

Capítulo 2

Átomos moléculas e iones

Introducción

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

- 2.1 La Teoría Atómica
- 2.2 La Estructura Del Átomo
- 2.3 Número Atómico, Número De Masa E Isótopos
- 2.4 La Tabla Periódica
- 2.5 Moléculas E Iones
- 2.6 Fórmulas Químicas
- 2.7 Nomenclatura De Los Compuestos

2.1 La Teoría Atómica

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy 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 pruebas experimentales de investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo” lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, un científico inglés, el profesor John Dalton, ¹ formuló una definición precisa sobre las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos.

El trabajo de Dalton marcó el principio 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. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes de los átomos de todos los demás elementos.
2. 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.
3. Una reacción química incluye sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca se crean o se destruyen.

En la figura 2.1 se muestra una representación esquemática de las dos primeras hipótesis.

El concepto de Dalton sobre un átomo es mucho más detallado y específico que el concepto de Demócrito. La primera 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 porque no tenía idea de cómo es un átomo. Pero descubrió que la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno, sólo se pueden explicar a partir de la suposición de que los átomos de hidrógeno son diferentes de los átomos de oxígeno.

La segunda hipótesis sugiere que, para formar un determinado compuesto, no sólo se necesitan los átomos de los elementos adecuados, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico 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 en masa. Así, si analizamos muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras encontraremos la misma proporción en 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 segunda hipótesis de Dalton confirma otra ley importante, la ley de las proporciones múltiples. Según esta ley si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros pequeños. La teoría de Dalton explica la ley de las proporciones múltiples de una 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, denominados 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 está de acuerdo con la ley de las proporciones múltiples.

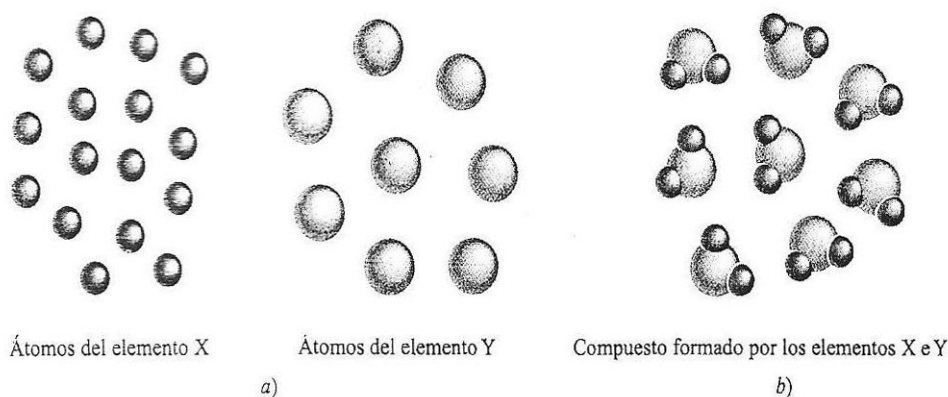


FIGURA 2.1 a) De acuerdo con la teoría atómica de Dalton, los átomos de un mismo elemento son idénticos, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otros elementos. b) Compuesto formado por átomos de los elementos X e Y. En este caso, la relación de átomos del elemento X y átomos del elemento Y es 2:1.

La tercera hipótesis de Dalton es otra forma de enunciar la ley de la conservación de la masa, 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 respecto de la naturaleza de la materia fue el principal estímulo para el rápido progreso de la química durante el siglo XIX.

2.2 La Estructura Del Átomo

A partir de la teoría atómica de Dalton se puede definir al átomo como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. Dalton imaginó un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones, que empezó alrededor de 1850 y se extendió hasta el siglo XX demostró que los átomos tienen una estructura interna, es decir, están formados por partículas aún más pequeñas, denominadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

EL ELECTRÓN

Alrededor 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 sobre este fenómeno se utilizó un tubo de rayos catódicos, precursor de los tubos utilizados en los televisores (figura 2.2). Consta de un tubo de vidrio al cual se ha sacado casi todo el aire. Si se colocan dos placas metálicas y se conectan a una fuente de alto voltaje, la placa con carga negativa, denominada cátodo, emite un rayo invisible. Este rayo catódico se dirige hacia la placa con carga positiva, denominada ánodo, el cual atraviesa una perforación y continúa su trayectoria hasta el otro extremo del tubo. Cuando dicho rayo alcanza el extremo, cubierto 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 (véase la figura 2.2). Cuando se conecta el campo magnético y el campo eléctrico permanece desconectado, los rayos catódicos alcanzan el punto A del tubo. Cuando está conectado sólo 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 equilibran de forma que se cancelan uno a otro, dichos 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 ser partículas con carga negativa. Actualmente, estas partículas con carga negativa se conocen como electrones. En la figura 2.3 se muestra el efecto de un imán sobre los rayos catódicos.

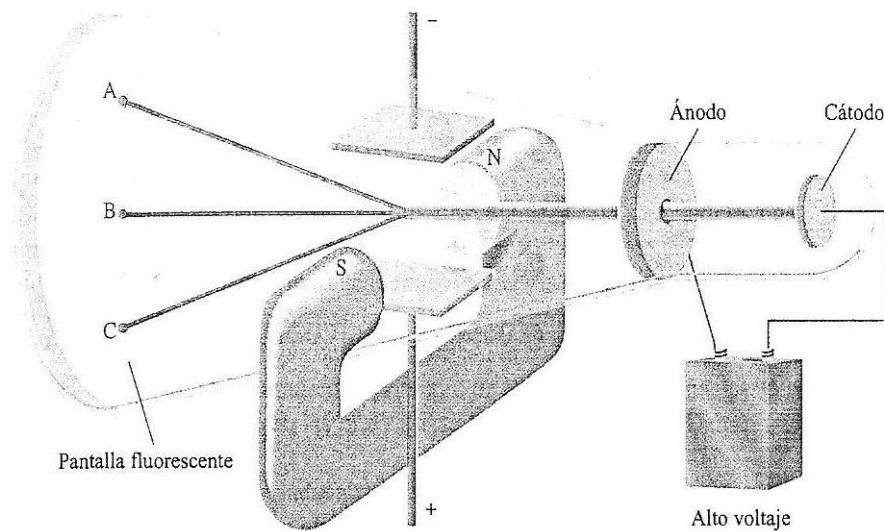


FIGURA 2.2 Tubo de rayos catódicos con un campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos N y S representan los polos norte y sur de un imán. Los rayos catódicos alcanzan el final del tubo en el punto A, en presencia de un campo magnético; en el punto C, en presencia de un campo eléctrico, y en el punto B cuando no hay campos externos presentes o bien cuando el efecto del campo eléctrico y del campo magnético se cancelan mutuamente.

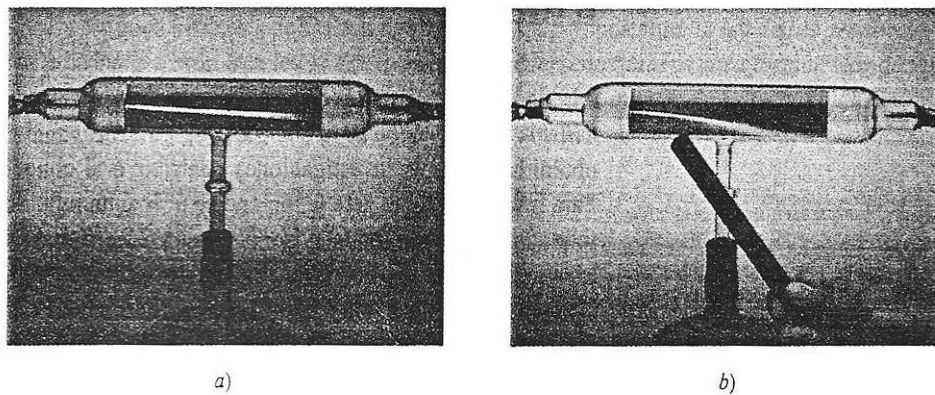


FIGURA 2.3 a) Rayos catódicos producidos en un tubo de descarga. Por sí mismos, estos rayos son invisibles, el color verde se debe a la fluorescencia que produce el sulfuro de zinc, que recubre al tubo. b) Los rayos catódicos son desviados por la presencia de un imán. (Véase sección a color, pág. 1.)

El físico inglés J. J. Thomson³ 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 él obtuvo es $-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$, donde C es la unidad de carga eléctrica, en coulombs. Más tarde, entre 1908 y 1917, R. A. Millikan⁴ llevó a cabo una serie de experimentos y encontró que la carga de un electrón es de $-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$. A partir de estos datos, calculó la masa de un electrón:

$$\text{masa de un electrón} = \frac{c \text{ arg } a}{c \text{ arg } a / \text{masa}} = \frac{-1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{-1.76 \times 10^8 \text{ C/s}} = 9.09 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Que es un valor de masa extremadamente pequeño.

RADIATIVIDAD

En 1895, el físico alemán Wilhelm Röntgen⁵ observó que cuando los rayos catódicos incidían sobre el vidrio y los metales, ocasionaban que éstos emitieran ciertos rayos desconocidos. Estos rayos muy energéticos podían atravesar la materia, oscurecían placas fotográficas, aun estando cubiertas, y producían fluorescencia en algunas sustancias. Debido a que estos rayos no eran desviados de su trayectoria por un imán, no estaban constituidos por partículas con carga, como los rayos catódicos. En virtud de su naturaleza desconocida, Röntgen les dio el nombre de rayos X.

Poco después del descubrimiento de Röntgen, Antoine Becquerel,⁶ profesor de física en Paris, empezó a estudiar las propiedades fluorescentes de las sustancias. Accidentalmente encontró que algunos compuestos de uranio causaban el oscurecimiento de placas fotográficas cubiertas, incluso en ausencia de los rayos catódicos. Al igual que los rayos X los rayos provenientes de los compuestos de uranio resultaban muy energéticos y no los desviaba un imán, pero diferían de los rayos X en que eran emitidos de manera espontánea. Marie Curie,⁷ discípula de Becquerel, sugirió el nombre de radiactividad para describir la emisión espontánea de partículas y/o de radiación. Desde entonces, se dice que un elemento es radiactivo si emite radiación de manera espontánea.

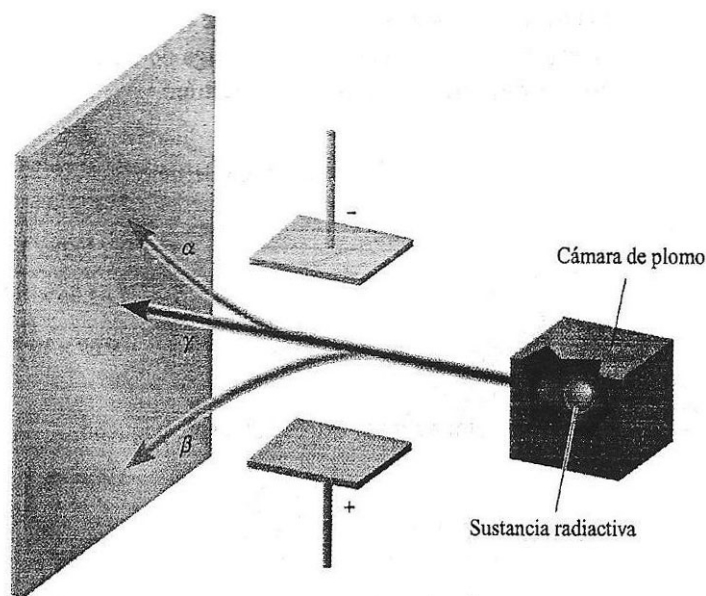


FIGURA 2.4 Los tres tipos de rayos emitidos por elementos radiactivos. Los rayos β están conformados por partículas con carga negativa (electrones), por lo que son atraídos por la placa positiva. Lo contrario ocurre con los rayos α, que tienen carga positiva y se dirigen hacia la placa con carga negativa. Debido que los rayos γ no presentan carga, su trayectoria no se ve afectada por un campo eléctrico externo.

El decaimiento o descomposición de las sustancias radiactivas, como el uranio, produce tres tipos de rayos. Dos de estos rayos son desviados de su trayectoria por placas metálicas con cargas opuestas (figura 2.4). Los rayos alfa (α) consisten de partículas cargadas positivamente, llamadas partículas α , y en consecuencia se alejan de la placa con carga positiva. Los rayos beta (β), o partículas β , son electrones y son rechazados por la placa con carga negativa. Un tercer tipo de radiación radiactiva consiste en rayos de alta energía, llamados rayos γ . Al igual que los rayos X, los rayos γ no presentan carga y no les afecta un campo externo.

EL PROTÓN Y EL NÚCLEO

Desde principios de 1900 ya se conocían dos características de los átomos: contienen electrones y 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 de materia con carga positiva, dentro de la cual se encontraban los electrones, como si fueran las pasas en un pastel (figura 2.5). Este modelo, llamado “del budín de pasas” se aceptó como una teoría durante algunos años.

En 1910, un físico neozelandés, Ernest Rutherford,⁸ que estudió con Thomson en la Universidad de Cambridge, decidió utilizar partículas α para demostrar la estructura de los átomos. Junto con su colega Hans Geiger⁹ y un estudiante de licenciatura llamado Ernest Marsden,¹⁰ 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 2.6). Observaron que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse o con una ligera desviación. De vez en cuando, algunas partículas α eran desviadas un gran ángulo de su trayectoria. ¡En algunos casos, las partículas α regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radiactiva! Éste fue el descubrimiento más sorprendente ya que, 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 cuando le comunicaron 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.”

Posteriormente Rutherford pudo explicar los resultados del experimento de la desviación 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 placa de oro con muy poca o ninguna desviación. Rutherford propuso que las cargas positivas de los átomos estaban concentradas en un conglomerado central dentro del átomo, que denominó 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. Más aún, cuando una partícula α incidía directamente sobre el núcleo, experimentaba una repulsión tan grande que se invertía completamente su trayectoria.

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 1.67252×10^{-24} g, aproximadamente 1840 veces la masa de las partículas con carga negativa, los electrones.

La carga positiva está distribuida de manera uniforme en toda la esfera

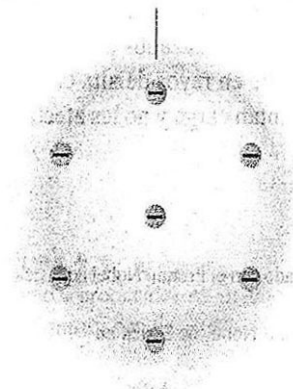


FIGURA 2.5 Modelo atómico de Thomson, algunas veces llamado el modelo "del budín de pasas" por su semejanza con el tradicional postre inglés. Los electrones están insertos en una esfera uniforme cargada positivamente.

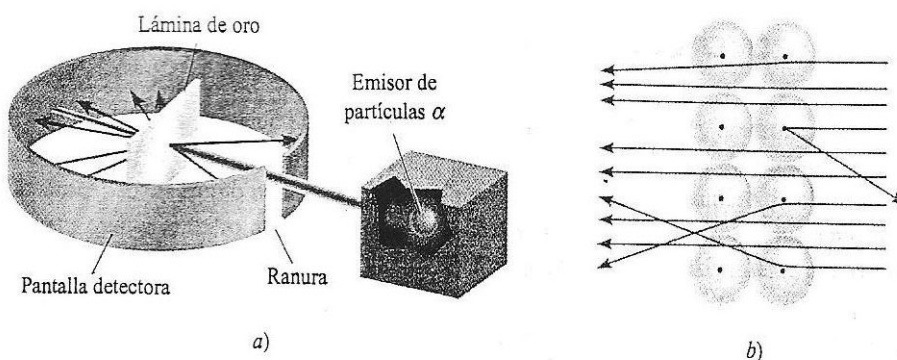


FIGURA 2.6 a) Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de las partículas α causada por una lámina de oro. La mayoría de las partículas α atraviesan la lámina de oro con poca o ninguna desviación. Algunas se desvían con un ángulo grande. Ocasionalmente alguna partícula invierte su trayectoria. b) Esquema amplificado de la trayectoria de las partículas α al atravesar o ser desviadas por los núcleos.

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 el SI, con una unidad llamada picómetro (pm), donde

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

El radio 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 en el tamaño de un átomo y su núcleo imaginando que si un átomo tuviera el tamaño del estadio Astrodome de Houston, 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 del radio atómico tiene utilidad experimental, pero no debe suponerse que los átomos tienen dimensiones o superficies bien definidas. Más adelante se aprenderá que las regiones externas de los átomos son relativamente “confusas”.

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 lo 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 partículas subatómicas en el núcleo; la prueba la proporcionó el físico inglés James Chadwick¹¹ 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 realmente conforman un tercer tipo de partículas subatómicas, que Chadwick denominó neutrones debido a que se demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa un poco mayor que la masa de los protones. El misterio de la relación de las masas ahora podía explicarse. En el núcleo de helio hay dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón, no hay neutrones; por lo tanto, la relación es 4:1.

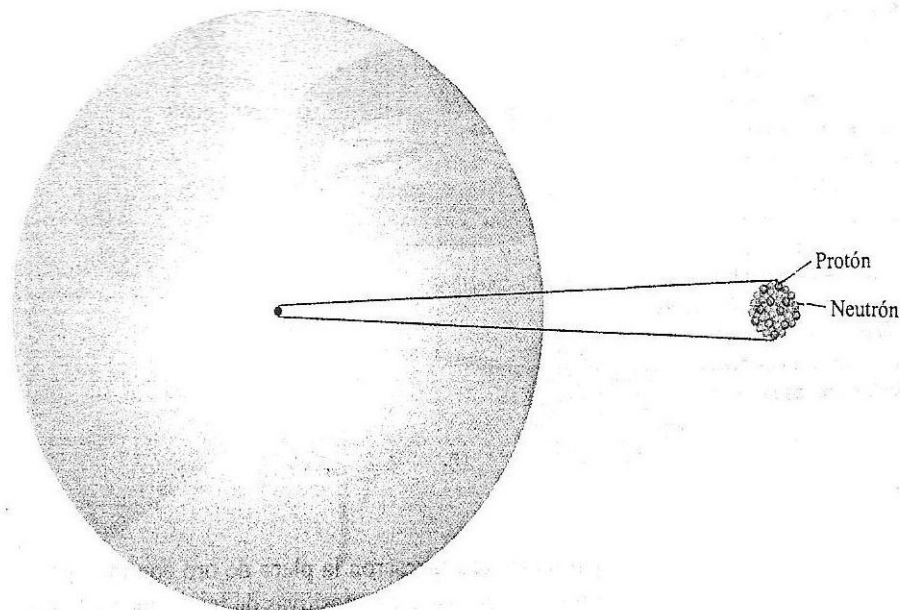


FIGURA 2.7 Los protones y neutrones de un átomo están confinados en el núcleo, que es extremadamente pequeño. Los electrones forman una “nube” alrededor del núcleo.

La figura 2.7 muestra la localización de las partículas elementales (protones; neutrones y electrones) en un átomo. Hay otras partículas subatómicas, pero el electrón, el protón 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.

TABLA 2.1 Masa y carga de las partículas subatómicas

PARTÍCULA	MASA (g)	CARGA	
		COULOMBS	CARGA UNITARIA
Electrón*	9.1095×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67252×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67495×10^{-24}	0	0

* Para la masa del electrón se han obtenido valores más exactos que los valores encontrados por Millikan.

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 de cada 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 exclusivamente por su número atómico. Por ejemplo, el número atómico del nitrógeno es 7. Esto significa que cada átomo neutro de nitrógeno tiene 7 protones y 7 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 7 protones recibe el nombre de "nitrógeno".

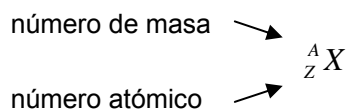
El número de masa (A) es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de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

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

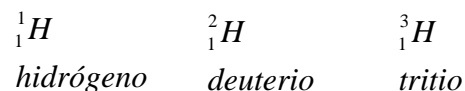
El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico (A - Z). Por ejemplo, el número de masa del flúor es 19 y su número atómico es 9 (lo que indica que tiene 9 protones en el núcleo). Así, el número de neutrones en un átomo de flúor es $19 - 9 = 10$. Obsérvese que el número atómico, el número de neutrones y el número de masa deben ser enteros positivos (todos los números).

No todos los átomos de un elemento dado 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 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 átomo de un elemento (X) es como sigue:



Así, para los isótopos de hidrógeno se escribe



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



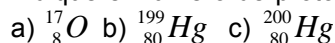
El primer isótopo se utiliza en reactores nucleares y en bombas atómicas, en tanto que el segundo carece de las propiedades necesarias para ser utilizado de la misma manera. Con excepción del hidrógeno, que tiene un nombre diferente para cada uno de sus isótopos, los isótopos de los elementos se identifican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

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

El siguiente ejemplo muestra cómo calcular el número de protones, neutrones y electrones, utilizando el 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:



Respuesta a) el número atómico es 8, de modo que hay 8 protones. El número de masa es 17, por lo que el número de neutrones es $17 - 8 = 9$. El número de electrones es el mismo que el número de protones, es decir 8.

b) El número atómico es 80, de modo que tiene 80 protones. El número de masa es 199, de modo que el número de neutrones es $199 - 80 = 119$. El número de electrones es 80.

c) En este caso el número de protones es el mismo que en el caso b), es decir, 80. El número de neutrones es $200 - 80 = 120$. El número de electrones también es el mismo que en el caso b), o sea 80. Las especies en b) y c) son dos isótopos del mercurio semejantes químicamente.

Ejercicio De Práctica

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

2.4 Tabla Periódica

Más de la mitad de los elementos conocidos 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 respecto de la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la tabla periódica, una tabla en la que se encuentran agrupados juntos los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes. En la figura 2.8 se muestra la tabla periódica moderna, en la cual los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que se muestra 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 110, 111 y 112 se han sintetizado recientemente, razón por la cual todavía carecen de nombre.

Los elementos pueden dividirse en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un metal es un buen conductor del calor y la electricidad mientras que un no metal generalmente es mal conductor del calor y la electricidad. Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. En la figura 2.8 se observa que la mayoría de los elementos conocidos son metales; sólo diecisiete elementos son no metales y ocho son metaloides. A lo largo de cualquier periodo, de izquierda a derecha, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian de manera gradual de metálicas a no metálicas.

En general, se hace referencia de los elementos en forma colectiva, mediante su número del grupo en la tabla periódica (grupo 1A, grupo 2A y así sucesivamente). Sin embargo, por conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales. Los elementos del grupo 1A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se denominan metales alcalinos, y los elementos del grupo 2A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) reciben el nombre de metales alcalinotérreos. Los elementos del grupo 7A (F, Cl, Br, I y At) se conocen como halógenos, y los elementos del grupo 8A (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) son los gases nobles o gases raros.

La tabla periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos de una forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico. Más adelante, en el capítulo 8, se analizará con más detalle esta pieza clave para la química.

La sección de La química en acción de la página 62 describe la distribución de los elementos sobre la Tierra y en el cuerpo humano.

1 1A	2 2A																	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
1 H																								2 He
3 Li	4 Be																		5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11B	12B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar							
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr							
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe							
55 Cs	56 Ba	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 Ha	106 Sg	107 Ns	108 Hs	109 Mt	110	111	112													

	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

FIGURA 2.8 La tabla periódica moderna. Los elementos están ordenados de acuerdo con sus números atómicos, los cuales aparecen sobre los símbolos. Excepto el hidrógeno (H), los no metales se localizan en la parte derecha de la tabla. Con el fin de que la tabla no sea demasiado grande, las dos filas de metales que se localizan debajo del cuerpo principal de la tabla periódica están separadas de manera convencional. Realmente, el cerio (Ce) debería continuar después del lantano (La), y el torio (Th) debería aparecer a la derecha del actinio (Ac). La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha recomendado la designación de los grupos del 1 al 18, pero todavía no es de uso frecuente. A lo largo de este libro se utilizará la notación estándar para los números de los grupos (1A-8A y 1B-8B). Hay una controversia respecto de los nombres de los elementos 104 al 109. A los elementos 110 al 112 todavía no se les ha asignado un nombre. (Véase sección a color, pág. 1.)

2.5 Moléculas E Iones

De todos los elementos, sólo los seis gases nobles del grupo 8A de la tabla periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) existen en la naturaleza como átomos sencillos. Por esta razón se dice que son gases monoatómicos (que significa un átomo solo). La mayor parte de la materia está formada por moléculas o iones formados por los átomos.

MOLÉCULAS

Una molécula es un agregado de, por lo menos, dos átomos en un arreglo definido que se mantienen unidos por medio de fuerzas químicas (también llamadas enlaces químicos). Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas que se estableció en la

sección 2.1. Así, una molécula no siempre es un compuesto, el cual, por definición, está formado por dos o más elementos (véase la sección 1.2). El hidrógeno gaseoso, por ejemplo, es un elemento puro, pero consiste de moléculas formadas por dos átomos de H cada una. Por otra parte, el agua es un compuesto molecular que contiene hidrógeno y oxígeno en una relación de dos átomos de H y un átomo de O. Al igual que los átomos, las moléculas son eléctricamente neutras.

Se dice que la molécula de hidrógeno, representada por H_2 , es una molécula diatómica porque contiene sólo dos átomos. Otros elementos que existen normalmente como moléculas diatómicas son nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2), así como los elementos del grupo 7A: flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2) y yodo (I_2). Por supuesto, una molécula diatómica puede contener átomos de diferentes elementos. Como ejemplos se pueden citar el cloruro de hidrógeno (HCl) y el monóxido de carbono (CO).

La gran mayoría de las moléculas contienen más de dos átomos. Pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O_3), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes. Las moléculas que contienen más de dos átomos reciben el nombre de moléculas poliatómicas. Al igual que el ozono (O_3), el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3), son moléculas poliatómicas.

Las moléculas son demasiado pequeñas como para poder observarlas directamente. Una forma efectiva para visualizarlas es mediante el uso de modelos moleculares. En general, se utilizan dos tipos de modelos moleculares: los modelos de esferas y barras y los modelos espaciales (figura 2.9). 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. 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 tal manera que los enlaces no se ven. El tamaño de las esferas es proporcional al tamaño de los átomos.

Los modelos de esferas y barras muestran con claridad el acomodo 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, es común que las barras exageren 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 preferirá utilizar el modelo de esferas y barras.

IONES

Un ion es una especie cargada formada a partir de átomos o moléculas neutras que han ganado o perdido electrones como resultado de un cambio químico. 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, con carga negativa. 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^+ :

ÁTOMO DE Na	ION Na^+
11 protones 11 electrones	11 protones 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 electrones	17 protones 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.

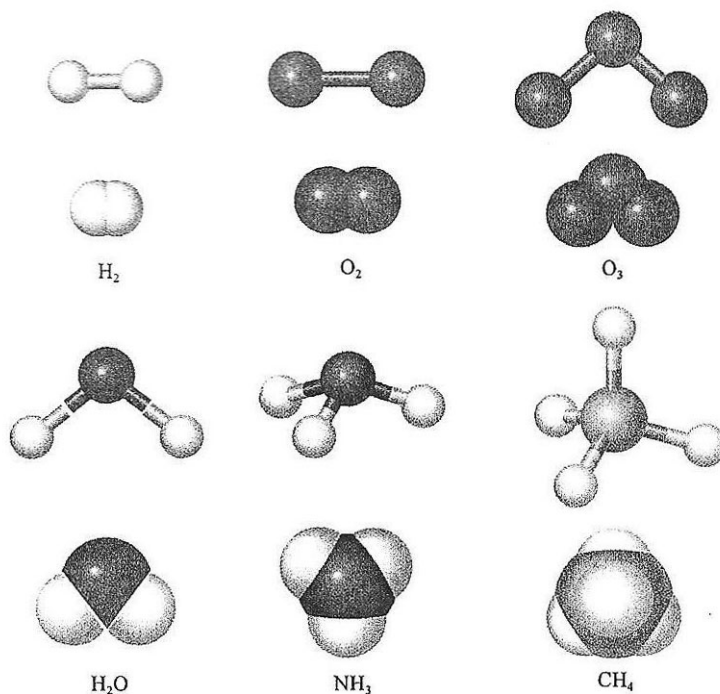


FIGURA 2.9 Modelos de esferas y barras y modelos espaciales para algunas moléculas sencillas. (Véase sección a color, pág. 2.)

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, al igual que los iones Na^+ y Cl^- , reciben el nombre de iones monoatómicos porque contienen sólo un átomo. En la figura 2.10 se muestra la carga de algunos iones monoatómicos. Salvo algunas excepciones, los metales tienden a formar cationes y los no metales, aniones.

Además, se pueden 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 conocen como iones poliatómicos.

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

FIGURA 2.10 Iones monoatómicos comunes, acomodados de acuerdo con su posición en la tabla periódica. Observe que el ion Hg_2^{2+} contiene dos átomos.

2.6 Fórmulas Químicas

Los químicos utilizan las fórmulas químicas para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos. Composición significa no sólo los elementos presentes sino también la proporción en la cual se combinan los átomos. Es necesario familiarizarse con dos tipos de fórmulas: fórmulas moleculares y fórmulas empíricas.

FÓRMULAS MOLECULARES

Una fórmula molecular indica la cantidad exacta de átomos de cada elemento que está presente 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 la cantidad 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 precio relativo.

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 relación de átomos de hidrógeno a 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 relación mínima en números enteros, entre sus átomos, pero no indica necesariamente el número real de átomos en una molécula determinada. Como otro ejemplo, considere el compuesto hidrazina (N_2H_4), que se utiliza como combustible para cohetes. La fórmula empírica de la hidrazina es NH_2 . Aunque 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 reducen a los números enteros más pequeños posible. Las fórmulas moleculares son las fórmulas verdaderas de las moléculas. Como se estudiará en el capítulo 3, cuando los químicos analizan un compuesto desconocido, generalmente el primer paso consiste en la determinación de su fórmula empírica.

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

Los siguientes ejemplos tratan sobre cómo expresar las fórmulas moleculares a partir de modelos moleculares y cómo expresar fórmulas empíricas a partir de fórmulas moleculares.

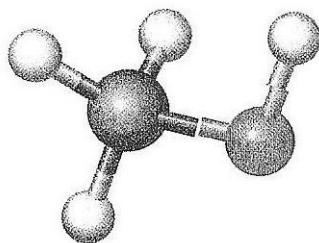
Ejemplo 2.2

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

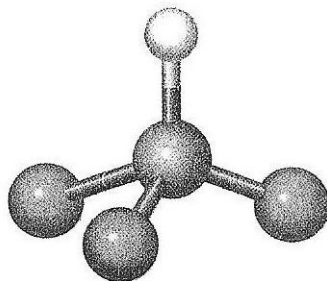
Respuesta Tiene un átomo de C, cuatro átomos de H y un átomo de O. En consecuencia, la fórmula molecular es CH_4O . Sin embargo, la forma usual de escribir la fórmula molecular del metanol es CH_3OH porque así se muestra cómo están unidos los átomos en la molécula.

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.



Metanol. (Gris = carbono,
amarillo = hidrógeno,
rojo = oxígeno.)
[Véase sección a color, pág. 2.]
Problemas semejantes: 2.41, 2.42.



Cloroformo. (Gris = carbono,
amarillo = hidrógeno,
verde = cloro.)
[Véase sección a color, pág. 2.]

Ejemplo 2.3

Escriba la fórmula empírica de las siguientes moléculas: a) acetileno (C_2H_2), que se utiliza en los sopletes para 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.

Respuesta a) En el acetileno hay dos átomos de carbono y dos átomos de hidrógeno. Dividiendo los subíndices por 2, se obtiene la fórmula empírica CH.

b) En la glucosa hay seis átomos de carbono, doce átomos de hidrógeno y seis átomos de oxígeno. Al dividir los subíndices por 6, se obtiene la fórmula empírica CH_2O . Observe que al dividir los subíndices por 3, 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 son la relación más pequeña de números enteros.

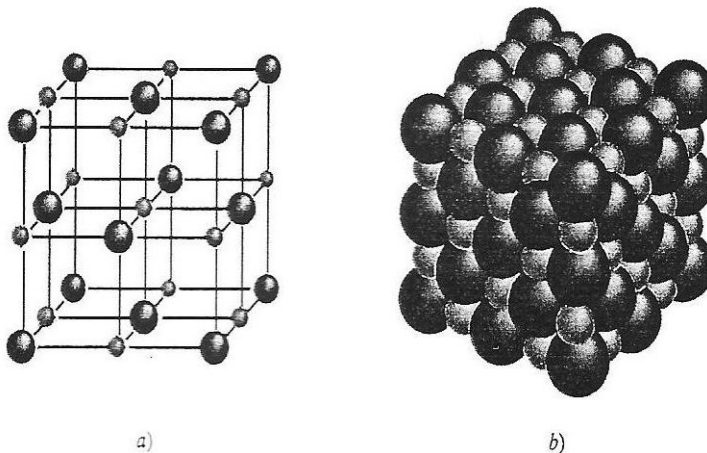
c) Debido a que los subíndices en N_2O son los números enteros más pequeños posibles, la fórmula empírica del óxido nitroso es la misma que su fórmula molecular.

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.

Las fórmulas de los compuestos iónicos siempre 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 ($NaCl$) está formada por el mismo número de iones Na^+ y Cl^- acomodados en una red tridimensional (figura 2.11). En este compuesto existe una relación de cationes y aniones de 1:1, de forma que el compuesto es eléctricamente neutro. Como puede apreciarse en la figura 2.11, en el $NaCl$ no se encuentra un ion Na^+ asociado con 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 acomodo de cationes y aniones es de tal forma que todos los compuestos son eléctricamente neutros. Observe que en la fórmula de un compuesto iónico no se muestra la carga del catión ni del anión.

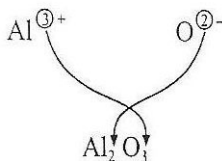
Para que los compuestos iónicos sean eléctricamente neutros, la suma de las cargas del catión y del anión de cada unidad de fórmula debe ser igual a cero. Si las cargas del catión y del anión son diferentes en número, se aplica la siguiente regla para que la fórmula sea eléctricamente neutra: el subíndice 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, no es necesario poner subíndices. Esta regla se deriva del hecho de que las fórmulas de los compuestos iónicos son fórmulas empíricas, por lo que los subíndices ya son los números más pequeños posibles. Considérense los siguientes ejemplos.



- Bromuro de potasio. El catión potasio K^+ y el anión del bromo 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 poner subíndices. La fórmula es KBr .
- Yoduro de zinc. El catión zinc Zn^{2+} y el anión del yodo 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 .

- Oxido El catión es Al^{3+} y el anión del oxígeno es O^{2-} . El siguiente diagrama ayuda a determinar 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 .

2.7 Nomenclatura De Los Compuestos

Cuando la química era una ciencia joven y el número de compuestos que se conocían era 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 13 millones. Afortunadamente no es necesario memorizar sus nombres. A lo largo de los años, los químicos han diseñado un sistema adecuado 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 este momento proporciona un beneficio casi inmediato y según se avanza en el estudio de la química.

Para iniciar el estudio de la nomenclatura química, la denominación 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 (CO₂), disulfuro de carbono (CS₂), compuestos que contienen el grupo cianuro (CN⁻), así como los grupos carbonato (CO₃²⁻) y bicarbonato (HCO₃⁻) se consideran compuestos inorgánicos. A pesar de que la nomenclatura de los compuestos orgánicos no se estudiará sino hasta el capítulo 24, a lo largo de todo este libro se utilizarán algunos compuestos orgánicos para ejemplificar principios químicos.

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

COMPUESTOS IÓNICOS

En la sección 2.5 se aprendió 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 cationes metálicos toman su nombre del elemento. Por ejemplo:

ELEMENTO		NOMBRE DEL CATION	
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 sólo por dos elementos. Para compuestos binarios primero se nombra el anión no metálico, seguido por el catión metálico. De esta manera, el NaCl es cloruro de sodio. El anión se nombra tomando la primera parte del nombre del elemento (cloro) y se agrega el sufijo “uro”. También son compuestos binarios bromuro de potasio (KBr), yoduro de zinc (ZnI₂) y óxido de aluminio (Al₂O₃). En la tabla 2.2 se muestra la nomenclatura con el sufijo “uro” de algunos aniones monoatómicos, 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 conocen como 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 enlistan alfabéticamente los nombres de algunos cationes y aniones comunes.

Algunos metales, en particular los metales de transición, pueden formar más de un tipo de catión. Considérese el hierro como ejemplo. El hierro puede formar dos cationes Fe²⁺ y Fe³⁺. El sistema antiguo de nomenclatura que todavía tiene un cierto uso, asigna el sufijo “oso” al catión con menor carga positiva y el sufijo “ico” al catión con mayor carga positiva:

Fe²⁺ ion ferroso
 Fe³⁺ ion férrico

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

FeCl₂ cloruro ferroso
 FeCl₃ cloruro férrico

Este método para nombrar los iones presenta algunas limitaciones. La primera es que los sufijos “oso” e “ico” no proporcionan información respecto de la carga real de los dos cationes involucrados. Así, el ion férrico es Fe³⁺, pero el catión de cobre llamado cúprico tiene la fórmula Cu²⁺. 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 Stock.¹² 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:

Mn^{2+} ; MnO	óxido de manganeso (II)
Mn^{3+} ; MnO ₃	óxido de manganeso (III)
Mn^{4+} ; MnO ₂	óxido de manganeso (IV)

Los nombres de estos compuestos se leen “óxido de manganeso dos”, “óxido de manganeso tres” y “óxido de manganeso cuatro”. Empleando el sistema Stock, el ion ferroso y el ion férrico se designan como hierro (II) y hierro (III), respectivamente; el cloruro ferroso se llamará cloruro de hierro (II) en tanto que el cloruro férrico será cloruro de hierro (III). De acuerdo con la práctica moderna, en este libro se utilizará el sistema Stock para nombrar los compuestos.

Los ejemplos siguientes ilustran cómo nombrar los compuestos iónicos y escribir sus fórmulas, basándose en la información de la figura 2.10 así como en las tablas 2.2 y 2.3.

TABLA 2.2 Nomenclatura “uro” de algunos aniones monoatómicos comunes, de acuerdo con su posición en la tabla periódica

GRUPO 4A	GRUPO 5A	GRUPO 6A	GRUPO 7A
C Carburo (C^{4-})* Si Siliciuro (Si^{4-})	N Nitruro (N^{3-}) P Fosfuro (P^{3-})	O Óxido (O^{2-}) S Sulfuro (S^{2-}) Se Seleniuro (Se^{2-}) Te Teleriuro (Te^{2-})	F Fluoruro (F^-) Cl Cloruro (Cl^-) Br Bromuro (Br^-) I Yoduro (I^-)

* La palabra “carburo” también se utiliza para el anión C.

Ejemplo 2.4

Nombre los siguientes compuestos iónicos: a) $Cu(NO_3)_2$, b) KH_2PO_4 y c) NH_4ClO_3 .

Respuesta a) Debido a que el ion nitrato (NO_3^-) tiene una carga negativa (véase la tabla 2.3), el ion cobre debe tener dos cargas positivas. En consecuencia, el compuesto es nitrato de cobre (II).

b) El catión es K^+ y el anión es $H_2PO_4^-$ (dihidrogenofosfato). Debido a que el potasio solamente forma un tipo de ion (K^+), no es necesario escribir potasio (I) en el nombre. El compuesto es dihidrogenofosfato de potasio.*

c) El catión es NH_4^+ (ion amonio) y el anión es ClO_3^- . El compuesto es clorato de amonio.

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

CATION	ANIÓN
Aluminio (Al^{3+})	Bromuro (Br^-)
Amonio (NH_4^+)	Carbonato (CO_3^{2-})
Bario (Ba^{2+})	Clorato (ClO_3^-)
Cadmio (Cd^{2+})	Cloruro (Cl^-)
Calcio (Ca^{2+})	Cromato (CrO_4^{2-})
Cesio (Cs^+)	Cianuro (CN^-)
Cromo (III) o crómico (Cr^{3+})	Dicromato ($S_2O_7^{2-}$)
Cobalto (II) o cobaltoso (Co^{2+})	Dihidrógeno fosfato ($H_2PO_4^-$)
Cobre (I) o cuproso (Cu^+)	Fluoruro (F^-)
Cobre (II) o cúprico (Cu^{2+})	Hidruro (H^-)
Hidrógeno (H^+)	Hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
Hierro (II) o ferroso (Fe^{2+})	Hidrógeno fosfato (PHO_4^{2-})
Hierro (III) o férrico (Fe^{3+})	Hidrógeno sulfato o bisulfato (HSO_4^-)
Plomo (II) o plumboso (Pb^{2+})	Hidróxido (OH^-)
Litio (Li^+)	Yoduro (I^-)
Magnesio (Mg^{2+})	Nitrato (NO_3^-)
Manganeso (II) o manganoso (Mn^{2+})	Nitruro (NO_3^-)
Mercurio (I) o mercuroso (Hg^+)	Nitrito (NO_2^-)
Mercurio (II) o mercúrico (Hg^{2+}) *	Óxido (O^{2-})
Potasio (K^+)	Permanganato (MnO_4^-)
Plata (Ag^+)	Peróxido (O_2^{2-})
Sodio (Na^+)	Fosfato (PO_4^{3-})
Estroncio (Sr^{2+})	Sulfato (SO_4^{2-})
Estaño (II) o estañoso (Sn^{2+})	Sulfuro (S^{2-})
Zinc (Zn^{2+})	Sulfito (SO_3^{2-})
	Tiocianato (SCN^-)

* El mercurio (I) existe como un par como el mostrado.

Ejercicio De Práctica

Nombre los siguientes compuestos: a) PbO , b) Li_2SO_3 .

* Nota del R.T. Un sistema de nomenclatura ya no utilizado consideraba indicar el número de hidrógenos presentes en el anión con la palabra ácido y prefijos numerales. Así, H_2PO_4 era fosfato diácido de...

Ejemplo 2.5

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

Respuesta a) El ion mercurio (I) es diatómico, se representa Hg_2^{2+} (véase la tabla 2.3), y el ion nitrito es NO_2^- . En consecuencia, la fórmula es $Hg_2(NO_2)$.

b) Cada ion sulfuro tiene dos cargas negativas y cada ion cesio tiene una carga positiva (el cesio está en el grupo IA, como el sodio). En consecuencia, la fórmula es Cs_2S .

c) 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, se debe ajustar el número de cationes y aniones:

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

Así; la fórmula es $Ca_3(PO_4)_2$.

Ejercicio De Práctica

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

COMPUESTOS MOLECULARES

A diferencia de los compuestos iónicos, los compuestos moleculares están formados por unidades moleculares discretas. Generalmente están formados por elementos no metálicos (véase la figura 2.8). 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, se agrega la terminación "uro" a la raíz del nombre del elemento 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 formen varios compuestos diferentes. En estos casos se evita la confusión al nombrar los compuestos utilizando prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada uno de los elementos presentes (véase la tabla 2.4). Analícense los siguientes ejemplos:

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

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

La siguiente guía es útil para nombrar los compuestos con prefijos:

- El prefijo “mono” puede omitirse para el primer elemento. Por ejemplo, PCl_3 se nombra tricloruro de fósforo y no tricloruro de monofósforo. Así, la ausencia de un prefijo para el primero de los elementos 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, N_2O_4 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_2H_6	diborano
CH_4	metano
SiH_4	silano
NH_3	amoniaco
PH_3	fosfina
H_2O	agua
H_2S	sulfuro de hidrógeno

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

Generalmente 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 AsF_3 . Obsérvese que el orden de aparición de los elementos en la fórmula es inverso al nombre.

Ejemplo 2.6

Nombre los siguientes compuestos moleculares: a) SiCl_4 y b) P_4O_{10}

Respuesta 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 forma que el compuesto es decóxido de tetrafósforo. Obsérvese que se omite la “a” del prefijo “deca”.

Ejercicio De Práctica

Nombre los siguientes compuestos moleculares: a) NF_3 y b) Cl_2O_7

Ejemplo 2.7

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

Respuesta 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 dinitrogeno.

ÁCIDOS Y BASES

Nomenclatura de ácidos

Un ácido se puede describir como una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua. 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 de 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 iones H^+ y Cl^- ; en esta forma, la sustancia se conoce como ácido clorhídrico.

Los oxiácidos son ácidos que contienen hidrógeno, oxígeno y otro elemento (el elemento central). Las fórmulas de los oxiácidos generalmente se escriben con el H en primer lugar, seguido por el elemento central y al final el O, como se ilustra en los siguientes ejemplos:

H ₂ CO ₃	ácido carbónico
HNO ₃	ácido nítrico
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico
HClO ₃	ácido clórico

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

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 ₂ S (ácido sulfhídrico)

- Al agregar un átomo de O al ácido “ico”, el ácido se llamará ácido “per...ico”. Así, la adición de un átomo de O a HClO₃ cambia de ácido clórico a ácido perclórico HClO₄.
- Al quitar un átomo de O al ácido “ico”, el ácido recibe el nombre de ácido “oso”. Así, el ácido nítrico HNO₃ se transforma en ácido nitroso HNO₂.
- Al quitar dos átomos de O del ácido “ico”, el ácido se llama ácido “hipo...oso”. Así, cuando HBrO₃ se convierte en HBrO, el ácido se llama ácido hipobromoso.

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

- Cuando se quitan todos los iones H⁺ del ácido “ico”, el nombre del anión termina en “ato”. Por ejemplo, el anión CO₃³⁻, derivado de H₂CO₃ recibe el nombre de carbonato.
- Cuando se quitan todos los iones H⁺ del ácido “oso”, el nombre del anión termina en “ito”. Por ejemplo, el anión ClO₂⁻ derivado de HClO₂, se conoce como clorito.
- Los nombres de los aniones a los cuales se ha quitado uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deben indicar el número de iones H⁺ presentes. Por ejemplo, considérense 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

Nótese que generalmente se omite el prefijo “mono” cuando hay sólo un H en el anión. La figura 2.12 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.

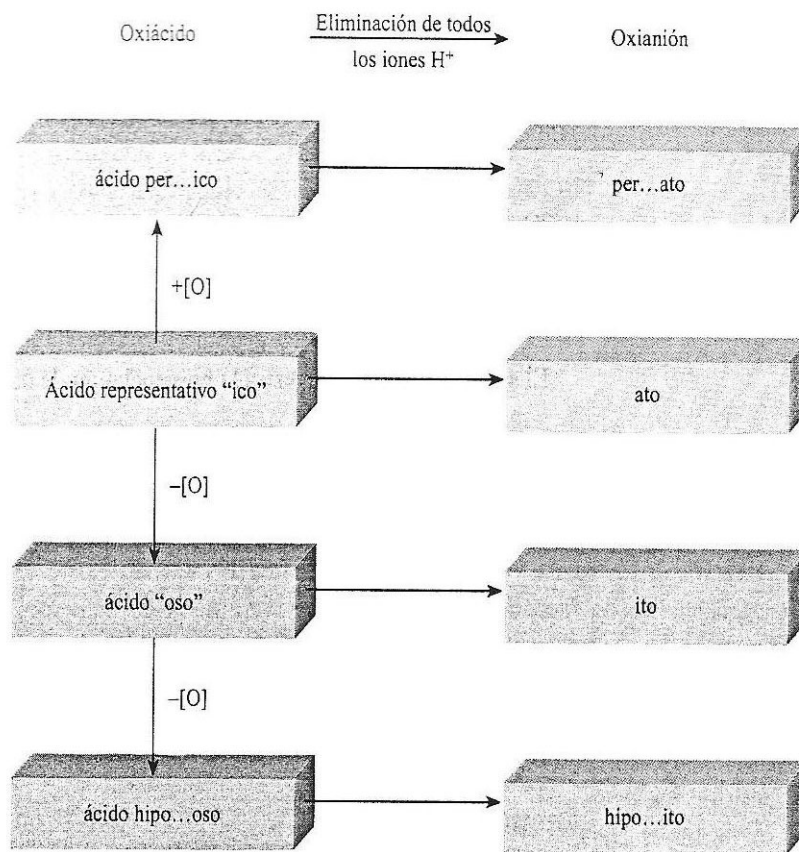


FIGURA 2.12 Nomenclatura de oxiácidos y oxianiones.

TABLA 2.6 Nombres de los oxiácidos y de los 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)

El siguiente ejemplo muestra la nomenclatura de un oxiácido y un oxianión.

Ejemplo 2.8

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

Respuesta a) Se empieza 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 1 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^- .

Nomenclatura de bases

Una base se puede describir como una sustancia que libera iones hidroxilo (OH^-) cuando está disuelta en agua. Algunos ejemplos son

NaOH	hidróxido de sodio
KOH	hidróxido de potasio
Ba(OH)	hidróxido de bario

El amoníaco (NH_3), un compuesto molecular en estado gaseoso o en estado de líquido puro, también se clasifica como base. 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 hidroxilo cuando está disuelta en agua, y no es necesario que contenga iones hidroxilo 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 puede clasificarse 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 con 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 denominarse sulfato de cobre(II) anhidro; la palabra "anhidro" significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él (figura 2.13). Algunos otros hidratos son

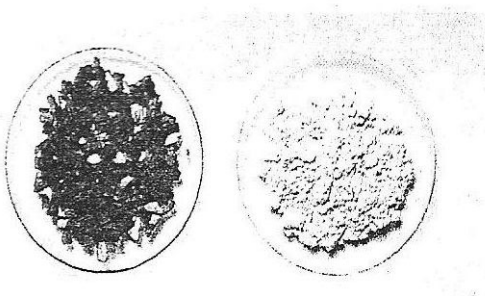


FIGURA 2.13 El $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (a la izquierda) es de color azul; el CuSO_4 (a la derecha) es de color blanco. (Véase sección a color, pág. 2.)

TABLA 22.7 Nombres comunes y sistemáticos de algunos compuestos

FÓRMULA	NOMBRE COMÚN	NOMBRE SISTEMÁTICO
H_2O	Agua	Óxido de dihidrógeno
NH_3	Amoníaco	Nitruro de trihidrógeno
CO_2	Hielo seco	Dióxido de carbono sólido
NaCl	Sal de mesa	Cloruro de sodio
N_2O	Gas hilarante	Óxido de dinitrógeno (óxido nitroso)
CaCO_3	Mármol, gris, piedra caliza	Carbonato de calcio
CaO	Cal viva	Óxido de calcio
Ca(OH)_2	Cal apagada	Hidróxido de calcio
NaHCO_3	Polvo para hornear	Carbonato ácido 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

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 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
 $\text{Sr(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ nitrato de estroncio tetrahidratado

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.

Resumen De Hechos Y 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 relación 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, las masas del elemento que se combinan con una cantidad fija de masa del otro elemento siempre están en una relación de números enteros pequeños (ley de las proporciones múltiples).

Notas

1 John Dalton (1766-1844). Químico, matemático y filósofo inglés, además de la teoría atómica formuló varias leyes sobre gases y fue el primero en dar una descripción detallada sobre la ceguera a los colores, enfermedad que él padecía. Se ha descrito a Dalton como un experimentador desinteresado, con un deficiente manejo del lenguaje. Su único pasatiempo era jugar a los bolos, los jueves por la tarde. Probablemente la visión de esas bolas de madera le dio la idea de la teoría atómica.

2 Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico francés. Proust fue la primera persona que aisló azúcar a partir de las uvas.

3 Joseph John Thomson (1856-1940). Físico británico, recibió el Premio Nobel de Física en 1906 por el descubrimiento del electrón.

4 Robert Andrews Millikan (1868-1953). Físico estadounidense, galardonado con el Premio Nobel de Física en 1923 por la determinación de la carga del electrón.

5 Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923). Físico alemán, recibió el Premio Nobel de Física en 1901 por el descubrimiento de los rayos X.

6 Antoine Henri Becquerel (1852-1908). Físico francés, galardonado con el Premio Nobel de Física en 1903 por el Descubrimiento de la radiactividad del uranio.

7 Marie (Marya Skłodowska) 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 ella recibió nuevamente el Premio Nobel, en esta ocasión de Química, por su trabajo con los elementos radiactivos radio y polonio. Es una de las tres personas que ha recibido en dos ocasiones el Premio Nobel en ciencias. A pesar de su gran contribución a las ciencias en 1911 se rechazó, por un voto, su nominación a la Academia de Ciencias francesas ¡por el hecho de ser mujer! Su hija y su yerno, Irene y Frederic Joliot-Curie, compartieron el Premio Nobel de Química en 1935.

8 Ernest Rutherford (1871-1937). Físico neozelandés. Rutherford realizó la mayor parte de su trabajo en Inglaterra (en las universidades de Manchester y de Cambridge). Recibió el Premio Nobel de Química en 1908 por sus investigaciones sobre la estructura del núcleo atómico. Un comentario frecuente que siempre hacía a sus estudiantes era que "toda la ciencia es física o una colección de estampillas".

9 Johannes Haas 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 actualmente se conoce como contador de Geiger.

Autor. Raymond Chang

10 Ernest Marsden (1889-1970). Físico inglés. Es grato saber que un estudiante de licenciatura puede ayudar a ganar un Premio Nobel. Marsden contribuyó significativamente al desarrollo de la ciencia en Nueva Zelanda.

11 James Chadwick (1891-1972). Físico británico. En 1935 recibió el Premio Nobel de Física por demostrar la existencia de los neutrones.

12 Alfred F. Stock (1876-1946). Químico alemán. Stock dedicó la mayor parte de su investigación a la síntesis y caracterización de compuestos de boro, berilio y de silicio. Fue el primer científico que estudió el peligro de la intoxicación con mercurio.