en la nomenclatura de los compuestos mediante el uso de prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada uno de los elementos presentes (vea la tabla 2.4). Analice los siguientes ejemplos:

CO	monóxido de carbono
CO ₂	dióxido de carbono
SO ₂	dióxido de azufre
SO ₃	trióxido de azufre
NO ₂	dióxido de nitrógeno
N ₂ O ₄	tetróxido de dinitrógeno

Las siguientes pautas son útiles para nombrar compuestos con prefijos:

- El prefijo “mono-” puede omitirse para el primer elemento de la fórmula. Por ejemplo, PCl₃ se nombra tricloruro de fósforo y no tricloruro de monofósforo. Así, la ausencia de un prefijo para el primero de los elementos de la fórmula generalmente significa que sólo hay un átomo de ese elemento en la molécula.
- Para el caso de los óxidos, en algunas ocasiones se omite la terminación “a” del prefijo. Por ejemplo, N₂O₄ se denomina tetróxido de dinitrógeno y no tetraóxido de dinitrógeno.

La excepción para el uso de prefijos griegos es el caso de compuestos moleculares que contienen hidrógeno. Tradicionalmente, muchos de estos compuestos se llaman por sus nombres comunes no sistemáticos, o bien mediante nombres que no indican el número de átomos de H presentes:

B ₂ H ₆	diborano
CH ₄	metano
SiH ₄	silano
NH ₃	amoníaco
PH ₃	fosfina
H ₂ O	agua
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno

Observe que el orden en que se escriben los elementos en las fórmulas es irregular para los compuestos que contienen hidrógeno. En el agua y el sulfuro de hidrógeno, se escribe primero el H, en tanto que en los otros compuestos aparece al final.

En general es muy sencillo escribir las fórmulas de los compuestos moleculares. Así, el nombre trifluoruro de arsénico indica que hay un átomo de As y tres átomos de F en cada molécula y que la fórmula molecular es AsF₃. Observe que el orden de aparición de los elementos en la fórmula es el mismo que su nombre.

TABLA 2.4
Prefijos griegos utilizados en la nomenclatura de compuestos moleculares

Prefijo	Significado
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
hexa-	6
hepta-	7
octa-	8
nona-	9
deca-	10

Los compuestos binarios que contienen carbono e hidrógeno son compuestos orgánicos; no siguen las mismas convenciones de nomenclatura. Estudiaremos la nomenclatura de los compuestos orgánicos en el capítulo 24.

EJEMPLO 2.7

Nombre los siguientes compuestos moleculares: a) SiCl₄ y b) P₄O₁₀.

Estrategia Para los prefijos se hace referencia a la tabla 2.4. En a) hay sólo un átomo de Si, así que no utilizamos el prefijo “mono”.

Solución a) Debido a que hay cuatro átomos de cloro presentes, el compuesto es tetracloruro de silicio.

b) Hay cuatro átomos de fósforo y diez átomos de oxígeno presentes, de manera que el compuesto es decóxido de tetrafósforo. Observe que se omite la “a” del prefijo “deca”.

Ejercicio de práctica Nombre los siguientes compuestos moleculares: a) NF₃ y b) Cl₂O₇.

Problemas similares: 2.57c), i), j).

EJEMPLO 2.8

Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares: *a)* disulfuro de carbono y *b)* hexabromuro de disilicio.

Estrategia Aquí necesitamos convertir los prefijos en números de átomos (vea la tabla 2.4). Debido a que no existe prefijo para el carbono en *a)*, esto significa que sólo hay un átomo de carbono presente.

Solución *a)* Dado que hay un átomo de carbono y dos átomos de azufre presentes, la fórmula es CS_2 .

b) Hay dos átomos de silicio y seis átomos de bromo presentes, por lo que la fórmula es Si_2Br_6 .

Ejercicio de práctica Escriba las fórmulas químicas para los siguientes compuestos moleculares: *a)* tetrafluoruro de azufre, *b)* pentóxido de dinitrógeno.

Problemas similares: 2.59g), j).

En la figura 2.14 se resumen los pasos para la nomenclatura de los compuestos iónicos y de los compuestos moleculares binarios.

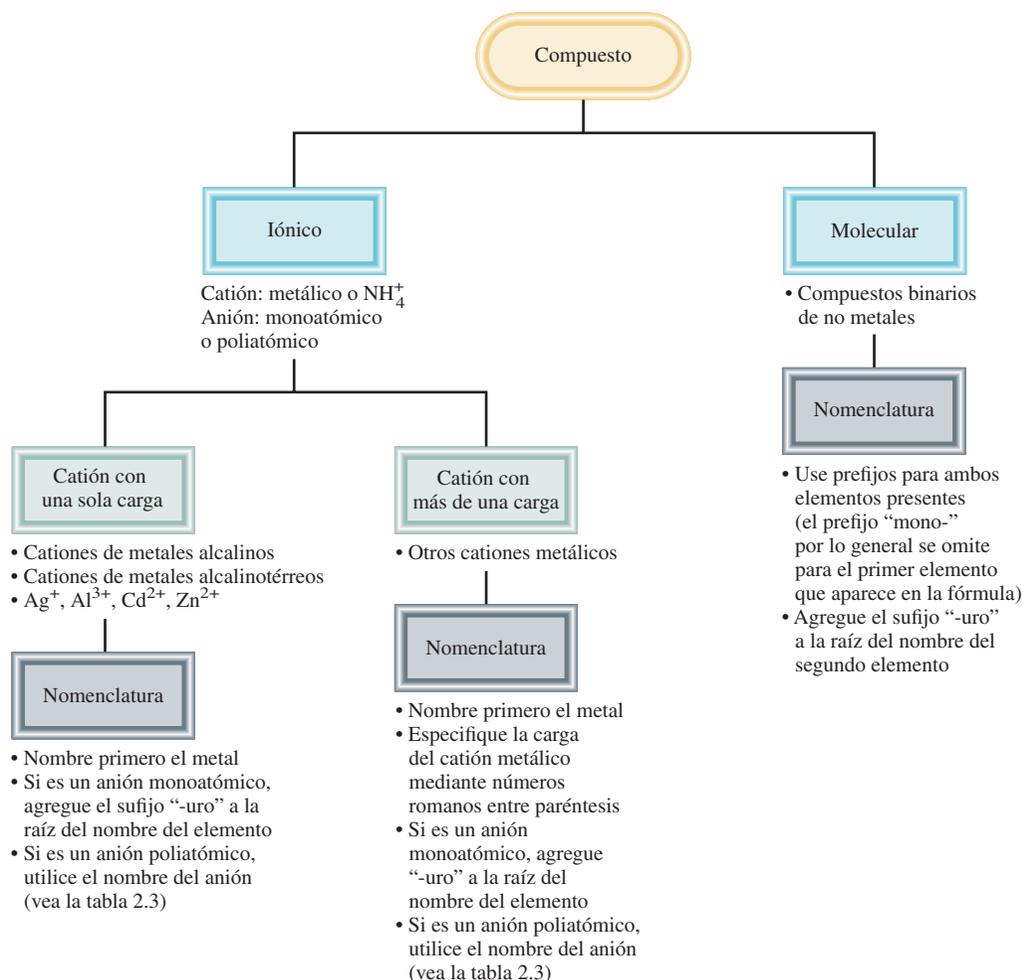


Figura 2.14 Pasos para la nomenclatura de compuestos iónicos y de compuestos moleculares binarios.

Ácidos y bases

Nomenclatura de ácidos

Un **ácido** se describe como *una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua*. (H^+ es equivalente a un protón, y con frecuencia se nombra de esa forma.) Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrógeno, así como un grupo aniónico. Los aniones cuyo nombre termina en “uro” forman ácidos cuyo nombre termina en “hídrico”, como se muestra en la tabla 2.5. En algunos casos se pueden asignar dos nombres diferentes a la misma fórmula química.

HCl	cloruro de hidrógeno
HCl	ácido clorhídrico

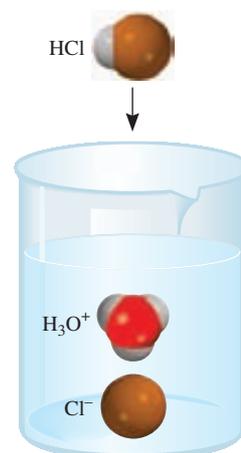
El nombre asignado al compuesto depende de su estado físico. En estado gaseoso o en estado líquido puro, HCl es un compuesto molecular que recibe el nombre de cloruro de hidrógeno. Cuando se encuentra disuelto en agua, sus moléculas se separan en los iones H^+ y Cl^- ; en esta forma, la sustancia se llama ácido clorhídrico.

Los **oxiácidos** son ácidos que *contienen hidrógeno, oxígeno y otro elemento (el elemento central)*. Las fórmulas de los oxiácidos por lo general se escriben con el H en primer lugar, seguido por el elemento central y al final el O. Usamos los siguientes cinco ácidos comunes como referencia en la nomenclatura de oxiácidos:

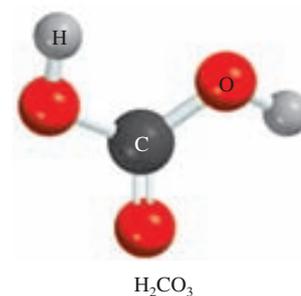
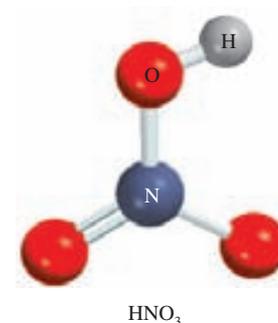
H_2CO_3	ácido carbónico
$HClO_3$	ácido clórico
HNO_3	ácido nítrico
H_3PO_4	ácido fosfórico
H_2SO_4	ácido sulfúrico

Con frecuencia dos o más oxiácidos tienen el mismo átomo central pero diferente número de átomos de O. En relación con los oxiácidos cuyos nombres terminan en “-ico”, se utilizan las siguientes reglas para nombrar estos compuestos:

1. Al agregar un átomo de O al ácido “-ico”, el ácido se llamará ácido “pér...ico”. Así, la adición de un átomo de O a $HClO_3$ cambia el nombre de ácido clórico a ácido perclórico, $HClO_4$.
2. Al quitar un átomo de O al ácido “-ico”, el ácido se llama ácido “-oso”. Así, el ácido nítrico, HNO_3 , se transforma en ácido nitroso, HNO_2 .
3. Al quitar dos átomos de O del ácido “-ico”, el ácido se llama ácido “hipo...oso”. Así, cuando $HBrO_3$ se convierte en $HBrO$, el ácido se llama ácido hipobromoso.



Cuando se disuelve en agua, la molécula de HCl se convierte en los iones H^+ y Cl^- . El ion H^+ se asocia a una o más moléculas de agua, y por lo general se representa como H_3O^+ .

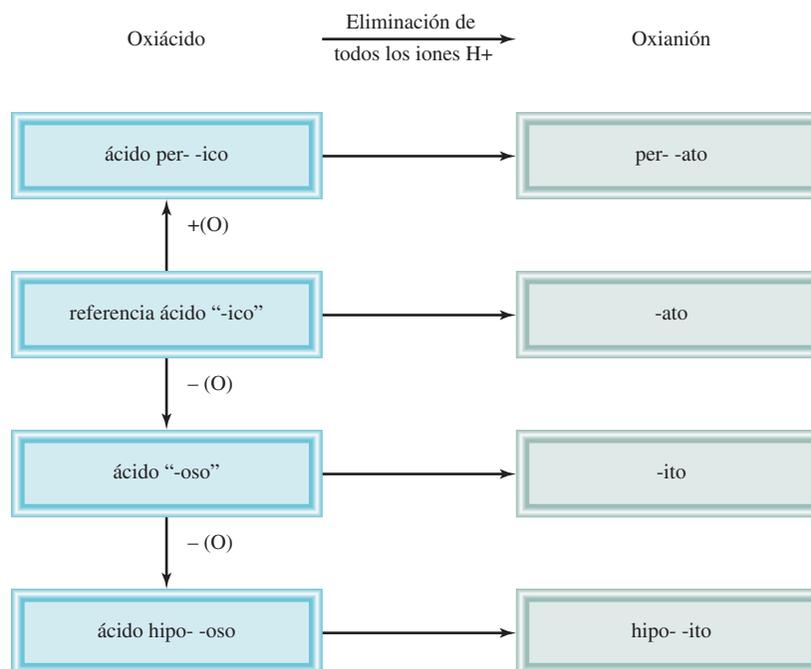


Observe que todos estos ácidos se presentan como compuestos moleculares en la fase gaseosa.

TABLA 2.5 Algunos ácidos sencillos

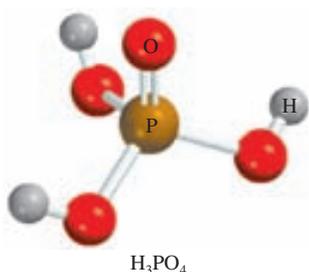
Anión	Ácido correspondiente
F^- (fluoruro)	HF (ácido fluorhídrico)
Cl^- (cloruro)	HCl (ácido clorhídrico)
Br^- (bromuro)	HBr (ácido bromhídrico)
I^- (yoduro)	HI (ácido yodhídrico)
CN^- (cianuro)	HCN (ácido cianhídrico)
S^{2-} (sulfuro)	H_2S (ácido sulfhídrico)

Figura 2.15 Nomenclatura de oxiácidos y oxianiones.



Las reglas para nombrar los **oxianiones**, que son los *aniones de los oxiácidos*, son las siguientes:

1. Cuando se quitan todos los iones H del ácido “-ico”, el nombre del anión termina en “-ato”. Por ejemplo, el anión CO_3^{2-} , derivado de H_2CO_3 , se llama carbonato.
2. Cuando se quitan todos los iones H del ácido “-oso”, el nombre del anión termina en “-ito”. Así, el anión ClO_2^- , derivado de HClO_2 , se llama clorito.
3. Los nombres de los aniones a los cuales se han quitado uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deben indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, considere los aniones derivados del ácido fosfórico:



H_3PO_4	ácido fosfórico
H_2PO_4^-	dihidrógeno fosfato
HPO_4^{2-}	hidrógeno fosfato
PO_4^{3-}	fosfato

Observe que por lo general se omite el prefijo “mono-” cuando sólo hay un H en el anión. La figura 2.15 resume la nomenclatura de los oxiácidos y de los oxianiones, y en la tabla 2.6 se presentan los nombres de los oxiácidos y los oxianiones que contienen cloro.

TABLA 2.6 Nombres de oxiácidos y oxianiones que contienen cloro

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

En el ejemplo 2.9 se muestra la nomenclatura de un oxiácido y un oxianión.

EJEMPLO 2.9

Nombre el siguiente oxiácido y oxianión: a) H_3PO_3 , b) IO_4^- .

Estrategia Para la nomenclatura del ácido en a), primero identificamos el ácido de referencia, cuyo nombre termina con “ico”, como se muestra en la figura 2.15. En b) necesitamos convertir el anión al ácido del que se deriva mostrado en la tabla 2.6.

Solución a) Empezamos con el ácido de referencia, el ácido fosfórico (H_3PO_4). Como el H_3PO_3 tiene un átomo de O menos, se llama ácido fosforoso.
b) El ácido del que se deriva es HIO_4 . Debido a que el ácido tiene un átomo de O más que el ácido de referencia, ácido yódico (HIO_3), se llama ácido peryódico. En consecuencia, el anión derivado del HIO_4 se llama peryodato.

Ejercicio de práctica Nombre el siguiente oxiácido y el oxianión: a) HBrO , b) HSO_4^- .

Problema similar: 2.58 f).

Nomenclatura de bases

Una **base** se describe como *una sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) cuando está disuelta en agua*. Algunos ejemplos son:

NaOH	hidróxido de sodio
KOH	hidróxido de potasio
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	hidróxido de bario

El amoníaco (NH_3) es un compuesto molecular en estado gaseoso o en estado líquido puro; también se clasifica como base común. A primera vista podría parecer una excepción a la definición de una base. Pero debe hacerse notar que lo que se requiere para que una sustancia se clasifique como base es que *libere* iones hidróxido cuando está disuelta en agua, y no es necesario que contenga iones hidróxido en su estructura. De hecho, cuando el amoníaco se disuelve en agua, el NH_3 reacciona parcialmente con ella para formar iones NH_4^+ y OH^- . Por esta razón se clasifica como base.

Hidratos

Los **hidratos** son *compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos*. Por ejemplo, en su estado normal, cada unidad de sulfato de cobre(II) tiene cinco moléculas de agua asociadas a él. El nombre sistemático para este compuesto es sulfato de cobre(II) pentahidratado, y su fórmula se escribe como $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento. Cuando esto ocurre, el compuesto resultante es CuSO_4 , que suele llamarse sulfato de cobre(II) *anhidro*; la palabra “anhidro” significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él (figura 2.16). Algunos otros hidratos son:

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	cloruro de bario dihidratado
$\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$	cloruro de litio monohidratado
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	sulfato de magnesio heptahidratado
$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	nitrato de estroncio tetrahidratado

Figura 2.16 El $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (izquierda) es de color azul; el CuSO_4 (derecha) es de color blanco.



TABLA 2.7 Nombres comunes y sistemáticos de algunos compuestos

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
H_2O	Agua	Monóxido de hidrógeno
NH_3	Amoniaco	Nitrógeno trihidruído
CO_2	Hielo seco	Dióxido de carbono sólido
NaCl	Sal de mesa	Cloruro de sodio
N_2O	Gas hilarante	Monóxido de dinitrógeno
CaCO_3	Mármol, greda, piedra caliza	Carbonato de calcio
CaO	Cal viva	Óxido de calcio
Ca(OH)_2	Cal apagada	Hidróxido de calcio
NaHCO_3	Polvo para hornear	Hidrógeno carbonato de sodio
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Sosa para lavar	Carbonato de sodio decahidratado
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Sal de Epsom	Sulfato de magnesio heptahidratado
Mg(OH)_2	Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Yeso	Sulfato de calcio dihidratado

Compuestos inorgánicos comunes

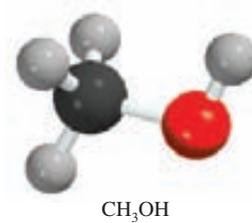
Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos. En la tabla 2.7 se muestran algunos ejemplos.

2.8 Introducción a los compuestos orgánicos

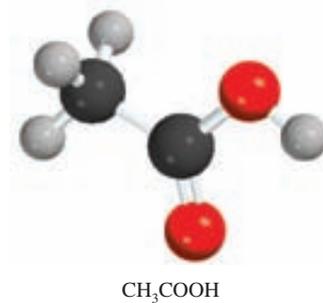
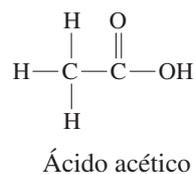
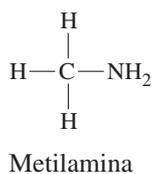
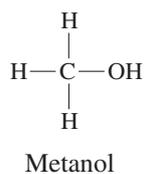
Los *hidrocarburos* constituyen el tipo más sencillo de compuestos orgánicos; contienen sólo átomos de carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos se utilizan como combustibles para la calefacción doméstica e industrial, para generar electricidad y suministrar energía a motores de combustión, y como materia prima para la industria química. Una clase de hidrocarburos se denominan *alcanos*. La tabla 2.8 muestra los nombres, fórmulas y modelos moleculares para los primeros diez alcanos de *cadena lineal*, es decir, cadenas que no tienen ramificaciones. Observe que todos los nombres tienen la terminación *-ano*. A partir del compuesto de fórmula C_5H_{12} , se utilizan los prefijos griegos de la tabla 2.4 para indicar el número de átomos de carbono presentes.

La química de los compuestos orgánicos está determinada en gran parte por los *grupos funcionales*, los cuales constan de uno o varios átomos enlazados en forma específica. Por

TABLA 2.8 Los primeros diez alcanos de cadena lineal		
Nombre	Fórmula	Modelo molecular
Metano	CH ₄	
Etano	C ₂ H ₆	
Propano	C ₃ H ₈	
Butano	C ₄ H ₁₀	
Pentano	C ₅ H ₁₂	
Hexano	C ₆ H ₁₄	
Heptano	C ₇ H ₁₆	
Octano	C ₈ H ₁₈	
Nonano	C ₉ H ₂₀	
Decano	C ₁₀ H ₂₂	



ejemplo, cuando un grupo hidroxilo (—OH), un grupo amino (—NH₂) y un grupo carboxilo (—COOH) reemplazan a un átomo de H en el metano, se generan las siguientes moléculas:



Las propiedades químicas de estas moléculas se pueden predecir con base en la reactividad de los grupos funcionales. Aunque no se estudiará la nomenclatura de las principales clases de compuestos orgánicos y sus propiedades en términos de los grupos funcionales sino hasta el capítulo 24, utilizaremos con frecuencia ciertos compuestos orgánicos como ejemplos para ilustrar los enlaces químicos, las reacciones ácido-base y otras propiedades a lo largo del libro.

Ecuaciones básicas

$$\begin{aligned} \text{Número de masa} &= \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ &= \text{número atómico} + \text{número de neutrones} \quad (2.1) \end{aligned}$$

Resumen de conceptos

1. La química moderna empezó con la teoría atómica de Dalton, que establece que toda la materia está compuesta por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos; que todos los átomos del mismo elemento son idénticos; que los compuestos contienen átomos de diferentes elementos combinados en proporción de números enteros, y que los átomos no se crean ni se destruyen durante las reacciones químicas (ley de la conservación de la masa).
2. Los átomos de los elementos que constituyen un compuesto en particular siempre se combinan en la misma proporción en masa (ley de las proporciones definidas). Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la masa del elemento que se combina con una cantidad fija de masa del otro elemento siempre es una relación de números enteros pequeños (ley de las proporciones múltiples).
3. Un átomo está constituido por un núcleo central muy denso, que contiene protones y neutrones, y por electrones que se mueven alrededor del núcleo a una distancia relativamente grande.
4. Los protones están cargados positivamente, los neutrones no tienen carga y los electrones están cargados negativamente. Los protones y neutrones tienen casi la misma masa, que es alrededor de 1 840 veces mayor que la masa de un electrón.
5. El número atómico de un elemento es el número de protones presentes en el núcleo de un átomo de ese elemento; determina su identidad. El número de masa es la suma del número de protones y de neutrones presentes en el núcleo.
6. Los isótopos son átomos de un mismo elemento, con el mismo número de protones pero diferente número de neutrones.
7. En las fórmulas químicas se combinan los símbolos de los elementos que las forman, utilizando como subíndices números enteros para indicar el tipo y número de átomos contenidos en la unidad más pequeña de un compuesto.
8. La fórmula molecular indica el número y tipo específico de átomos combinados en cada molécula de un compuesto. La fórmula empírica muestra la relación más sencilla de los átomos que forman una molécula.
9. Los compuestos químicos pueden ser compuestos moleculares (en los que la unidad más pequeña son moléculas individuales discretas) o bien compuestos iónicos, constituidos por cationes y aniones.
10. Los nombres de muchos compuestos inorgánicos se deducen a partir de algunas reglas sencillas. Las fórmulas se pueden escribir a partir de los nombres de los compuestos.
11. Los compuestos orgánicos contienen carbono y elementos como hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Los hidrocarburos son el tipo más sencillo de compuestos orgánicos.

Términos básicos

Ácido, p. 65
Alótropo, p. 55
Anión, p. 54
Átomo, p. 43
Base, p. 67

Catión, p. 54
Compuesto binario, p. 59
Compuesto iónico, p. 54
Compuesto orgánico, p. 59
Compuesto ternario, p. 60

Compuestos inorgánicos, p. 59
Electrón, p. 44
Familias, p. 51
Fórmula empírica, p. 56

Fórmula estructural, p. 56
Fórmula molecular, p. 55
Fórmula química, p. 55
Gases nobles, p. 53
Grupos, p. 51

Halógenos, p. 53	Ley de las proporciones múltiples, p. 43	No metal, p. 51	Periodos, p. 51
Hidrato, p. 67	Metal, p. 51	Núcleo, p. 47	Protón, p. 47
Ion, p. 54	Metales alcalinos, p. 53	Número atómico (Z), p. 49	Radiación, p. 44
Ion monoatómico, p. 54	Metales alcalinotérreos, p. 53	Número de masa (A), p. 49	Radiactividad, p. 46
Ion poliatómico, p. 54	Metaloide, p. 51	Oxiácido, p. 65	Rayos alfa (α), p. 46
Isótopo, p. 49	Molécula, p. 53	Oxianión, p. 66	Rayos beta (β), p. 46
Ley de la conservación de la masa, p. 43	Molécula diatómica, p. 53	Partículas alfa (α), p. 46	Rayos gamma (γ), p. 46
Ley de las proporciones definidas, p. 43	Molécula poliatómica, p. 53	Partículas beta (β), p. 46	Tabla periódica, p. 51
	Neutrón, p. 48		

Preguntas y problemas

Estructura del átomo

Preguntas de repaso

- Defina los siguientes términos: *a*) partícula α , *b*) partícula β , *c*) rayo γ , *d*) rayos X.
- Nombre los tipos de radiación que se conocen, que emiten los elementos radiactivos.
- Compare las propiedades de las siguientes partículas: partículas α , rayos catódicos, protones, neutrones y electrones.
- ¿Cuál es el significado del término “partícula elemental”?
- Describa la contribución de cada uno de los siguientes científicos al conocimiento actual de la estructura atómica: J. J. Thomson, R. A. Millikan, Ernest Rutherford y James Chadwick.
- Describa el experimento en el que se basó la idea de que el núcleo ocupa una fracción muy pequeña del volumen total del átomo.

Problemas

- El diámetro de un átomo de helio es alrededor de 1×10^2 pm. Suponga que se pudieran alinear los átomos de helio de forma que tuvieran contacto unos con otros. Aproximadamente, ¿cuántos átomos se necesitarían para cubrir una longitud de 1 cm?
- En términos generales, el radio de un átomo es aproximadamente 10 000 veces mayor que su núcleo. Si un átomo pudiera amplificarse de manera que el radio de su núcleo midiera 2.0 cm, casi el tamaño de una canica, ¿cuál sería el radio del átomo en millas? (1 mi = 1 609 m).

Número atómico, número de masa e isótopos

Preguntas de repaso

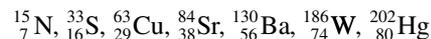
- Con el isótopo de helio-4 defina número atómico y número de masa. ¿Por qué el conocimiento del número atómico permite deducir el número de electrones presentes en un átomo?
- ¿Por qué todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico, a pesar de que pueden tener diferentes números de masa?
- ¿Cómo se llaman los átomos del mismo elemento pero con diferentes números de masa?
- Explique el significado de cada uno de los términos en el símbolo A_ZX .

Problemas

- ¿Cuál es el número de masa de un átomo de hierro que tiene 28 neutrones?
- Calcule el número de neutrones de ${}^{239}\text{Pu}$.
- Para cada una de las siguientes especies, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo:



- Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies:



- Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos: *a*) $Z = 11$, $A = 23$; *b*) $Z = 28$, $A = 64$.

- 2.18** Escriba el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isótopos: *a)* $Z = 74, A = 186$; *b)* $Z = 80, A = 201$.

La tabla periódica

Preguntas de repaso

- 2.19 ¿Qué es la tabla periódica y cuál es su importancia en el estudio de la química?
- 2.20 Mencione dos diferencias entre un metal y un no metal.
- 2.21 Escriba los nombres y símbolos de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías: *a)* no metal, *b)* metal y *c)* metaloide.
- 2.22 Defina con dos ejemplos los siguientes términos: *a)* metales alcalinos, *b)* metales alcalinotérreos, *c)* halógenos, *d)* gases nobles.

Problemas

- 2.23 Los elementos cuyos nombres tienen la terminación *io*, generalmente son metales; por ejemplo, el sodio. Identifique un no metal cuyo nombre también termine con *io*.
- 2.24** Describa los cambios en las propiedades (de metales a no metales o bien de no metales a metales) según se analiza: *a)* un grupo periódico hacia abajo y *b)* a lo largo de la tabla periódica (horizontalmente).
- 2.25 Con la ayuda de un manual de propiedades químicas y físicas (pregunte a su profesor por un manual) encuentre: *a)* dos metales menos densos que el agua, *b)* dos metales más densos que el mercurio, *c)* el elemento sólido metálico más denso que se conoce, *d)* el elemento sólido no metálico, conocido, con mayor densidad.
- 2.26** Agrupe los siguientes elementos por pares, según sus propiedades químicas semejantes: K, F, P, Na, Cl y N.

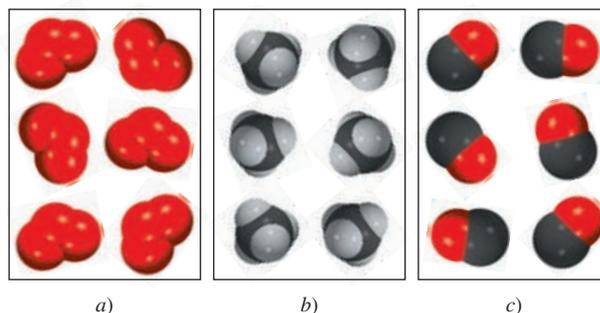
Moléculas y iones

Preguntas de repaso

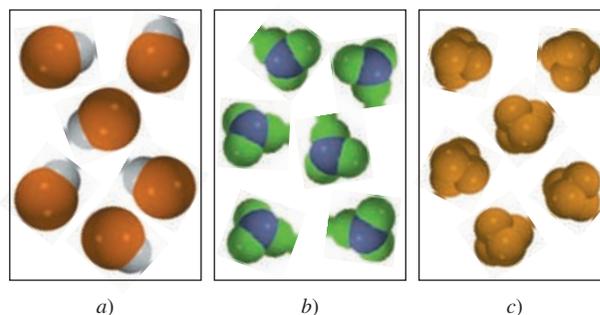
- 2.27 ¿Cuál es la diferencia entre un átomo y una molécula?
- 2.28 ¿Qué son alótropos? Dé un ejemplo. ¿Cuál es la diferencia entre alótropos e isótopos?
- 2.29 Describa los dos tipos de modelos moleculares de empleo común.
- 2.30 Proporcione un ejemplo para: *a)* un catión monoatómico, *b)* un anión monoatómico, *c)* un catión poliatómico, *d)* un anión poliatómico.

Problemas

- 2.31 ¿Cuál de los siguientes diagramas representa moléculas diatómicas, moléculas poliatómicas, moléculas que no son compuestos, moléculas que son compuestos, o una forma elemental de la sustancia?



- 2.32** ¿Cuál de los siguientes diagramas representa moléculas diatómicas, moléculas poliatómicas, moléculas que no son compuestos, moléculas que son compuestos, o una forma elemental de la sustancia?



- 2.33 Identifique como elementos o compuestos: NH_3 , N_2 , S_8 , NO , CO , CO_2 , H_2 , SO_2 .
- 2.34** Dé dos ejemplos para cada uno de los siguientes incisos: *a)* una molécula diatómica que contenga átomos del mismo elemento, *b)* una molécula diatómica que contenga átomos de diferentes elementos, *c)* una molécula poliatómica que contenga átomos del mismo elemento, *d)* una molécula poliatómica que contenga átomos de diferentes elementos.
- 2.35 Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Γ^- , S^{2-} , O^{2-} y N^{3-} .
- 2.36** Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes: K^+ , Mg^{2+} , Fe^{3+} , Br^- , Mn^{2+} , C^{4+} , Cu^{2+} .

Fórmulas químicas

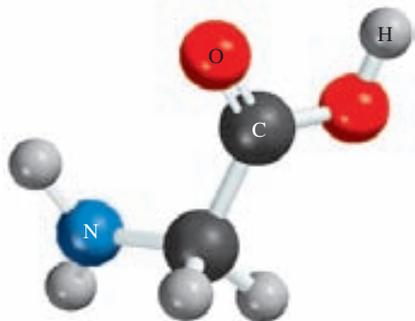
Preguntas de repaso

- 2.37 ¿Qué representa una fórmula química? ¿Cuál es la proporción de los átomos en las siguientes fórmulas moleculares? *a)* NO , *b)* NCl_3 , *c)* N_2O_4 , *d)* P_4O_6 .
- 2.38 Defina fórmula molecular y fórmula empírica. ¿Cuáles son las semejanzas y diferencias entre las fórmulas empírica y molecular de un compuesto?

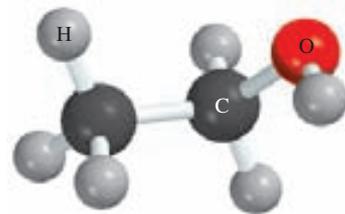
- 2.39 Proporcione un ejemplo de un caso en el cual dos moléculas tengan diferente fórmula molecular pero igual fórmula empírica.
- 2.40 ¿Qué significa P_4 ? ¿Cuál es la diferencia con $4P$?
- 2.41 ¿Qué es un compuesto iónico? ¿Cómo se mantiene la neutralidad eléctrica en un compuesto iónico?
- 2.42 Explique por qué las fórmulas químicas de los compuestos iónicos por lo general son iguales que sus fórmulas empíricas.

Problemas

- 2.43 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) óxido de sodio, *b*) sulfuro de hierro (que contenga el ion Fe^{2+}), *c*) sulfato de cobalto (que contenga los iones Co^{3+} y SO_4^{2-} , y fluoruro de bario. (*Sugerencia:* Vea la figura 2.11.)
- 2.44 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: *a*) bromuro de cobre (que contenga el ion Cu^+), *b*) óxido de manganeso (que contenga el ion Mn^{3+}), *c*) yoduro de mercurio (que contenga el ion Hg_2^{2+}) y *d*) fosfato de magnesio (que contenga el ion PO_4^{3-}). (*Sugerencia:* Vea la figura 2.11.)
- 2.45 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos? *a*) C_2N_2 , *b*) C_6H_6 , *c*) C_9H_{20} , *d*) P_4O_{10} , *e*) B_2H_6 .
- 2.46 ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos? *a*) Al_2Br_6 , *b*) $Na_2S_2O_4$, *c*) N_2O_5 , *d*) $K_2Cr_2O_7$.
- 2.47 Indique la fórmula molecular de la glicina, un aminoácido presente en las proteínas. El código de los colores es: negro (carbono), azul (nitrógeno), rojo (oxígeno) y gris (hidrógeno).



- 2.48 Indique la fórmula molecular del etanol. El código de los colores es: negro (carbono), rojo (oxígeno) y gris (hidrógeno).



- 2.49 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? ¿Cuáles serán moleculares? $SiCl_4$, LiF , $BaCl_2$, B_2H_6 , KCl , C_2H_4 .
- 2.50 ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? ¿Cuáles serán moleculares? CH_4 , $NaBr$, BaF_2 , CCl_4 , ICl , $CsCl$, NF_3 .

Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Preguntas de repaso

- 2.51 ¿Cuál es la diferencia entre compuestos inorgánicos y compuestos orgánicos?
- 2.52 ¿Cuáles son las cuatro principales categorías de los compuestos inorgánicos?
- 2.53 Dé un ejemplo de un compuesto binario y un ejemplo de un compuesto ternario.
- 2.54 ¿Cuál es el sistema de Stock? ¿Qué ventajas tiene sobre el sistema antiguo para nombrar los cationes?
- 2.55 Explique por qué la fórmula HCl puede representar dos diferentes sistemas químicos.
- 2.56 Defina los siguientes términos: ácidos, bases, oxiácidos, oxianiones e hidratos.

Problemas

- 2.57 Nombre los siguientes compuestos: *a*) Na_2CrO_4 , *b*) K_2HPO_4 , *c*) HBr (gaseoso), *d*) HBr (acuoso), *e*) Li_2CO_3 , *f*) $K_2Cr_2O_7$, *g*) NH_4NO_2 , *h*) PF_3 , *i*) PF_5 , *j*) P_4O_6 , *k*) CdI_2 , *l*) $SrSO_4$, *m*) $Al(OH)_3$, *n*) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
- 2.58 Nombre los siguientes compuestos: *a*) $KClO$, *b*) Ag_2CO_3 , *c*) $FeCl_2$, *d*) $KMnO_4$, *e*) $CsClO_3$, *f*) HIO , *g*) FeO , *h*) Fe_2O_3 , *i*) $TiCl_4$, *j*) NaH , *k*) Li_3N , *l*) Na_2O , *m*) Na_2O_2 , *n*) $FeCl_3 \cdot 6H_2O$.
- 2.59 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: *a*) nitrito de rubidio, *b*) sulfuro de potasio, *c*) hidrógeno sulfuro de sodio, *d*) fosfato de magnesio, *e*) hidrógeno fosfato de calcio, *f*) dihidrógeno fosfato de potasio, *g*) heptafluoruro de yodo, *h*) sulfato de amonio, *i*) perclorato de plata, *j*) tricloruro de boro.
- 2.60 Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos: *a*) cianuro de cobre(I), *b*) clorito de estroncio, *c*) ácido perbrómico, *d*) ácido yodhídrico, *e*) fosfato de disodio y amonio, *f*) carbonato de plomo(II), *g*) fluoruro de estaño(II), *h*) deca sulfuro de tetrafósforo, *i*) óxido de mercurio(II), *j*) yoduro de mercurio(I), *k*) hexafluoruro de selenio.

Problemas adicionales

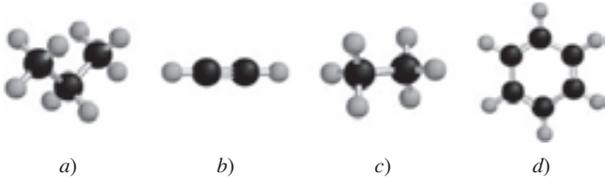
2.61 Se encontró que una muestra de un compuesto de uranio pierde masa en forma gradual. Explique qué le está sucediendo a dicha muestra.

2.62 ¿En cuál de los siguientes pares son más parecidas las dos especies en cuanto a propiedades químicas? Explique. *a)* ${}^1_1\text{H}$ y ${}^1_1\text{H}^+$, *b)* ${}^{14}_7\text{N}$ y ${}^{14}_7\text{N}^{3-}$, *c)* ${}^{12}_6\text{C}$ y ${}^{13}_6\text{C}$.

2.63 Un isótopo de un elemento metálico tiene un número de masa de 65 y tiene 35 neutrones en su núcleo. El catión derivado de dicho isótopo tiene 28 electrones. Escriba el símbolo de este catión.

2.64 Un isótopo de un elemento no metálico tiene un número de masa de 127 y tiene 74 neutrones en su núcleo. El anión derivado de dicho isótopo tiene 54 electrones. Escriba el símbolo de este anión.

2.65 Determine las fórmulas moleculares y empíricas de los compuestos siguientes. (Las esferas negras son carbonos y las grises hidrógeno.)



2.66 ¿Qué resulta erróneo o ambiguo en el enunciado “cuatro moléculas de NaCl”?

2.67 Se conocen los siguientes sulfuros de fósforo: P_4S_3 , P_4S_7 y P_4S_{10} . ¿Estos compuestos obedecen la ley de las proporciones múltiples?

2.68 ¿Cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas, y cuáles son compuestos y moléculas? *a)* SO_2 , *b)* S_8 , *c)* Cs, *d)* N_2O_5 , *e)* O, *f)* O_2 , *g)* O_3 , *h)* CH_4 , *i)* KBr, *j)* S, *k)* P_4 , *l)* LiF.

2.69 En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones de los átomos o iones de algunos elementos. Conteste lo siguiente: *a)* ¿Cuáles de las especies son neutras? *b)* ¿Cuáles están cargadas negativamente? *c)* ¿Cuáles tienen carga positiva? *d)* ¿Cuáles son los símbolos convencionales de todas las especies?

Átomo o ion del elemento	A	B	C	D	E	F	G
Número de electrones	5	10	18	28	36	5	9
Número de protones	5	7	19	30	35	5	9
Número de neutrones	5	7	20	36	46	6	10

2.70 Identifique los elementos representados por los siguientes símbolos y dé el número de protones y neutrones en cada caso: *a)* ${}^{20}_{10}\text{X}$, *b)* ${}^{63}_{29}\text{X}$, *c)* ${}^{107}_{47}\text{X}$, *d)* ${}^{182}_{74}\text{X}$, *e)* ${}^{203}_{84}\text{X}$, *f)* ${}^{234}_{94}\text{X}$.

2.71 Explique por qué los aniones son siempre más grandes que los átomos de donde se derivan, mientras que los cationes son siempre más pequeños que los átomos de los cuales se derivan. (*Sugerencia:* Considere la atracción electrostática entre protones y electrones.)

2.72 *a)* Describa el experimento de Rutherford y cómo se desprendió de él la estructura del átomo. ¿Cómo pudo estimar el número de protones en un núcleo a partir de la dispersión de las partículas α ? *b)* Considere el átomo ${}^{23}\text{Na}$. Dado que el radio y la masa del núcleo son 3.04×10^{-15} m y 3.82×10^{-23} g, respectivamente, calcule la densidad del núcleo en g/cm^3 . El radio de un átomo ${}^{23}\text{Na}$ es 186 pm. Calcule la densidad del espacio ocupado por los electrones en el átomo de sodio. ¿Sus resultados apoyan el modelo atómico de Rutherford? [El volumen de una esfera de radio r es $(4/3)\pi r^3$.]

2.73 ¿Qué resulta erróneo con respecto al nombre (entre paréntesis) de cada uno de los siguientes compuestos: *a)* BaCl_2 (dicloruro de bario), *b)* Fe_2O_3 [óxido de hierro(II)], *c)* CsNO_2 (nitrato de cesio), *d)* $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ [bicarbonato de magnesio(II)]?

2.74 ¿Qué resulta erróneo con respecto a la fórmula química de los siguientes compuestos: *a)* $(\text{NH}_3)_2\text{CO}_3$ (carbonato de amonio), *b)* CaOH (hidróxido de calcio), *c)* CdSO_3 (sulfuro de cadmio), *d)* ZnCrO_4 (dicromato de zinc)?

2.75 Complete los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Símbolo		${}^{54}_{26}\text{Fe}^{2+}$			
Protones	5			79	86
Neutrones	6		16	117	136
Electrones	5		18	79	
Carga neta			-3		0

2.76 *a)* ¿Cuáles elementos forman más fácilmente compuestos iónicos? *b)* ¿Cuáles elementos metálicos es más probable que formen cationes con diferentes cargas?

2.77 Escriba la fórmula del ion más común que se deriva de cada una de las siguientes especies: *a)* Li, *b)* S, *c)* I, *d)* N, *e)* Al, *f)* Cs, *g)* Mg.

2.78 ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona mayor información del átomo: ${}^{23}\text{Na}$ o ${}_{11}\text{Na}$? Explique.

2.79 Escriba las fórmulas químicas y los nombres de los ácidos que forman los elementos del grupo 7A. Haga lo mismo para los elementos de los grupos 3A, 4A, 5A y 6A.

2.80 De los 117 elementos que se conocen sólo dos son líquidos a temperatura ambiente (25°C). ¿Cuáles son? (*Sugerencia:* Uno de ellos es un metal muy conocido y el otro es un elemento del grupo 7A.)

2.81 Considere los gases nobles (los elementos del grupo 8A): ${}^4_2\text{He}$, ${}^{20}_{10}\text{Ne}$, ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{84}_{36}\text{Kr}$ y ${}^{132}_{54}\text{Xe}$, *a)* determine el número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo, y *b)* determine la proporción entre neutrones y protones en el núcleo de cada átomo. Describa si se observa alguna ten-

dencia general en relación con los cambios en esta proporción según aumenta el número atómico.

2.82 Elabore una lista de los elementos que existen como gases a temperatura ambiente. (*Sugerencia:* La mayoría de estos elementos se localizan en los grupos 5A, 6A, 7A y 8A.)

2.83 Los metales del grupo 1B: Cu, Ag y Au, reciben el nombre de metales de acuñar. ¿Cuáles de sus propiedades químicas explican su elección para la acuñación de monedas y para la fabricación de joyas?

2.84 Los elementos del grupo 8A de la tabla periódica reciben el nombre de gases nobles. Sugiera un significado para la palabra “noble” al referirse a estos gases.

2.85 La fórmula del óxido de calcio es CaO. ¿Cuáles son las fórmulas del óxido de magnesio y del óxido de estroncio?

2.86 Un mineral común del bario es la barita, o sulfato de bario (BaSO_4). Debido a que los elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas semejantes se esperaría encontrar algo de sulfato de radio (RaSO_4) mezclado con la barita, ya que el radio es el último elemento del grupo 2A. Sin embargo, la única fuente de compuestos de radio en la naturaleza se encuentra en los minerales de uranio. ¿Por qué?

2.87 Elabore una lista con cinco elementos para cada uno de los siguientes casos: *a)* sus nombres se derivan de nombres de lugares, *b)* sus nombres se derivan de nombres de personas, *c)* sus nombres se derivan de los colores. (*Sugerencia:* Vea el apéndice I.)

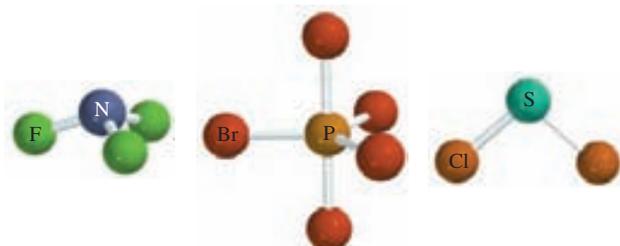
2.88 Diga cuál es el único país que debe su nombre a un elemento. (*Sugerencia:* Es un país de América del Sur.)

2.89 El flúor reacciona con hidrógeno (H) y con deuterio (D) para formar fluoruro de hidrógeno (HF) y fluoruro de deuterio (DF), en donde el deuterio (${}^2_1\text{H}$) es un isótopo del hidrógeno. ¿Determinada cantidad de flúor reaccionaría con diferentes masas de los dos isótopos del hidrógeno? ¿Esto representa una violación a la ley de las proporciones definidas? Explique.

2.90 Prediga la fórmula y el nombre del compuesto binario que se forma entre los siguientes elementos: *a)* Na e H, *b)* B y O, *c)* Na y S, *d)* Al y F, *e)* F y O, *f)* Sr y Cl.

2.91 Identifique cada uno de los siguientes elementos: *a)* un halógeno cuyo anión contiene 36 electrones, *b)* un gas noble radiactivo que contiene 86 protones, *c)* un elemento del grupo 6A cuyo anión contiene 36 electrones, *d)* un catión de un metal alcalino que contiene 36 electrones, *e)* un catión del grupo 4A que contiene 80 electrones.

2.92 Escriba las fórmulas moleculares y los nombres de los siguientes compuestos:



2.93 Muestre la ubicación de: *a)* los metales alcalinos, *b)* metales alcalinotérreos, *c)* halógenos, y *d)* gases nobles en el siguiente esquema de tabla periódica. También dibuje las líneas divisorias entre metales y metaloides, y entre metaloides y no metales.

1A	2A																		8A

2.94 Llene los espacios en blanco de la siguiente tabla.

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
			Bicarbonato de magnesio
		SrCl_2	
Fe^{3+}	NO_2^-		
			Clorato de manganeso(II)
		SnBr_4	
Co^{2+}	PO_4^{3-}		
Hg_2^{2+}	I^-		
		Cu_2CO_3	
			Nitruro de litio
Al^{3+}	S^{2-}		

2.95 Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos. Dé las fórmulas químicas de las siguientes sustancias: *a)* hielo seco, *b)* sal de mesa, *c)* gas hilarante, *d)* mármol (greda, piedra caliza), *e)* cal viva, *f)* cal apagada, *g)* polvo para hornear, *h)* sosa para lavar, *i)* yeso, *j)* leche de magnesia.

Problemas especiales

2.96 En la página 43 se señaló que la masa y la energía son aspectos alternos de una sola entidad denominada *masa-energía*. La relación entre estas dos cantidades físicas está representada por la famosa ecuación de Einstein, $E = mc^2$, donde E es energía, m es masa y c es la rapidez de la luz. En un experimento de combustión, se encontró que 12.096 g de moléculas de hidrógeno combinadas con 96.000 g de moléculas de oxígeno forman agua y liberan 1.715×10^3 kJ de calor. Calcule el cambio de masa correspondiente en este proceso e indique si la ley de la conservación de la masa se aplica para procesos químicos ordinarios. (*Sugerencia:* La ecuación de Einstein se puede utilizar para calcular el cambio en la masa como resultado del cambio en la energía. $1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$ y $c = 3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$.)

2.97 Dibuje todas las fórmulas estructurales posibles para los siguientes hidrocarburos: CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} y C_5H_{12} .

2.98 a) Suponiendo que los núcleos son esféricos, muestre que su radio r es proporcional a la raíz cúbica del número de masa (A). b) En general, el radio de un núcleo está dado por $r = r_0 A^{1/3}$, donde r_0 es una constante de proporcionalidad dada por 1.2×10^{-15} . Calcule el volumen del núcleo ${}^7_3\text{Li}$. c) Si el radio de un átomo de Li es 152 pm, calcule la fracción del volumen atómico que ocupa el núcleo. ¿Su resultado apoya el modelo atómico de Rutherford?

2.99 Dibuje dos fórmulas estructurales diferentes con base en la fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. ¿Se puede obtener más de un compuesto con la misma fórmula molecular basada en la teoría atómica de Dalton?

2.100 El etano y el acetileno son dos hidrocarburos gaseosos. Los análisis químicos señalan que en una muestra de etano, 2.65 g de carbono se combinan con 0.665 g de hidrógeno, y en una muestra de acetileno, 4.56 g de carbono se combinan con 0.383 g de hidrógeno. a) ¿Estos resultados están de acuerdo con la ley de las proporciones múltiples? b) Escriba fórmulas moleculares lógicas para dichos compuestos.

2.101 Un cubo de platino (Pt) tiene un borde con una longitud de 1.0 cm. a) Calcule el número de átomos de Pt en el cubo. b) Los átomos tienen forma esférica. Por tanto, los átomos de Pt en el cubo no podrán llenar todo el espacio disponible. Si sólo 74% del espacio al interior del cubo está ocupado por átomos de Pt, calcule el radio en picómetros de un átomo de Pt. La densidad del Pt es 21.45 g/cm^3 y la masa de un solo átomo de Pt es $3.240 \times 10^{-22} \text{ g}$. [El volumen de una esfera de radio r es $(4/3)\pi r^3$].

2.102 Un ion monoatómico tiene una carga de +2. El núcleo del átomo del que se deriva tiene un número de masa de 55. Si el número de neutrones en el núcleo es 1.2 veces el número de protones, ¿cuál será el nombre y símbolo del elemento?

2.103 En el siguiente crucigrama 2×2 , cada letra debe ser correcta en cuatro formas: en el recuadro mismo, horizontal, vertical y diagonal. Cuando se solucione el problema, los cuatro espacios inferiores contendrán los símbolos superpuestos de 10 elementos. Utilice letras mayúsculas en cada recuadro. Sólo hay una solución correcta.*

1	2
3	4

Horizontal

- 1-2: Símbolo de dos letras de un metal utilizado en tiempos antiguos
 3-4: Símbolo de dos letras de un metal que entra en combustión con el aire y se encuentra en el grupo 5A

Vertical

- 1-3: Símbolo de dos letras para un metaloide
 2-4: Símbolo de dos letras para un metal del que se componen las monedas estadounidenses

Recuadros individuales

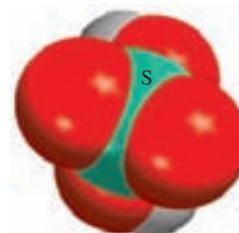
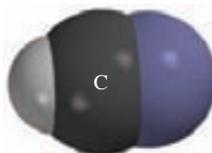
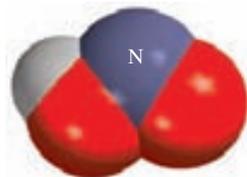
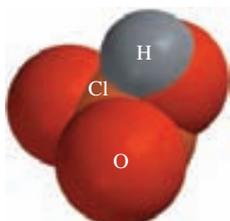
- 1: Un no metal colorido
 2: Un no metal gaseoso incoloro
 3: Un elemento que colorea de verde los fuegos artificiales
 4: Un elemento que tiene usos medicinales

Diagonal

- 1-4: Símbolo de dos letras de un elemento que se utiliza en la electrónica
 2-3: Símbolo de dos letras para un metal utilizado con el Zr en la fabricación de alambres para imanes de superconducción

* Reproducido con la autorización de S. J. Cyvin de University of Trondheim (Noruega). Este crucigrama apareció en *Chemical & Engineering News*, el 14 de diciembre de 1987 (p. 86) y en *Chem Matters*, octubre de 1988.

2.104 Dé el nombre de los siguientes ácidos:



Respuestas a los ejercicios de práctica

2.1 29 protones, 34 neutrones y 29 electrones. **2.2** CHCl_3 . **2.3** $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$. **2.4** *a)* $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, *b)* TiO_2 . **2.5** *a)* Óxido de plomo(II), *b)* sulfito de litio. **2.6** *a)* Rb_2SO_4 , *b)* BaH_2 . **2.7** *a)* Trifluoruro de nitrógeno, *b)* heptóxido de dicloro. **2.8** *a)* SF_4 , *b)* N_2O_5 . **2.9** *a)* Ácido hipobromoso, *b)* ion hidrógeno sulfato.