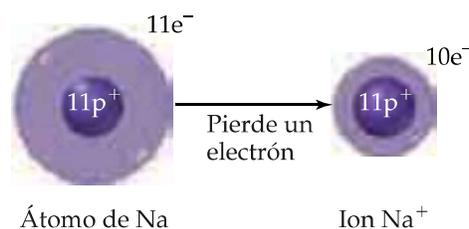
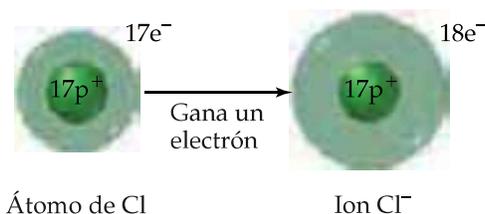


2.7 Iones y compuestos iónicos

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



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



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

EJERCICIO TIPO 2.7

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

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

Respuesta: 34 protones y 36 electrones.

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

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

Predicción de las cargas iónicas

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

EJERCICIO TIPO 2.8

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

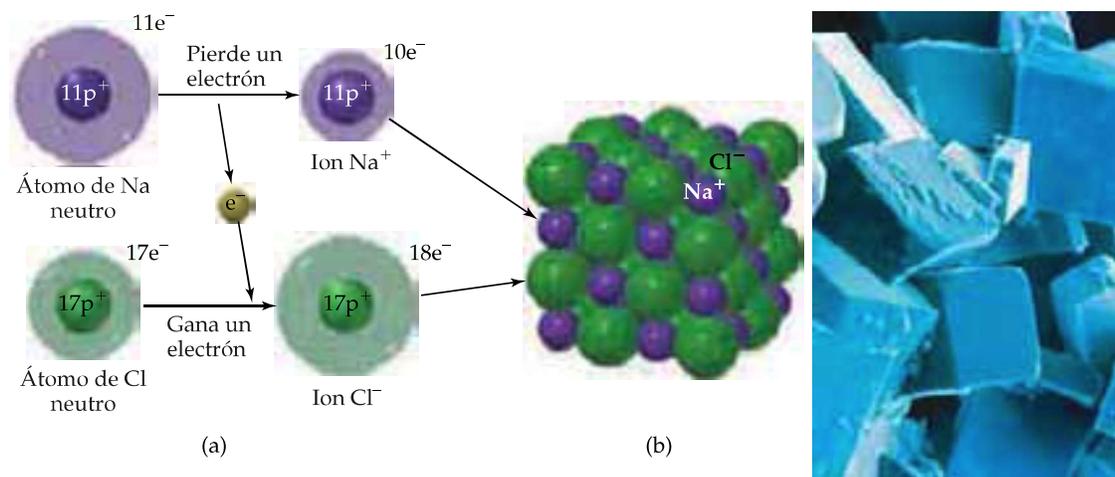
Prediga la carga del ion de aluminio más estable.

Respuesta: $3+$

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

1A	2A	Metales de transición						3A	4A	5A	6A	7A	8A
H^+												H^-	
Li^+									N^{3-}	O^{2-}		F^-	G A S E S
Na^+	Mg^{2+}							Al^{3+}			S^{2-}	Cl^-	S
K^+	Ca^{2+}										Se^{2-}	Br^-	N O B L E S
Rb^+	Sr^{2+}										Te^{2-}	I^-	E S
Cs^+	Ba^{2+}												

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



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

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

Compuestos iónicos

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

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

EJERCICIO TIPO 2.9

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

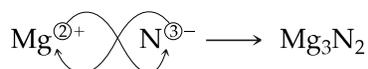
¿Cuáles de los siguientes compuestos son moleculares: CBr_4 , FeS , P_4O_6 , PbF_2 ?

Respuesta: CBr_4 y P_4O_6

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

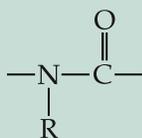
No es difícil escribir la fórmula empírica de un compuesto iónico si conocemos las cargas de los iones que lo constituyen. Los compuestos químicos siempre son eléctricamente neutros; por consiguiente, los iones de un compuesto iónico siempre están presentes en una proporción tal que la carga positiva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

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



Química y vida Elementos necesarios para los organismos vivos

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



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

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

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

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

EJERCICIO TIPO 2.10

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

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

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

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

EJERCICIO DE APLICACIÓN

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

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

**Estrategias en química Reconocimiento de patrones**

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

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

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

2.8 Nombrando a los compuestos inorgánicos

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

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

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