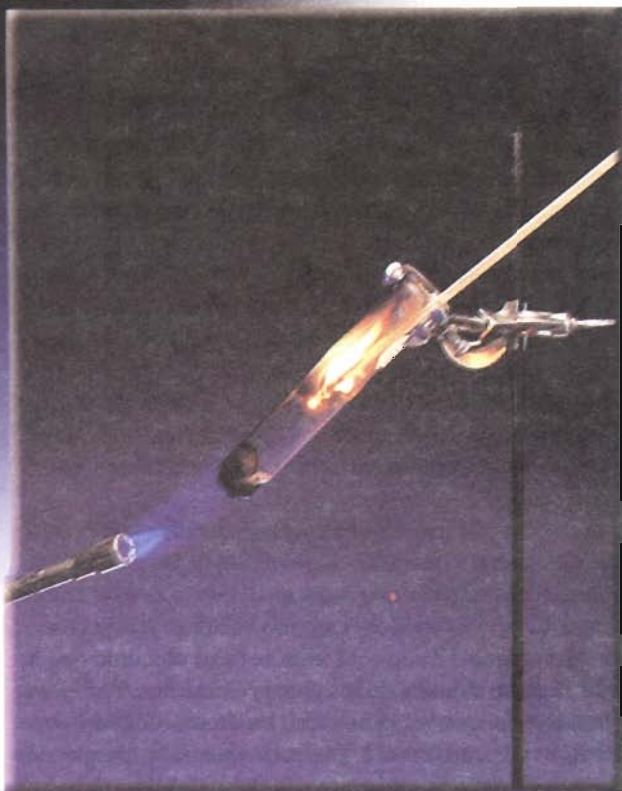


CAPÍTULO 3

Relaciones de masa en las reacciones químicas



El calentamiento del clorato de potasio ($KClO_3$) produce oxígeno, que mantiene la combustión de una astilla de madera.

Introducción

En este capítulo se estudiará la masa de los átomos y de las moléculas y lo que les ocurre cuando se realizan cambios químicos. El análisis se hará a partir de la ley de la conservación de la masa.

- 3.1** Masa atómica
- 3.2** Masa molar de un elemento y número de Avogadro
- 3.3** Masa molecular
- 3.4** El espectrómetro de masas
- 3.5** Composición porcentual de los compuestos
- 3.6** Determinación experimental de fórmulas empíricas
- 3.7** Reacciones químicas y ecuaciones químicas
- 3.8** Cantidades de reactivos y productos
- 3.9** Reactivo limitante
- 3.10** Rendimiento de reacción

3.1 Masa atómica

En este capítulo se utilizará lo aprendido acerca de la estructura y las fórmulas químicas para estudiar las relaciones de masa de los átomos y las moléculas. Estas relaciones ayudarán a su vez a explicar la composición de los compuestos y la manera como se efectúan los cambios de composición.

En la sección 3.4 se describe un método para determinar la masa atómica.

La masa de un átomo depende del número que contiene de electrones, protones y neutrones. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en el laboratorio. Sin embargo, los átomos son partículas extremadamente pequeñas ¡incluso la partícula más pequeña de polvo que puede apreciarse a simple vista contiene 1×10^{16} átomos! Obviamente no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa *en relación con* la de otro. El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia.

Una unidad de masa atómica también se denomina dalton.

Por acuerdo internacional, la **masa atómica** (algunas veces conocida como *peso atómico*) es la *masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma)*. Una **unidad de masa atómica** se define como *una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12*. El carbono-12 es el isótopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones. Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma se tiene el átomo que se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos. Por ejemplo, ciertos experimentos han demostrado que, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene sólo 8.400% de la masa del átomo de carbono-12. De modo que, si la masa de un átomo de carbono-12 es exactamente 12 uma, la masa atómica del hidrógeno debe ser 0.084×12.00 uma, es decir, 1.008 uma. Con cálculos semejantes se demuestra que la masa atómica del oxígeno es 16.00 uma y que la del hierro es 55.85 uma. A pesar de que no se conoce la masa promedio de un átomo de hierro, se sabe que es alrededor de 56 veces mayor que la masa de un átomo de hidrógeno.

Masa atómica promedio

Cuando se busca la masa atómica del carbono en una tabla periódica, como la que aparece detrás de la portada de este libro, se encontrará que su valor no es 12.00 uma, sino 12.01 uma. La razón de esta diferencia es que la mayoría de los elementos de origen natural (incluido el carbono) tiene más de un isótopo. Esto significa que al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa *promedio* de la mezcla natural de los isótopos. Por ejemplo, la abundancia natural del carbono-12 y del carbono-13 es de 98.90 y 1.10%, respectivamente. Se ha determinado que la masa atómica del carbono-13 es 13.00335 uma. Así, la masa atómica promedio del carbono se calcula como sigue:

$$\begin{aligned} \text{masa atómica promedio} \\ \text{del carbono natural} &= (0.9890)(12.00000 \text{ uma}) + (0.0110)(13.00335 \text{ uma}) \\ &= 12.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

Una determinación más exacta revela que la masa atómica del carbono es de 12.01 uma. Observe que en cálculos que incluyen porcentajes, es necesario convertir los porcentajes a fracciones. Por ejemplo, 98.90% se transforma en $98.90/100$ o 0.9890. Debido a que en el carbono natural hay muchos más átomos de carbono-12 que de carbono-13, la masa atómica promedio se acerca más a 12 uma que a 13 uma.

Es importante entender que cuando se dice que la masa atómica del carbono es de 12.01 uma, se hace referencia a un valor *promedio*. Si los átomos de carbono se pudieran examinar en forma individual, se encontrarían átomos con masa atómica de 12.00000 o bien de 13.00335 uma, pero ninguno de 12.01 uma. El siguiente ejemplo muestra la forma en que se calcula la masa atómica promedio de un elemento.

Ejemplo 3.1 El cobre, un metal conocido desde épocas remotas, se utiliza en cables eléctricos y en monedas, entre otras cosas. Las masas atómicas de sus dos isótopos estables, $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69.09%) y $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30.91%) son 62.93 uma y 64.9278 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del cobre. Los porcentajes entre paréntesis indican sus abundancias relativas.

Razonamiento y solución Cada isótopo contribuye a la masa atómica del cobre de acuerdo con su abundancia natural. Por tanto, el primer paso consiste en convertir los porcentajes en fracciones. Así, 69.09% se convierte en 0.6909 y 30.91%, en 0.3091. A continuación se calcula la masa atómica promedio como sigue:

$$(0.6909)(62.93 \text{ uma}) + (0.3091)(64.9278 \text{ uma}) = 63.55 \text{ uma}$$

Ejercicio Las masas atómicas de dos isótopos estables de boro, $^{10}_5\text{B}$ (19.78%) y $^{11}_5\text{B}$ (80.22%), son 10.0129 uma y 11.0093 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del boro.



Cobre.

Problemas similares: 3.5, 3.6.

Las masas atómicas de muchos elementos se han determinado con exactitud con cinco o seis cifras significativas. Sin embargo, para los propósitos de este libro, se utilizarán masas atómicas con cuatro cifras significativas (véase la tabla de masas atómicas en la cubierta interior de este texto).

3.2 Masa molar de un elemento y número de Avogadro

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero, debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos utilizando unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, es conveniente tener una unidad especial para describir una gran cantidad de átomos. La idea de tener una unidad para describir un número particular de objetos no es nueva. Por ejemplo, el par (2 objetos), la docena (12 objetos) y la gruesa (144 objetos) son unidades de uso común. Los químicos miden a los átomos y las moléculas en moles.

En el sistema SI, el **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0.012 kg) del isótopo de carbono-12. El número real de átomos en 12 g de carbono-12 se determina experimentalmente. Este número se denomina **número de Avogadro** (N_A), en honor del científico italiano Amedeo Avogadro.¹ El valor comúnmente aceptado es

$$N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

Generalmente, este número se redondea a 6.022×10^{23} . Así, al igual que una docena de naranjas contiene 12 naranjas, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene 6.022×10^{23} átomos de H. En la figura 3.1 se muestra 1 mol de varios elementos comunes.

¹ Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregua e di Cerreto (1776-1856). Físico y matemático italiano, practicó la abogacía durante muchos años, antes de interesarse por la ciencia. Su trabajo más famoso, conocido como ley de Avogadro (véase el capítulo 5), fue ignorado durante su vida, aunque a finales del siglo XIX se convirtió en la base para la determinación de las masas atómicas.

El adjetivo que se forma a partir del sustantivo "mol" es "molar".

FIGURA 3.1 Una mol de varios elementos comunes: cobre (en monedas), hierro (en clavos), carbono (carbón vegetal en polvo), azufre (polvo amarillo) y mercurio (metal líquido brillante).



En los cálculos, las unidades de masa molar son g/mol o kg/mol.

Se ha visto que 1 mol de átomos de carbono-12 tiene una masa exactamente de 12 g y contiene 6.022×10^{23} átomos. Esta cantidad de carbono-12 es su *masa molar* (M) y se define como la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia. Observe que la masa molar del carbono-12 (en gramos) es numéricamente igual a su masa atómica expresada en uma. De igual forma, la masa atómica del sodio (Na) es 22.99 uma y su masa molar es 22.99 g; la masa atómica del fósforo es 30.97 uma y su masa molar es 30.97 g, y así sucesivamente. Si se conoce la masa atómica de un elemento, también se conoce su masa molar.

Utilizando la masa atómica y la masa molar, es posible calcular la masa, en gramos, de un solo átomo de carbono-12. A partir de lo analizado se sabe que 1 mol de átomos de carbono-12 pesa exactamente 12 gramos. Esto permite escribir la igualdad

$$12.00 \text{ g de carbono-12} = 1 \text{ mol de átomos de carbono-12}$$

Por tanto, el factor unitario se puede expresar como

$$\frac{12.00 \text{ g de carbono-12}}{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}} = 1$$

(Observe que se utiliza la unidad “mol” en los cálculos.) Del mismo modo, debido a que en 1 mol de átomos de carbono-12 hay 6.022×10^{23} átomos, se tiene

$$1 \text{ mol de átomos de carbono-12} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}$$

y el factor unitario es

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}} = 1$$

Ahora se puede calcular la masa (en gramos) de 1 átomo de carbono-12 del modo siguiente:

$$1 \text{ átomo de carbono-12} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}} \times \frac{12.00 \text{ g de carbono-12}}{1 \text{ mol de átomos de carbono-12}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g de carbono-12}$$

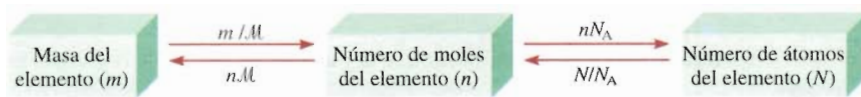


FIGURA 3.2 Relaciones entre la masa (en gramos) de un elemento y el número de moles del mismo, y entre el número de moles de un elemento y el número de átomos del mismo. *M* es la masa molar (g/mol) del elemento y *N_A* es el número de Avogadro.

Este resultado se puede utilizar para determinar la relación entre unidades de masa atómica y gramos. Debido a que la masa de cada átomo de carbono-12 es exactamente 12 uma, el número de gramos equivalente a 1 uma es

$$\frac{\text{gramo}}{\text{uma}} = \frac{1.993 \times 10^{-23} \text{ g}}{1 \text{ átomo de carbono-12}} \times \frac{1 \text{ átomo de carbono-12}}{12 \text{ uma}}$$

$$= 1.661 \times 10^{-24} \text{ g/uma}$$

Entonces

$$1 \text{ uma} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

y

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Este ejemplo demuestra que el número de Avogadro se puede utilizar para convertir unidades de masa atómica a masa en gramos y viceversa.

Los conceptos de número de Avogadro y masa molar permiten efectuar conversiones entre masa y moles de átomos, entre número de átomos y masa, así como para calcular la masa de un solo átomo. Para estos cálculos se emplearán los siguientes factores unitarios:

$$\frac{1 \text{ mol de X}}{\text{masa molar de X}} = 1 \quad \frac{1 \text{ mol de X}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de X}} = 1$$

donde X representa el símbolo del elemento. En la figura 3.2 se resume la relación entre la masa de un elemento y el número de moles del mismo, así como entre moles de un elemento y el número de átomos del mismo. Mediante los factores unitarios adecuados es posible convertir una cantidad en otra, como se muestra en los ejemplos 3.2 al 3.4.



Las masas atómicas de los elementos se proporcionan en la parte interna de la portada del libro.

Ejemplo 3.2 El helio (He) es un gas valioso utilizado en la industria, en investigaciones en las que se requiere baja temperatura, en los tanques para buceo profundo y para inflar globos. ¿Cuántas moles de He hay en 6.46 g de He?

Razonamiento y solución De acuerdo con la figura 3.2, para convertir gramos a moles se necesita la masa molar. En la tabla periódica (véase la cubierta interna al final) se observa que la masa molar del He es 4.003 g. Esto se puede expresar como

$$1 \text{ mol He} = 4.003 \text{ g He}$$

Se escribe

$$6.46 \text{ g He} \times \frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} = 1.61 \text{ mol He}$$

Por lo tanto, hay 1.61 moles de átomos de He en 6.46 g de He.

Problema similar: 3.15.

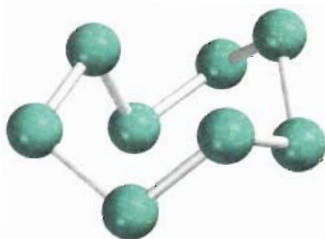


Zinc.

Problema similar: 3.16.



Azufre.



El azufre elemental (S_8) está formado por ocho átomos de S unidos en un anillo.

Comentario Debido a que 6.46 g es mayor que la masa molar del He, la respuesta es razonable.

Ejercicio ¿Cuántas moles de magnesio (Mg) hay en 87.3 g de Mg?

Ejemplo 3.3 El zinc (Zn) es un metal plateado que se utiliza para fabricar latón (con cobre) y para recubrir hierro con la finalidad de prevenir la corrosión. ¿Cuántos gramos de Zn hay en 0.356 moles de Zn?

Razonamiento y solución Para convertir moles a gramos, es necesario el factor unitario

$$\frac{\text{masa molar de Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 1$$

La masa molar del Zn es de 65.39 g, por lo que la masa del Zn en 0.356 moles es

$$0.356 \text{ mol Zn} \times \frac{65.39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 23.3 \text{ g Zn}$$

Por tanto, hay 23.3 g de Zn en 0.356 moles de Zn.

Comentario La masa presente en 0.356 moles de Zn debe ser menor que la masa molar del Zn.

Ejercicio Calcule el número de gramos de plomo (Pb) en 12.4 moles de plomo.

Ejemplo 3.4 El azufre (S) es un elemento no metálico. Su presencia en el carbón produce el fenómeno de la lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16.3 g de S?

Razonamiento y solución La resolución de este problema requiere de dos pasos. Primero, es necesario encontrar el número de moles de S que hay en 16.3 g de S (como en el ejemplo 3.2). A continuación, se calcula el número de átomos de S a partir del número conocido de moles de S. Se pueden combinar los dos pasos como sigue:

$$16.3 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol S}} = 3.06 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

Ejercicio Calcule el número de átomos en 0.551 g de potasio (K).

3.3 Masa molecular

Es posible calcular la masa de las moléculas si se conocen las masas atómicas de los átomos que las forman. La **masa molecular** (algunas veces denominada *peso molecular*) es la suma de las masas atómicas (en uma) en una molécula. Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es

$$2(\text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del O}$$

o bien
$$2(1.008 \text{ uma}) + 16.00 \text{ uma} = 18.02 \text{ uma}$$

En general, es necesario multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar todos los elementos. El ejemplo 3.5 muestra este método.

Ejemplo 3.5 Calcule la masa molecular de cada uno de los siguientes compuestos: a) dióxido de azufre (SO_2), el principal responsable de la lluvia ácida; b) cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$).

Razonamiento y solución Para calcular la masa molecular es necesario contar el número de cada tipo de átomo presente en la molécula y buscar su masa atómica en la tabla periódica (en la cubierta interior de este libro).

a) En el dióxido de azufre hay un átomo de S y dos átomos de O, por lo que

$$\begin{aligned} \text{masa molecular de } \text{SO}_2 &= 32.07 \text{ uma} + 2(16.00 \text{ uma}) \\ &= 64.07 \text{ uma} \end{aligned}$$

b) En la cafeína hay ocho átomos de C, diez átomos de H, cuatro átomos de N y dos átomos de O, por lo que la masa molecular de $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ se obtiene

$$8(12.01 \text{ uma}) + 10(1.008 \text{ uma}) + 4(14.01 \text{ uma}) + 2(16.00 \text{ uma}) = 194.20 \text{ uma}$$

Ejercicio ¿Cuál es la masa molecular del metanol (CH_4O)?

A partir de la masa molecular se puede determinar la masa molar de una molécula o un compuesto. La masa molar de un compuesto (en gramos) es numéricamente igual a su masa molecular (en uma). Por ejemplo, la masa molecular del agua es 18.02 uma, por lo que su masa molar es 18.02 g. Observe que 1 mol de agua pesa 18.02 g y contiene 6.022×10^{23} moléculas de H_2O , al igual que 1 mol de carbono contiene 6.022×10^{23} átomos de carbono.

Como demuestran los dos ejemplos siguientes, el conocimiento de la masa molar facilita el cálculo del número de moles y de las cantidades de átomos individuales en una determinada cantidad de un compuesto.

Ejemplo 3.6 El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. ¿Cuántas moles de CH_4 hay en 6.07 g de CH_4 ?

Razonamiento y solución Este problema es similar al ejemplo 3.2, excepto porque ahora se trabaja con moléculas en lugar de átomos. Por consiguiente, como primer paso se calcula la masa molar del CH_4 :

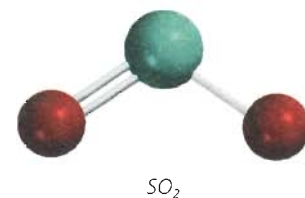
$$\begin{aligned} \text{masa molar de } \text{CH}_4 &= 12.01 \text{ g} + 4(1.008 \text{ g}) \\ &= 16.04 \text{ g} \end{aligned}$$

A partir del factor unitario (1 mol CH_4 /16.04 g CH_4), el número de moles de CH_4 se calcula como sigue:

$$6.07 \text{ g } \text{CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16.04 \text{ g } \text{CH}_4} = 0.378 \text{ mol } \text{CH}_4$$

Comentario Debido a que 6.07 g es menor que la masa molar, el resultado es razonable.

Ejercicio Calcule el número de moles de cloroformo (CHCl_3) en 198 g de cloroformo.



Problemas similares: 3.23, 3.24.



Metano gaseoso quemándose en una estufa.

Problema similar: 3.26.



Urea.

Ejemplo 3.7 ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 25.6 g de urea [(NH₂)₂CO] que se utiliza como fertilizante en alimento para animales y en la elaboración de polímeros? La masa molar de la urea es 60.06 g.

Razonamiento y solución Primero se sigue el procedimiento del ejemplo 3.4 para calcular el número de moléculas presentes en 25.6 g de urea. A continuación se observa que hay cuatro átomos de hidrógeno en cada molécula de urea. Combinando ambos pasos se calcula el número total de átomos de hidrógeno presentes

$$25.6 \text{ g (NH}_2\text{)}_2\text{CO} \times \frac{1 \text{ mol (NH}_2\text{)}_2\text{CO}}{60.06 \text{ g (NH}_2\text{)}_2\text{CO}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de (NH}_2\text{)}_2\text{CO}}{1 \text{ mol (NH}_2\text{)}_2\text{CO}} \\ \times \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de (NH}_2\text{)}_2\text{CO}} = 1.03 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Se podría calcular el número de átomos de nitrógeno, carbono y oxígeno mediante el mismo procedimiento. Sin embargo, hay una forma abreviada. Observe que en la urea la relación entre átomos de nitrógeno y de hidrógeno es 2/4, o 1/2, y, entre átomos de oxígeno (y de carbono) y de hidrógeno es 1/4. Por consiguiente, el número de átomos de nitrógeno en 25.6 g de urea es (1/2)(1.03 × 10²⁴) o 5.15 × 10²³ átomos. El número de átomos de oxígeno (y de átomos de carbono) es (1/4)(1.03 × 10²⁴) o 2.58 × 10²³ átomos.

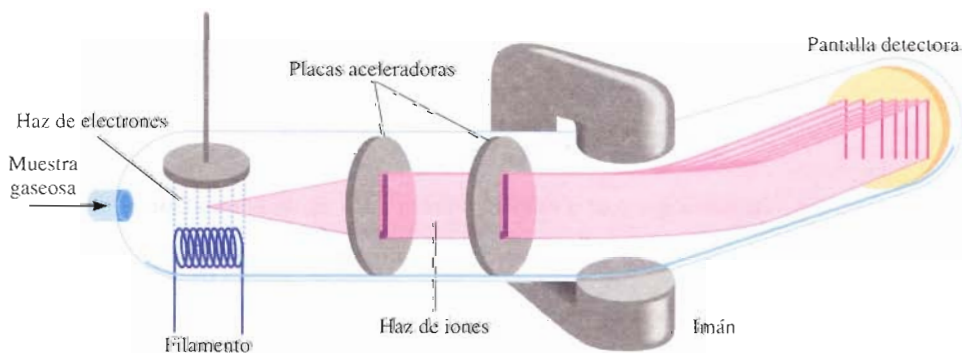
Problemas similares: 3.27, 3.28.

Ejercicio ¿Cuántos átomos de H hay en 72.5 g de isopropanol (alcohol de pulido), C₃H₈O?

3.4 El espectrómetro de masas

El método más exacto y directo para determinar masas atómicas y moleculares es la espectrometría de masas. En un *espectrómetro de masas*, que se representa en la *figura 3.3*, se bombardea una muestra en estado gaseoso con un haz de electrones de alta energía. Las colisiones entre los electrones y los átomos (o moléculas) en estado gaseoso producen iones positivos al liberarse un electrón de cada átomo o molécula. Estos iones positivos (de masa *m* y carga *e*) se aceleran al pasar entre dos placas con cargas opuestas. Los iones acelerados son desviados, por un imán, en una trayectoria circular. El radio de la trayectoria depende de la relación entre la carga y la masa (es decir, *e/m*). Los iones con menor relación *e/m* describen una curva con mayor radio que los iones que tienen una relación *e/m* mayor, de manera que se pueden separar los iones con cargas iguales

FIGURA 3.3 Diagrama esquemático de un tipo de espectrómetro de masas.



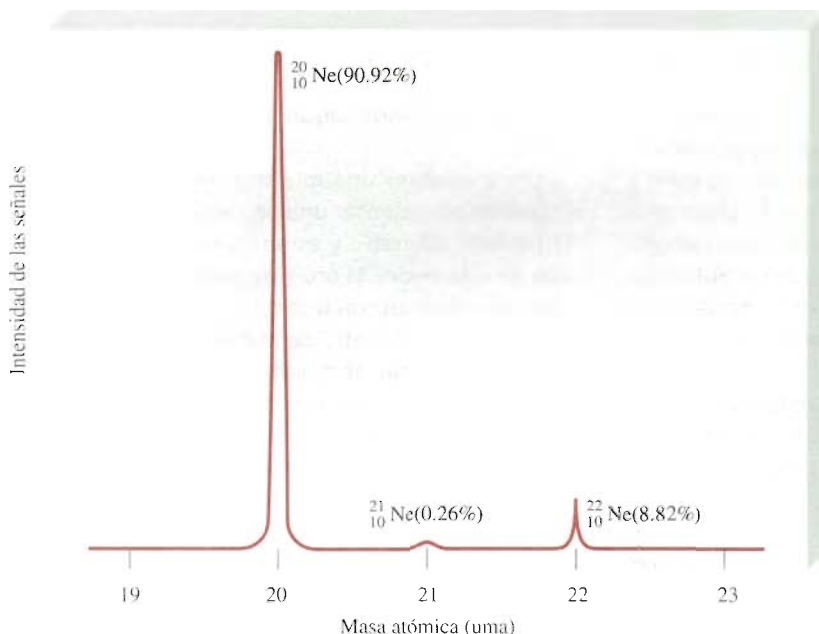


FIGURA 3.4 Espectro de masas de los tres isótopos del neón.

pero distintas masas. La masa de cada ion (y por tanto del átomo o molécula original) se determina por la magnitud de su desviación. Por último, los iones llegan al detector, que registra una corriente para cada tipo de ion. La cantidad de corriente que se genera es directamente proporcional al número de iones, de modo que se puede determinar la abundancia relativa de los isótopos.

El primer espectrómetro de masas, desarrollado en la década de 1920 por el físico inglés F. W. Aston² resulta muy rudimentario hoy día. Aun así demostró, sin lugar a dudas, la existencia de los isótopos neón-20 (masa atómica 19.9924 uma y abundancia natural 90.92%) y neón-22 (masa atómica 21.9914 uma y abundancia natural 8.82%). Con el desarrollo de espectrómetros de masas más sofisticados y más sensibles, los científicos lograron descubrir que el neón tiene un tercer isótopo estable con una masa atómica de 20.9940 uma y una abundancia natural de 0.257% (figura 3.4). Este ejemplo demuestra la gran importancia de la exactitud experimental en una ciencia cuantitativa como la química. Los primeros experimentos no detectaron el isótopo neón-21 debido a que su abundancia natural es de sólo 0.257%. En otras palabras, en 10 000 átomos de Ne, sólo 26 son de neón-21. La masa de las moléculas se puede determinar de manera similar, por medio del espectrómetro de masas.

En la sección de La química en acción de la página 76, se describe una aplicación interesante del espectrómetro de masas.

3.5 Composición porcentual de los compuestos

Como se ha visto, la fórmula de un compuesto indica el número de átomos de cada elemento presentes en cada unidad del compuesto. Sin embargo, suponga que se necesita verificar la pureza de un compuesto para usarlo en un experimento de laboratorio. A partir de la fórmula es posible calcular el porcentaje con que contribuye cada elemento a la masa total del compuesto. De esta manera, comparándolo con el resultado de la composición porcentual obtenida experimentalmente con la muestra, se determina la pureza de la misma.

² Francis William Aston (1877-1945). Químico y físico inglés, recibió el Premio Nobel de Química en 1922 por desarrollar el espectrómetro de masas.

La química en acción

Las huellas digitales del oro por espectrometría de masas

Año tras año son robados millones de dólares en oro. En la mayoría de los casos, el oro se funde y se envía al extranjero. De esta manera, el oro mantiene su valor y desaparece toda posibilidad de identificar su procedencia. Sin embargo, una técnica desarrollada por científicos australianos permitirá, en breve, que las autoridades identifiquen la procedencia del oro, incluso si se ha fundido y recuperado nuevamente la pieza, lo que permitirá atrapar a los ladrones.

El oro es un metal muy poco reactivo que se encuentra en la naturaleza sin combinar. La poca reactividad que lo caracteriza es una de las propiedades que convierten al oro en el metal apropiado para la joyería. Durante la mineralización del oro, es decir, la formación de pepitas de oro a partir de minúsculas partículas del metal, se incorporan a las pepitas algunos elementos como cadmio, plomo, telurio y zinc. La cantidad y el tipo de impurezas o elementos

traza en el oro varía según el lugar de donde se ha extraído.

Para analizar una muestra de oro, los científicos empiezan por calentar una pequeña partícula (de unos 0.01 cm de diámetro y espesor) de la muestra con un láser de alto poder. El oro y los elementos traza vaporizados se arrastran con una corriente de argón gaseoso hacia un espectrómetro de masas. La comparación del espectro de masas obtenido con los espectros de masas archivados de muestras de oro de origen conocido, permitirá la identificación de la procedencia del oro, de la misma manera en que las huellas digitales identifican a una persona. Esta técnica puede utilizarse tanto en objetos grandes como lingotes y pepitas, como en pequeños artículos de joyería. Esta técnica también permitirá detectar falsificaciones de obras de arte, ya que los espectros de masas del oro de las piezas antiguas son distintos de los espectros del oro moderno.



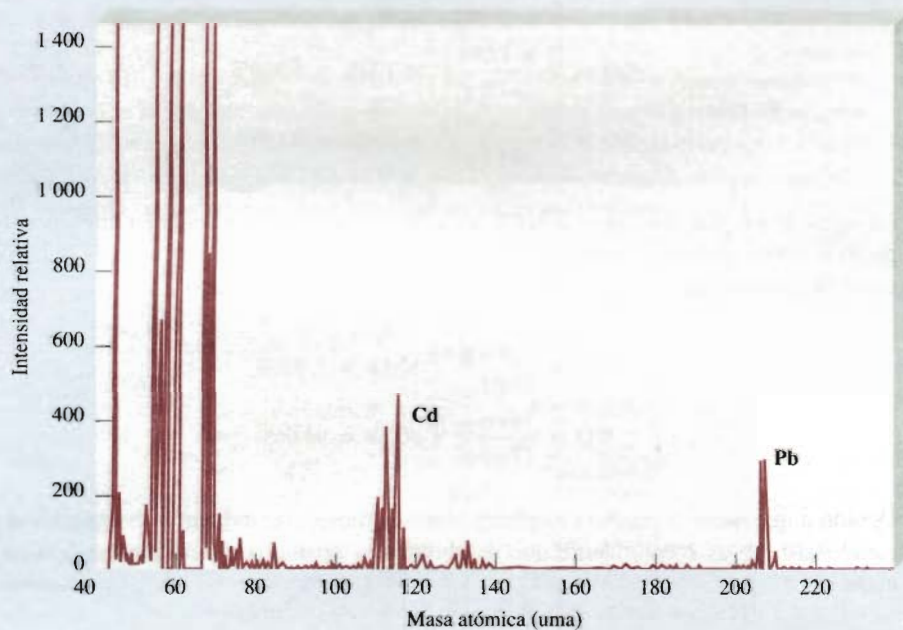
a)



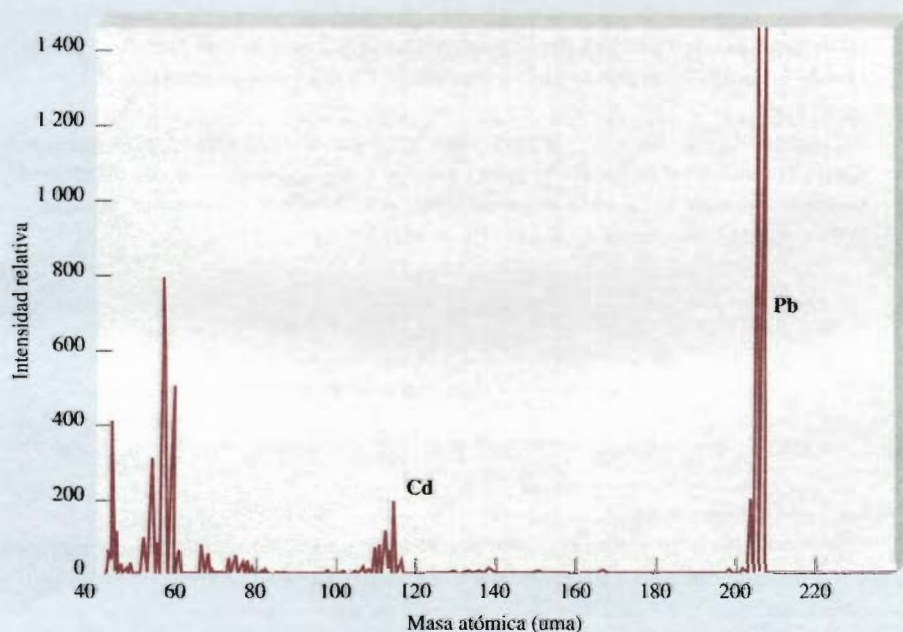
b)

a) Lingote de oro marcado para su identificación. b) El oro funde a 1 065°C. El oro líquido se puede moldear fácilmente en otras formas.

La **composición porcentual en masa** es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto. La composición porcentual se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100%. Matemáticamente, la composición porcentual de un elemento en un compuesto se expresa como



Espectros de masa del oro de dos fuentes diferentes. La cantidad de los elementos traza Cd y Pb varía considerablemente en las muestras. Sucede lo mismo cuando se trata de otros elementos traza.



$$\text{composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\% \quad (3.1)$$

donde n es el número de moles del elemento contenidos en 1 mol del compuesto. Por ejemplo, en 1 mol de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) hay 2 moles de átomos de H y

2 moles de átomos de O. Las masas molares de H_2O_2 , H y O son 34.02 g, 1.008 g y 16.00 g, respectivamente. Por lo tanto, la composición porcentual del H_2O_2 se calcula como sigue:

$$\% \text{H} = \frac{2 \times 1.008 \text{ g}}{34.02 \text{ g}} \times 100\% = 5.926\%$$

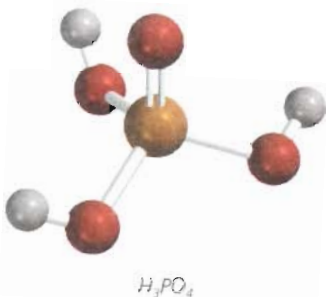
$$\% \text{O} = \frac{2 \times 16.00 \text{ g}}{34.02 \text{ g}} \times 100\% = 94.06\%$$

La suma de los porcentajes es $5.926\% + 94.06\% = 99.99\%$. La pequeña diferencia respecto al 100% se debe al redondeo de las masas molares de los elementos. Si se hubiera utilizado para el cálculo la fórmula empírica, HO, se habría escrito

$$\% \text{H} = \frac{1.008 \text{ g}}{17.01 \text{ g}} \times 100\% = 5.926\%$$

$$\% \text{O} = \frac{16.00 \text{ g}}{17.01 \text{ g}} \times 100\% = 94.06\%$$

Debido a que tanto la fórmula empírica como la molecular indican la composición del compuesto, no es sorprendente que se obtenga la misma composición porcentual en masa.



Ejemplo 3.8 El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un líquido incoloro y dulzón que se utiliza en detergentes, fertilizantes, dentífricos y en bebidas gaseosas para “resaltar” el sabor. Calcule la composición porcentual en masa de H, P y O en este compuesto.

Razonamiento y solución El porcentaje en masa de cada elemento se obtiene al dividir la masa total de cada uno de los átomos entre la masa molar del compuesto y multiplicar por 100%. La masa molar del H_3PO_4 es 97.99 g/mol. Por lo tanto, el porcentaje en masa de cada uno de los elementos en el H_3PO_4 es

$$\% \text{H} = \frac{3(1.008 \text{ g})}{97.99 \text{ g}} \times 100\% = 3.086\%$$

$$\% \text{P} = \frac{30.97 \text{ g}}{97.99 \text{ g}} \times 100\% = 31.61\%$$

$$\% \text{O} = \frac{4(16.00 \text{ g})}{97.99 \text{ g}} \times 100\% = 65.31\%$$

La suma de los porcentajes es $(3.086\% + 31.61\% + 65.31\%) = 100.01\%$. La pequeña diferencia con respecto a 100% se debe a la forma como se redondeó.

Ejercicio Calcule la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos del ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Problema similar: 3.40.

El procedimiento del ejemplo anterior puede invertirse si es necesario. Si se conoce la composición porcentual en masa de un compuesto es posible determinar su fórmula empírica. Debido a que se tienen porcentajes y la suma de todos ellos es el 100%, es conveniente suponer que se empezó con 100 g de un compuesto, como se muestra en el ejemplo 3.9.

Ejemplo 3.9 El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y ayuda a prevenir el resfriado común. Está formado por 40.92% de carbono (C), 4.58% de hidrógeno (H) y 54.50% de oxígeno (O) en masa. Determine su fórmula empírica.

Razonamiento y solución Para resolver un problema de este tipo es conveniente suponer que se empezó con 100 g del compuesto, por lo que el porcentaje de cada elemento puede convertirse directamente a gramos. Por tanto, en esta muestra habrá 40.92 g de C, 4.58 g de H y 54.50 g de O. A continuación es necesario calcular el número de moles de cada elemento presente en el compuesto. Considere n_C , n_H y n_O como el número de moles de cada uno de los elementos. Utilizando las masas molares de estos elementos, se escribe

$$n_C = 40.92 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.407 \text{ mol C}$$

$$n_H = 4.58 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 4.54 \text{ mol H}$$

$$n_O = 54.50 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.406 \text{ mol O}$$

Así, se llega a la fórmula $C_{3.407}H_{4.54}O_{3.406}$, que proporciona la identidad y la relación de los átomos presentes. Sin embargo, debido a que las fórmulas químicas se escriben con números enteros, no es posible tener 3.407 átomos de C, 4.54 átomos de H y 3.406 átomos de O. Algunos de estos subíndices se pueden transformar en números enteros dividiéndolos entre el subíndice *más pequeño* (3.406):

$$C: \frac{3.407}{3.406} = 1 \quad H: \frac{4.54}{3.406} = 1.33 \quad O: \frac{3.406}{3.406} = 1$$

De esta manera se obtiene la fórmula $CH_{1.33}O$ para el ácido ascórbico. A continuación es necesario convertir el subíndice 1.33, del hidrógeno, en un número entero. Esto se puede hacer mediante un procedimiento de ensayo y error:

$$1.33 \times 1 = 1.33$$

$$1.33 \times 2 = 2.66$$

$$1.33 \times 3 = 3.99 \approx 4$$

Como 1.33×3 da un entero (4), se deben multiplicar todos los subíndices por 3 y se obtiene $C_3H_4O_3$ como la fórmula empírica del ácido ascórbico.

Comentario La fórmula molecular del ácido ascórbico es $C_6H_8O_6$.

Ejercicio Determine la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en masa: K: 24.75%; Mn: 34.77%; O: 40.51%.

Con frecuencia, los químicos desean conocer la masa real de un elemento presente en cierta masa de un compuesto. Por ejemplo, en la industria minera este dato proporcionará información sobre la calidad del mineral. Debido a que se puede calcular con facilidad la composición porcentual en masa de un elemento en una sustancia, es posible resolver el problema directamente.

Ejemplo 3.10 La calcopirita ($CuFeS_2$) es un mineral importante del cobre. Calcule el número de kilogramos de Cu en 3.71×10^3 kg de calcopirita.



Ácido ascórbico.

Problema similar: 3.44.



Calcopirita.

Razonamiento y solución Una pequeña consideración convencerá al lector de que el producto de la composición porcentual en masa de un elemento en un compuesto y la masa del compuesto proporcionará la masa del elemento en dicho compuesto. Las masas molares de Cu y CuFeS₂ son 63.55 g y 183.5 g, respectivamente, por lo que la composición porcentual en masa del Cu es

$$\% \text{Cu} = \frac{63.55 \text{ g}}{183.5 \text{ g}} \times 100\% = 34.63\%$$

Para calcular la masa de Cu en una muestra de 3.71×10^3 kg de CuFeS₂, es necesario convertir el porcentaje a una fracción (es decir, convertir 34.63 por ciento a $34.63/100$ o 0.3463) y escribir

$$\text{masa de Cu en CuFeS}_2 = 0.3463 \times 3.71 \times 10^3 \text{ kg} = 1.28 \times 10^3 \text{ kg}$$

Este cálculo puede simplificarse combinando los dos pasos anteriores, como sigue:

$$\begin{aligned} \text{masa de Cu en CuFeS}_2 &= 3.71 \times 10^3 \text{ kg CuFeS}_2 \times \frac{63.55 \text{ g Cu}}{183.5 \text{ g CuFeS}_2} \\ &= 1.28 \times 10^3 \text{ kg Cu} \end{aligned}$$

Problema similar: 3.45.

Ejercicio Calcule el número de gramos de Al en 371 g de Al₂O₃.

3.6 Determinación experimental de fórmulas empíricas

El hecho de que sea posible determinar la fórmula empírica de un compuesto conociendo su composición porcentual, permite identificar experimentalmente los compuestos. El procedimiento es el siguiente. Primero, el análisis químico indica el número de gramos de cada elemento presente en una determinada cantidad del compuesto. Después, las cantidades en gramos de cada elemento se convierten a número de moles. Por último, se determina la fórmula empírica del compuesto utilizando el método del ejemplo 3.9.

Como un ejemplo específico, considere el compuesto etanol. Cuando el etanol se quema en un aparato como el que se muestra en la figura 3.5, se forma dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Debido a que el gas del aparato no contiene carbono ni hidrógeno, se concluye que tanto el carbono (C) como el hidrógeno (H) estaban presentes en el etanol y que también podría haber oxígeno (O). (El oxígeno molecular se agregó en el proceso de combustión, pero parte del oxígeno puede también provenir de la muestra original de etanol.)

Las masas de CO₂ y de H₂O producidas pueden determinarse midiendo el aumento en la masa de los absorbentes de CO₂ y H₂O, respectivamente. Suponga que en un experimento la combustión de 11.5 g de etanol produjo 22.0 g de CO₂ y 13.5 g de H₂O. Se puede calcular la masa de carbono e hidrógeno en la muestra original de 11.5 g de etanol como sigue:

$$\begin{aligned} \text{masa de C} &= 22.0 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \\ &= 6.00 \text{ g C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{masa de H} &= 13.5 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1.008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \\ &= 1.51 \text{ g H} \end{aligned}$$

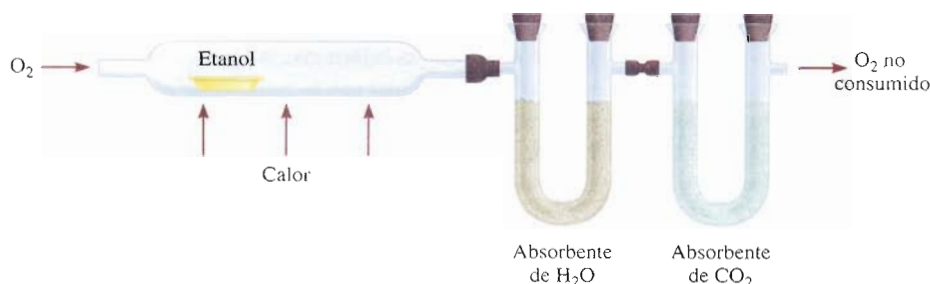


FIGURA 3.5 Aparato para determinar la fórmula empírica del etanol. Los absorbentes son sustancias que pueden retener agua y dióxido de carbono, respectivamente.

Así, 11.5 g de etanol contienen 6.00 g de carbono y 1.51 g de hidrógeno. El resto debe ser oxígeno, cuya masa es

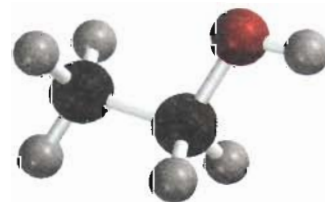
$$\begin{aligned} \text{masa de O} &= \text{masa de la muestra} - (\text{masa de C} + \text{masa de H}) \\ &= 11.5 \text{ g} - (6.00 \text{ g} + 1.51 \text{ g}) \\ &= 4.0 \text{ g} \end{aligned}$$

El número de moles de cada uno de los elementos presentes en 11.5 g de etanol es

$$\begin{aligned} \text{moles de C} &= 6.00 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 0.500 \text{ mol C} \\ \text{moles de H} &= 1.51 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 1.50 \text{ mol H} \\ \text{moles de O} &= 4.0 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.25 \text{ mol O} \end{aligned}$$

Por tanto, la fórmula del etanol es $\text{C}_{0.50}\text{H}_{1.5}\text{O}_{0.25}$ (el número de moles se redondea a dos cifras significativas). Debido a que el número de átomos debe ser un entero, los subíndices se dividen entre 0.25, que es el menor de ellos, y se obtiene la fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Ahora se entiende mejor la palabra “empírica”, que literalmente significa “basada sólo en la observación y en mediciones”. La fórmula empírica del etanol se determina por el análisis del compuesto en función de los elementos que lo forman. No es necesario conocer cómo se encuentran unidos los átomos entre sí en el compuesto.

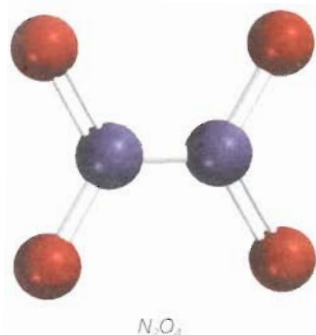


La fórmula molecular del etanol es igual que su fórmula empírica.

Determinación de fórmulas moleculares

La fórmula calculada a partir de la composición porcentual en masa es siempre la fórmula empírica debido a que los subíndices en la fórmula se reducen siempre a los números enteros más pequeños. Para calcular la fórmula molecular, o real, se debe conocer la masa molar aproximada del compuesto además de su fórmula empírica. Conociendo que la masa molar de un compuesto debe ser un múltiplo entero de la masa molar de su fórmula empírica, la fórmula molecular se determina empleando la masa molar, como se muestra en el ejemplo 3.11.

Ejemplo 3.11 Una muestra de un compuesto de nitrógeno (N) y oxígeno (O) contiene 1.52 g de N y 3.47 g de O. Se sabe que la masa molar de este compuesto está entre 90 y 95 g. Determine la fórmula molecular y la masa molar del compuesto.



Razonamiento y solución Primero es necesario determinar la fórmula empírica del compuesto y posteriormente comparar su masa molar con la masa molar real del compuesto, es decir, la masa molar determinada experimentalmente. Esta comparación proporcionará la relación entre la fórmula empírica y la fórmula molecular.

Considérese n_N y n_O como el número de moles de nitrógeno y oxígeno. Entonces

$$n_N = 1.52 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.108 \text{ mol N}$$

$$n_O = 3.47 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.217 \text{ mol O}$$

Así, la fórmula del compuesto es $N_{0.108}O_{0.217}$. Se dividen los subíndices entre el menor (0.108). Después de redondear, se obtiene NO_2 como la fórmula empírica. La fórmula molecular será la misma que la fórmula empírica o algún múltiplo entero de ella (por ejemplo, dos, tres, cuatro o más veces la fórmula empírica). La masa molar de la fórmula empírica NO_2 es

$$\text{masa molar empírica} = 14.01 \text{ g} + 2(16.00 \text{ g}) = 46.02 \text{ g}$$

A continuación se determina el número de unidades de (NO_2) presentes en la fórmula molecular. Este número se encuentra a partir de la relación

$$\frac{\text{masa molar}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{95 \text{ g}}{46.02 \text{ g}} = 2.1 \approx 2$$

Por tanto, la masa molar del compuesto es el doble de la masa molar de la fórmula empírica. En consecuencia, hay dos unidades de NO_2 en cada molécula del compuesto y la fórmula molecular es $(NO_2)_2$ o N_2O_4 . La masa molar del compuesto es $2(46.02 \text{ g})$ o 92.04 g , que está entre 90 y 95 g.

Comentario Observe que para determinar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica, sólo es necesario conocer la masa molar real aproximada del compuesto. Esto es porque la masa molar es un múltiplo entero ($1\times$, $2\times$, $3\times\dots$) de la masa molar correspondiente a la fórmula empírica. Por lo tanto, la relación (masa molar/masa molar empírica) siempre será un número entero.

Ejercicio Una muestra de un compuesto de boro (B) e hidrógeno (H) contiene 6.444 g de B y 1.803 g de H. La masa molar del compuesto es aproximadamente 30 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Problema similar: 3.52.

3.7 Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Una vez que se ha estudiado la masa de los átomos y de las moléculas, se analizará lo que les sucede en una **reacción química**, un proceso en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas. Con el objeto de comunicarse entre sí con respecto a las reacciones químicas, los especialistas en la materia han desarrollado una forma estándar para representarlas por medio de ecuaciones químicas. Una **ecuación química** utiliza símbolos químicos para mostrar qué sucede durante una reacción

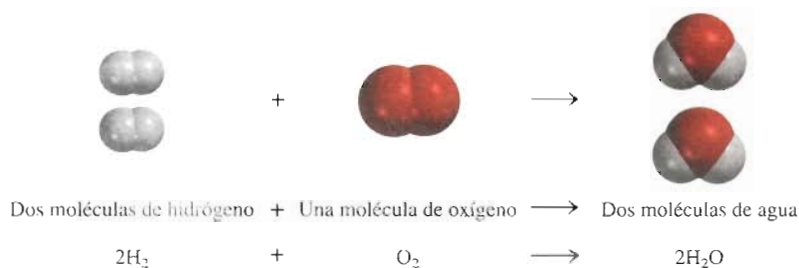


FIGURA 3.6 Tres formas para representar la combustión del hidrógeno. De acuerdo con la ley de la conservación de la masa, el número de cada tipo de átomos debe ser el mismo en ambos lados de la ecuación.

química. En esta sección se estudiará cómo se escriben y se hace el balance de las ecuaciones químicas.

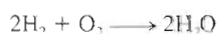
Escritura de las ecuaciones químicas

Considere lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso (H_2) se quema en presencia de aire (que contiene oxígeno, O_2) para formar agua (H_2O). Esta reacción se representa mediante la ecuación química:



donde el signo “más” significa “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Así, esta expresión simbólica se lee: “El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua.” Se supone que la reacción procede de izquierda a derecha como lo indica la flecha.

Sin embargo, la ecuación (3.2) no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha hay el doble de átomos de oxígeno (dos) que los que hay del lado derecho (uno). Para estar de acuerdo con la ley de la conservación de la masa debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, es decir, debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había antes de que se iniciara. El balance de la ecuación (3.2) se hace colocando el coeficiente adecuado (en este caso 2) antes del H_2 y del H_2O :



Esta *ecuación química “balanceada”* muestra que “dos moléculas de hidrógeno se combinan o reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua” (figura 3.6). Debido a que la relación del número de moléculas es igual a la relación del número de moles, la ecuación también puede leerse como “2 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno para producir 2 moles de moléculas de agua”. Se conoce la masa de un mol de cada sustancia, por lo que la ecuación se puede interpretar como “4.04 g de H_2 reaccionan con 32.00 g de O_2 para formar 36.04 g de H_2O ”. Estas tres maneras de leer la ecuación se resumen en la tabla 3.1.

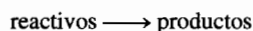
En la ecuación (3.2) se hace referencia al H_2 y al O_2 como **reactivos**, que son *las sustancias iniciales en una reacción química*. El agua es el **producto**, es decir, *la sustan-*

Cuando el coeficiente es 1, como en el caso del O_2 , no se escribe.

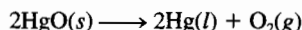
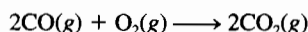
Tabla 3.1 Interpretación de una ecuación química

2H_2	+ O_2	→	$2\text{H}_2\text{O}$
Dos moléculas	+ una molécula	→	dos moléculas
2 moles	+ 1 mol	→	2 moles
$2(2.02 \text{ g}) = 4.04 \text{ g}$	+ 32.00 g	→	$2(18.02 \text{ g}) = 36.04 \text{ g}$
36.04 g de reactivos			36.04 g de productos

cia formada como resultado de una reacción química. Una ecuación química es, entonces, la descripción breve que un químico hace de una reacción química. Por convenio, en una ecuación química los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha:

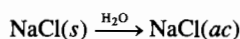


Para proporcionar información adicional, con frecuencia los químicos indican el estado físico de los reactivos y productos utilizando las letras *g*, *l* y *s* para los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente. Por ejemplo,



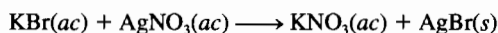
El procedimiento para el balance de las ecuaciones químicas se muestra más adelante.

Para representar lo que sucede cuando se agrega cloruro de sodio (NaCl) al agua, se escribe



donde *ac* significa medio acuoso (es decir, agua). Al escribir H₂O sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque a veces no se escribe, para simplificar.

El conocimiento del estado físico de los reactivos y productos es muy útil en el laboratorio. Por ejemplo, cuando reaccionan el bromuro de potasio (KBr) y el nitrato de plata (AgNO₃) en un medio acuoso, se forma un sólido, el bromuro de plata (AgBr). Esta reacción se representa mediante la ecuación:



Si no se indican los estados físicos de los reactivos y productos, una persona no informada podría intentar llevar a cabo esta reacción mezclando KBr sólido con AgNO₃ sólido. Estos sólidos reaccionan en forma muy lenta o no reaccionan. Si se analiza el proceso a nivel microscópico se puede comprender que para formar un producto como el bromuro de plata, los iones Ag⁺ y los iones Br⁻ deben estar en contacto. Sin embargo, en el estado sólido estos iones tienen muy poca movilidad. (Éste es un ejemplo de cómo se explica un fenómeno pensando lo que sucede a nivel molecular, como se describió en la sección 1.2.)

Balance de ecuaciones químicas

Suponga que se desea escribir una ecuación para explicar una reacción química que se acaba de realizar en el laboratorio. ¿Cómo se procede? Puesto que se conocen los reactivos, es posible escribir sus fórmulas químicas. Es más difícil establecer la identidad de los productos. Con frecuencia, es posible predecir el o los productos de reacciones sencillas. En reacciones más complicadas en las que hay tres o más productos, los químicos necesitarán otras pruebas para establecer la presencia de compuestos específicos.

Una vez que se han identificado los reactivos y productos, y que se han escrito sus fórmulas correctas, se acomodan según la secuencia convencional: los reactivos a la izquierda, separados por una flecha de los productos, que se colocan del lado derecho. Es muy probable que la ecuación que se ha escrito en este momento esté *sin “balancear”*, es decir que el número de cada tipo de átomos sea diferente en ambos lados de la flecha. En general el balance de una ecuación química se verifica mediante los siguientes pasos:



- Se identifican todos los reactivos y productos, y se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente.
- El balance de la ecuación se empieza probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Se pueden

cambiar los coeficientes (los números que anteceden a las fórmulas), pero no los subíndices (los números que forman parte de las fórmulas). Si se cambian los subíndices, se cambia la identidad de la sustancia. Por ejemplo, 2NO_2 significa “dos moléculas de dióxido de nitrógeno”, pero si se duplican los subíndices se tiene N_2O_4 , que es la fórmula del tetróxido de dinitrógeno, un compuesto totalmente distinto.

- Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contengan estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por tanto no es necesario ajustar los coeficientes de dichos elementos en este momento. A continuación se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación pero con diferente número de átomos. Se hace el balance de estos elementos. Por último, el de los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.
- Se verifica la ecuación obtenida para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación.

Considere un ejemplo específico. En el laboratorio se pueden preparar pequeñas cantidades de oxígeno gaseoso calentando clorato de potasio (KClO_3). Los productos son oxígeno gaseoso (O_2) y cloruro de potasio (KCl). A partir de esta información, se escribe:



(Para simplificar se omiten los estados físicos de reactivos y productos.) Los tres elementos (K, Cl y O) aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero únicamente el K y el Cl tienen igual número de átomos en ambos lados de la ecuación. Así, KClO_3 y KCl deben tener el mismo coeficiente. El siguiente paso consiste en lograr que el número de átomos de O sea igual en ambos lados de la ecuación. Debido a que hay tres átomos de O del lado izquierdo y dos del lado derecho de la ecuación, estos átomos se igualan colocando un 2 a la izquierda del KClO_3 y un 3 a la izquierda del O_2 .



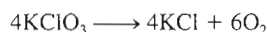
Por último, se igualan los átomos de K y Cl colocando un 2 a la izquierda del KCl :



Como verificación final, se puede hacer una hoja de balance para reactivos y productos en donde los números entre paréntesis indican el número de átomos de cada elemento:

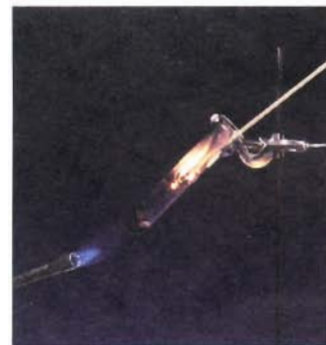
Reactivos	Productos
K (2)	K (2)
Cl (2)	Cl (2)
O (6)	O (6)

Observe que el balance de esta ecuación también se puede efectuar con coeficientes que sean múltiplos de 2 (para KClO_3), 2 (para KCl) y 3 (para O_2); por ejemplo,

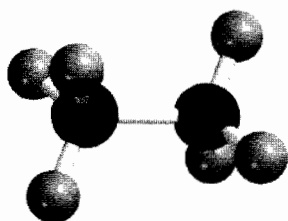


Sin embargo, para el balance de una ecuación se utiliza el conjunto de coeficientes de números enteros *más sencillo*. La ecuación (3.3) satisface este convenio.

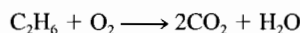
Ahora considere la combustión (es decir, el quemado) del etano (C_2H_6), componente del gas natural, con el oxígeno del aire, lo que produce dióxido de carbono (CO_2) y agua. La ecuación sin balancear es



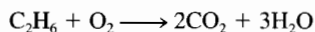
El calentamiento del clorato de potasio produce oxígeno, que mantiene la combustión de una astilla de madera.


 C_2H_6

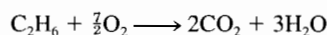
Se observa que para ninguno de los elementos (C, H y O) se tiene igual número de átomos en ambos lados de la ecuación. Además, el C y el H aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación; el O aparece en dos compuestos del lado derecho (CO_2 y H_2O). Para igualar los átomos de C, se coloca un 2 a la izquierda del CO_2 :



Para igualar los átomos de H, se coloca un 3 a la izquierda del H_2O :



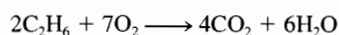
En este punto, se han igualado los átomos de C y de H, pero no los átomos de O porque hay siete átomos de este elemento a la derecha de la ecuación y únicamente dos del lado izquierdo. Esta desigualdad de átomos de O se puede eliminar escribiendo $\frac{7}{2}$ antes del O_2 , del lado izquierdo:



La “lógica” de utilizar $\frac{7}{2}$ como coeficiente es que había siete átomos de oxígeno en el lado derecho de la ecuación, pero únicamente un par de átomos de oxígeno (O_2) del lado izquierdo. Para igualarlos se pregunta cuántos *pares* de átomos de oxígeno se necesitan para igualar los siete átomos de oxígeno. De la misma manera que 3.5 pares de zapatos es igual a siete zapatos, $\frac{7}{2}$ de moléculas de O_2 es igual a 7 átomos de O. La siguiente tabla muestra la ecuación ya balanceada:

Reactivos	Productos
C (2)	C (2)
H (6)	H (6)
O (7)	O (7)

Sin embargo, en general, se prefiere expresar los coeficientes con números enteros en lugar de fraccionarios. Como consecuencia, se multiplica toda la ecuación por 2 para convertir $\frac{7}{2}$ en 7:



La tabla final es

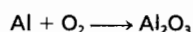
Reactivos	Productos
C (4)	C (4)
H (12)	H (12)
O (14)	O (14)

Observe que los coeficientes utilizados para hacer el balance de la última ecuación constituyen el conjunto de números enteros más pequeño posible.

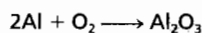
En el ejemplo 3.12 continúa aplicándose el procedimiento para el balance de ecuaciones químicas.

Ejemplo 3.12 Cuando el aluminio metálico se expone al aire, se forma en su superficie una capa protectora de óxido de aluminio (Al_2O_3). Esta capa evita que siga reaccionando el aluminio con el oxígeno; ésta es la razón por la cual no sufren corrosión los envases de aluminio que se utilizan en las bebidas. [En el caso del hierro, la herrumbre, u óxido de hierro(III), que se forma es demasiado porosa para proteger al hierro metálico que queda debajo, por lo que continúa la corrosión.] Escriba una ecuación balanceada para la formación del Al_2O_3 .

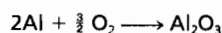
Razonamiento y solución Se sigue el procedimiento descrito en la página 84. La ecuación sin balancear es



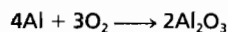
Se observa que tanto el Al como el O aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación, pero con distinto número de átomos. Para hacer el balance de los átomos de Al, se coloca un 2 a la izquierda del Al:



Hay dos átomos de O en el lado izquierdo y tres átomos de O en el lado derecho de la ecuación. Esta desigualdad de átomos de O puede eliminarse escribiendo $\frac{3}{2}$ antes del O_2 en el lado izquierdo de la ecuación.



Como en el caso del etano que se mostró antes, se multiplica toda la ecuación por 2 para transformar $\frac{3}{2}$ en 3



La tabla final es

Reactivos	Productos
Al (4)	Al (4)
O (6)	O (6)

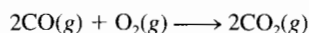
Problemas similares: 3.57, 3.58.

Ejercicio Efectúe el balance de la ecuación que representa la reacción entre el óxido de hierro(III), Fe_2O_3 , y el monóxido de carbono (CO) para formar hierro (Fe) y dióxido de carbono (CO_2).

3.8 Cantidades de reactivos y productos

Una pregunta básica que se plantea en el laboratorio y en la industria química es: “¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de las materias primas (reactivos)?”. O bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa: “¿qué cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad específica del producto?”. Para interpretar una reacción en forma cuantitativa es necesario aplicar el conocimiento de las masas molares y el concepto de mol. La *estequiometría* es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

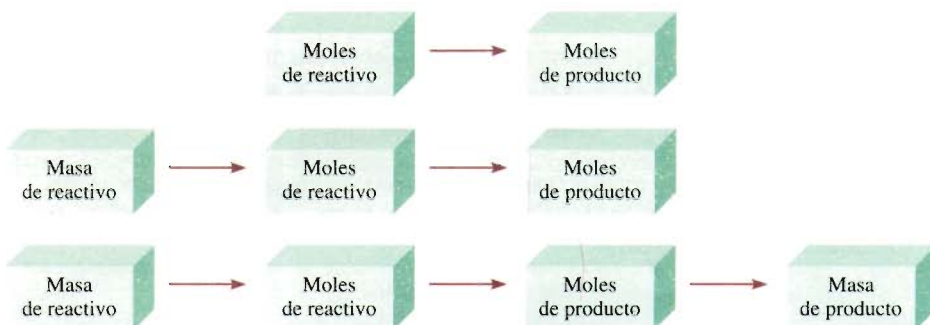
Independientemente de que las unidades utilizadas para los reactivos (o productos) sean moles, gramos, litros (para los gases) u otras unidades, para calcular la cantidad de producto formado en una ecuación se utilizan moles. Este método se denomina **método del mol**, que significa que *los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia*. Por ejemplo, la combustión del monóxido de carbono en el aire produce dióxido de carbono:



Para los cálculos estequiométricos esta ecuación puede leerse como: “2 moles de monóxido de carbono gaseoso se combinan con 1 mol de oxígeno gaseoso para formar 2 moles de dióxido de carbono gaseoso”.

El método del mol consta de los siguientes pasos:

FIGURA 3.7 Tres tipos de cálculos estequiométricos basados en el método del mol.

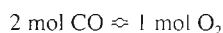


1. Escriba las fórmulas correctas para todos los reactivos y productos y haga el balance de la ecuación resultante.
2. Convierta en moles las cantidades de algunas o de todas las sustancias conocidas (generalmente, los reactivos).
3. Utilice los coeficientes de la ecuación balanceada para calcular el número de moles de las cantidades buscadas o desconocidas (generalmente los productos) en el problema.
4. Utilizando los números calculados de moles y las masas molares convierta las cantidades desconocidas en las unidades que se requieran (generalmente en gramos).
5. Verifique que la respuesta sea razonable en términos físicos.

El paso 1 es un requisito previo para cualquier cálculo estequiométrico. Se debe conocer la identidad de los reactivos y de los productos, y sus relaciones de masa deben considerar la ley de la conservación de la masa (es decir, se debe tener una ecuación balanceada). El paso 2 es el punto crítico para convertir los gramos (u otras unidades) de las sustancias en número de moles. Esta conversión permite analizar la reacción real sólo en términos de moles.

Para completar el paso 3, es necesario balancear la ecuación, lo que ya se hizo en el paso 1. El punto clave aquí es que en una ecuación balanceada, los coeficientes indican la relación en la cual las moles de una sustancia reaccionan o forman moles de otra sustancia. El paso 4 es semejante al paso 2, excepto que ahora se refiere a las cantidades buscadas en el problema. El paso 5 con frecuencia se subestima, pero es muy importante. En la figura 3.7 se muestran tres tipos de cálculos estequiométricos comunes.

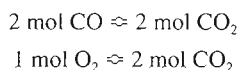
En la estequiometría se utiliza el símbolo \approx , que significa “estequiométricamente equivalente a” o simplemente “equivalente a”. En la ecuación balanceada para la formación de dióxido de carbono, 2 moles de CO reaccionan con 1 mol de O₂, por lo que 2 moles de CO son equivalentes a 1 mol de O₂:



En términos del método del factor unitario, se escribe como:

$$\frac{2 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol O}_2} = 1 \quad \text{o} \quad \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol CO}} = 1$$

De la misma manera, debido a que 2 moles de CO (o 1 mol de O₂) producen 2 moles de CO₂, se puede decir que 2 moles de CO (o 1 mol de O₂) son equivalentes a 2 moles de CO₂:



Los siguientes ejemplos muestran el uso del método de los cinco pasos para resolver algunos problemas estequiométricos comunes.

Ejemplo 3.13 Todos los metales alcalinos reaccionan con agua para formar hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal alcalino correspondiente. Una reacción común es la que ocurre entre el litio y el agua:



a) ¿Cuántas moles de H_2 se formarán al completarse la reacción de 6.23 moles de Li con agua? b) ¿Cuántos gramos de H_2 se formarán al completarse la reacción de 80.57 g de Li con agua?

Razonamiento y solución Se siguen los pasos de la página 88

a)

Paso 1: La ecuación balanceada la proporciona el problema.

Paso 2: No es necesario hacer ninguna conversión porque la cantidad de la materia prima, Li, está dada en moles.

Paso 3: Puesto que 2 moles de Li producen 1 mol de H_2 , o 2 moles de Li \Leftrightarrow 1 mol de H_2 , las moles de H_2 que se forman se calculan como sigue:

$$\begin{aligned} \text{moles de } \text{H}_2 \text{ producido} &= 6.23 \text{ mol Li} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2}{2 \text{ mol Li}} \\ &= 3.12 \text{ mol } \text{H}_2 \end{aligned}$$

Paso 4: Este paso no se requiere.

Paso 5: Se empieza con 6.23 moles de Li y se producen 3.12 moles de H_2 . Como 2 moles de Li producen 1 mol de H_2 , 3.12 moles es una cantidad razonable.

b)

Paso 1: La reacción es la misma que en el inciso a).

Paso 2: El número de moles de Li está dado por

$$\text{moles de Li} = 80.57 \text{ g Li} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6.941 \text{ g Li}} = 11.61 \text{ mol Li}$$

Paso 3: Debido a que 2 moles de Li producen 1 mol de H_2 , o 2 moles de Li \Leftrightarrow 1 mol de H_2 , el número de moles de H_2 se calcula como sigue:

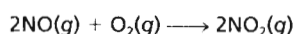
$$\text{moles de } \text{H}_2 \text{ producido} = 11.61 \text{ mol Li} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2}{2 \text{ mol Li}} = 5.805 \text{ mol } \text{H}_2$$

Paso 4: A partir de la masa molar del H_2 (2.016 g), se calcula la masa de H_2 producido:

$$\text{masa de } \text{H}_2 \text{ producido} = 5.805 \text{ mol } \text{H}_2 \times \frac{2.016 \text{ g } \text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2} = 11.70 \text{ g } \text{H}_2$$

Paso 5: Debido a que la masa molar del H_2 es menor que la del Li, y se necesitan dos moles de Li para formar un mol de H_2 , se espera que la respuesta sea menor que 80.57 g.

Ejercicio La reacción entre el óxido nítrico (NO) y oxígeno para formar dióxido de nitrógeno (NO_2) es un paso determinante para la formación del esmog fotoquímico:



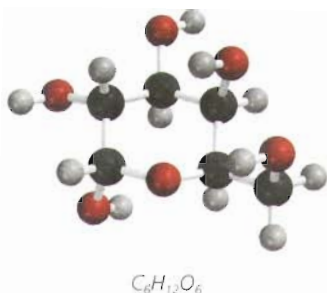
a) ¿Cuántas moles de NO_2 se formarán por la reacción completa de 0.254 mol de O_2 ?

b) ¿Cuántos gramos de NO_2 se formarán por la reacción completa de 1.44 g de NO?



El litio reacciona con el agua para formar hidrógeno gaseoso.

Problemas similares: 3.61, 3.62.



Una vez que se ha adquirido la suficiente práctica, es conveniente combinar los pasos 2, 3 y 4 en una sola ecuación, como se muestra en el ejemplo siguiente:

Ejemplo 3.14 Los alimentos que se ingieren son degradados, o desdoblados, en el cuerpo para proporcionar la energía necesaria para el crecimiento y para otras funciones. Una ecuación general global para este complicado proceso representa la degradación de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O):



Si una persona consume 856 g de $C_6H_{12}O_6$ durante cierto periodo, ¿cuál es la masa de CO_2 producida?

Razonamiento y solución Se siguen los pasos de la página 88.

Paso 1: Se proporciona la ecuación balanceada.

Pasos 2, 3 y 4: A partir de la ecuación balanceada se puede ver que 1 mol de $C_6H_{12}O_6 \rightleftharpoons$ 6 moles de CO_2 . Las masas molares de $C_6H_{12}O_6$ y CO_2 son 180.2 g y 44.01 g, respectivamente. Todos estos datos se combinan en una ecuación:

$$\begin{aligned} \text{masa de } CO_2 \text{ producido} &= 856 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \times \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \\ &\quad \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1.25 \times 10^3 \text{ g } CO_2 \end{aligned}$$

Paso 5: Debido a que un mol de $C_6H_{12}O_6$ produce seis moles de CO_2 y la masa molar de $C_6H_{12}O_6$ es cuatro veces mayor que la de CO_2 , se espera que la masa de CO_2 formado sea mayor que 856 g. Por tanto, la respuesta es razonable.

Problema similar: 3.66.

Ejercicio El metanol (CH_3OH) se quema en aire de acuerdo con la ecuación



Si se utilizan 209 g de metanol en un proceso de combustión, ¿cuál es la masa de H_2O producida?

3.9 Reactivo limitante

Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en las **cantidades estequiométricas** exactas, es decir, *en las proporciones que indica la ecuación balanceada*. Como consecuencia, algunos reactivos se consumen mientras que parte de otros se recuperan al finalizar la reacción. *El reactivo que se consume primero en la reacción* recibe el nombre de **reactivo limitante**, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente (figura 3.8). Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto. Los **reactivos en exceso** son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

El concepto de reactivo limitante es análogo a la relación entre hombres y mujeres en un salón de baile de un club. Si hay 14 hombres y sólo 9 mujeres, únicamente se podrán completar 9 parejas mujer/hombre. Cinco hombres se quedarán sin pareja. Así, el número de mujeres *limita* el número de hombres que podrán bailar y hay un *exceso* de hombres.



Reactivo limitante

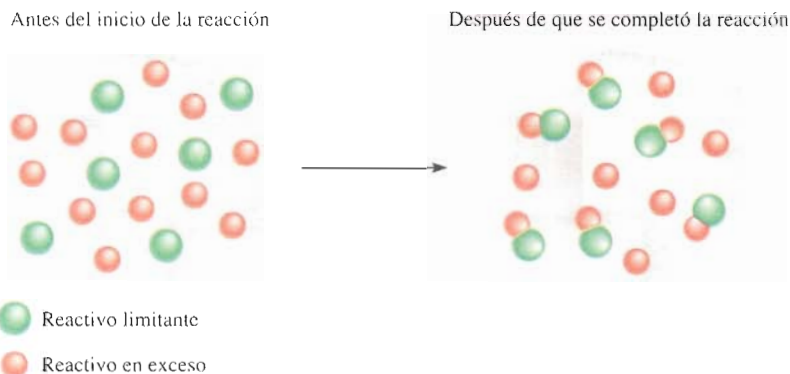
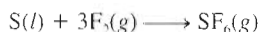


FIGURA 3.8 El reactivo limitante se consume completamente en una reacción. Al inicio de la reacción había 6 esferas verdes y 12 esferas rojas. Al finalizar, todas las esferas verdes han reaccionado y quedan 6 esferas rojas. Cada esfera representa un átomo o una molécula.

El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un compuesto incoloro, inodoro y muy estable. Se produce mediante la combustión del azufre en atmósfera de flúor:



Esta ecuación indica que 1 mol de S reacciona con 3 moles de F_2 para formar 1 mol de SF_6 . Suponga que se agregan 4 moles de S a 20 moles de F_2 . Puesto que 1 mol de S \rightleftharpoons 3 moles de F_2 , el número de moles de F_2 que se necesita para reaccionar con 4 moles de S es:

$$4 \text{ mol S} \times \frac{3 \text{ mol F}_2}{1 \text{ mol S}} = 12 \text{ mol F}_2$$

Pero hay 20 moles de F_2 disponibles, más de lo que se necesita para que reaccione completamente el S. Por tanto, el S es el reactivo limitante y el F_2 el reactivo en exceso. La cantidad de SF_6 formado depende sólo de cuánto S estaba presente al inicio.

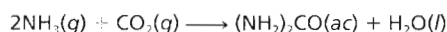
De manera alternativa, se puede determinar el reactivo limitante calculando el número de moles de S que se necesita para reaccionar con 20 moles de F_2 . En este caso se escribe

$$20 \text{ mol F}_2 \times \frac{1 \text{ mol S}}{3 \text{ mol F}_2} = 6.7 \text{ mol S}$$

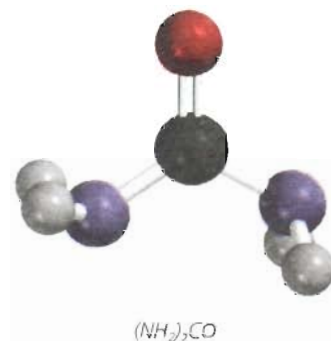
Debido a que sólo hay 4 moles de S presentes, se llega a la misma conclusión de que el S es el reactivo limitante y el F_2 el reactivo en exceso.

En los cálculos estequiométricos en los que hay un reactivo limitante, el primer paso consiste en determinar cuál de los reactivos es el reactivo limitante. Una vez que se ha identificado éste, el resto del problema se puede resolver como se estudió en la sección 3.8. En el siguiente ejemplo se muestra este procedimiento. No se incluirá el paso 5 en los cálculos, pero siempre se debe analizar si es razonable *cualquier* cálculo químico.

Ejemplo 3.15 La urea [$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$] se prepara por la reacción del amoníaco con dióxido de carbono:



En un proceso se hacen reaccionar 637.2 g de NH_3 con 1 142 g de CO_2 . a) ¿Cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante? b) Calcule la masa de $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ que se formará. c) ¿Cuánto del reactivo en exceso (en gramos) quedará sin reaccionar al finalizar la reacción?



El SF_6 se utiliza como aislante gaseoso en la industria electrónica y como aislante térmico en ventanas con triple vidrio.

Razonamiento y solución a) Debido a que no se puede saber, por simple inspección, cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante, primero se deben convertir las masas en número de moles. Las masas molares de NH_3 y CO_2 son 17.03 g y 44.01 g, respectivamente. Entonces

$$\begin{aligned} \text{moles de NH}_3 &= 637.2 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \text{ g NH}_3} \\ &= 37.42 \text{ mol NH}_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{moles de CO}_2 &= 1142 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g CO}_2} \\ &= 25.95 \text{ mol CO}_2 \end{aligned}$$

A partir del balance de la ecuación se observa que 2 moles de $\text{NH}_3 \rightleftharpoons 1 \text{ mol de CO}_2$; por tanto, el número de moles de NH_3 que se necesita para reaccionar con 25.95 moles de CO_2 está dado por

$$25.95 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = 51.90 \text{ mol NH}_3$$

Debido a que únicamente hay 37.42 moles de NH_3 presentes y no son suficientes para que reaccione completamente el CO_2 , el NH_3 debe ser el reactivo limitante y el CO_2 el reactivo en exceso.

b) La cantidad de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}$ producida se determina con la cantidad de reactivo limitante presente. Así, se escribe

$$\begin{aligned} \text{masa de } (\text{NH}_4)_2\text{CO} &= 37.42 \text{ mol NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}}{2 \text{ mol NH}_3} \\ &\quad \times \frac{68.06 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}} = 1274 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{CO} \end{aligned}$$

c) El número de moles de reactivo en exceso (CO_2) sin reaccionar es

$$25.95 \text{ mol CO}_2 - \left(37.42 \text{ mol NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) = 7.24 \text{ mol CO}_2$$

y

$$\begin{aligned} \text{masa de CO}_2 \text{ recuperado} &= 7.24 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44.01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \\ &= 319 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

Problema similar: 3.78.

Ejercicio La reacción entre el aluminio y el óxido de hierro(III) puede producir temperaturas cercanas a los 3 000°C, lo que se utiliza para soldar metales:



En un proceso se hicieron reaccionar 124 g de Al con 601 g de Fe_2O_3 . a) Calcule la masa (en gramos) de Al_2O_3 que se formó. b) ¿Qué cantidad de reactivo en exceso se recuperó al completarse la reacción?

En el ejemplo 3.15 se observa un punto importante. En la práctica, los químicos por lo común eligen el reactivo más costoso como reactivo limitante de manera que, en la reacción, se consuma todo o la mayor parte. En la síntesis de urea, el NH_3 siempre es el reactivo limitante porque es mucho más costoso que el CO_2 .

3.10 Rendimiento de reacción

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el **rendimiento teórico** de la reacción, es decir, *la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante*. Por tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento *máximo* que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación balanceada. En la práctica, el **rendimiento real**, o bien *la cantidad de producto que se obtiene en una reacción*, casi siempre es menor que el rendimiento teórico. Existen muchas razones para explicar la diferencia entre el rendimiento real y el teórico. Por ejemplo, muchas reacciones son reversibles, por lo que no proceden en un 100% de izquierda a derecha. Aun cuando la reacción se complete en un 100%, resulta difícil recuperar todo el producto del medio de reacción (por ejemplo, de una disolución acuosa). Algunas reacciones son complicadas, en el sentido de que los productos formados pueden seguir reaccionando entre sí o con los reactivos, para formar todavía otros productos. Estas reacciones adicionales reducen el rendimiento de la primera reacción.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, los químicos utilizan el término **rendimiento porcentual**, que describe *la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico*. Se calcula como sigue:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% \quad (3.4)$$

El intervalo del porcentaje del rendimiento puede fluctuar desde 1% hasta 100%. Los químicos siempre buscan aumentar el porcentaje de rendimiento de las reacciones. Entre los factores que pueden afectar el porcentaje del rendimiento se encuentran la temperatura y la presión. Sus efectos se estudiarán más adelante.

En el ejemplo 3.16 se muestra el cálculo del rendimiento de un proceso industrial.

Ejemplo 3.16 El titanio es un metal fuerte, ligero y resistente a la corrosión, que se utiliza en la construcción de naves espaciales, aviones, motores para aviones y armazones de bicicletas. Se obtiene por la reacción de cloruro de titanio(IV) con magnesio fundido entre 950 y 1150°C:



En cierta operación industrial, se hacen reaccionar 3.54×10^7 g de TiCl_4 con 1.13×10^7 g de Mg. a) Calcule el rendimiento teórico de Ti en gramos. b) Calcule el porcentaje del rendimiento si en realidad se obtienen 7.91×10^6 g de Ti.

Razonamiento y solución Se sigue el procedimiento que se empleó en el problema 3.15, para determinar cuál es el reactivo limitante. Esta determinación permitirá calcular el rendimiento teórico. El porcentaje del rendimiento se puede obtener mediante la aplicación de la ecuación (3.4).

a) Primero se calcula el número de moles de TiCl_4 y de Mg inicialmente presentes:

$$\text{moles de TiCl}_4 = 3.54 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189.7 \text{ g TiCl}_4} = 1.87 \times 10^5 \text{ mol TiCl}_4$$

$$\text{moles de Mg} = 1.13 \times 10^7 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} = 4.65 \times 10^5 \text{ mol Mg}$$

A continuación, se determina cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante. A partir de la ecuación balanceada se observa que 1 mol de $\text{TiCl}_4 \rightleftharpoons 2$ moles de Mg; por tanto, el número de moles de Mg necesario para reaccionar con 1.87×10^5 moles de TiCl_4 es



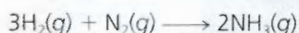
El armazón de esta bicicleta está hecho de titanio.

La química en acción

Fertilizantes químicos

Alimentar a la población mundial, en acelerado crecimiento, demanda de los granjeros la producción de mejores y más abundantes cosechas. Cada año se agregan a los suelos cientos de millones de toneladas de fertilizantes químicos para aumentar la calidad y el rendimiento de las cosechas. Además de dióxido de carbono y agua, las plantas necesitan por lo menos seis elementos para tener un crecimiento satisfactorio. Estos elementos son N, P, K, Ca, S y Mg. La preparación y las propiedades de algunos fertilizantes que contienen nitrógeno y fósforo ejemplifica algunos de los principios introducidos en este capítulo.

Los fertilizantes nitrogenados contienen sales de nitrato (NO_3^-), sales de amonio (NH_4^+) y otros compuestos. Las plantas pueden absorber nitrógeno directamente en forma de nitrato, pero las sales de amonio y el amoniaco (NH_3) se deben convertir primero en nitratos mediante la acción de las bacterias del suelo. La principal materia prima para los fertilizantes nitrogenados es el amoniaco, que se obtiene por la reacción entre hidrógeno y nitrógeno:

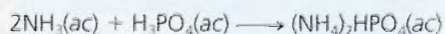
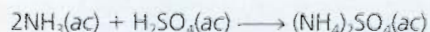
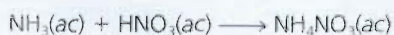


(Esta reacción se analizará de manera detallada en los capítulos 13 y 14.) En forma líquida, el amoniaco se puede inyectar directamente en el suelo.

De manera alternativa, el amoniaco se puede convertir en nitrato de amonio, NH_4NO_3 , sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, o hidrógeno fosfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, por medio de las siguientes reacciones ácido-base:



Aplicación de amoniaco líquido al suelo, antes de sembrar.



Otro método para obtener sulfato de amonio requiere de dos pasos:

$$1.87 \times 10^5 \text{ mol TiCl}_4 \times \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol TiCl}_4} = 3.74 \times 10^5 \text{ mol Mg}$$

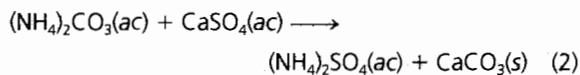
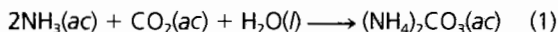
Puesto que están presentes 4.65×10^5 moles de Mg, más de lo necesario para reaccionar con la cantidad de TiCl_4 que se tiene, el Mg debe ser el reactivo en exceso y el TiCl_4 el reactivo limitante.

La ecuación muestra que 1 mol de $\text{TiCl}_4 \Leftrightarrow$ 1 mol de Ti; por tanto la masa teórica de Ti que se forma es

$$3.54 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189.7 \text{ g TiCl}_4} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \times \frac{47.88 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 8.93 \times 10^6 \text{ g Ti}$$

b) Para calcular el porcentaje de la ecuación rendimiento se escribe

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$



Este procedimiento es adecuado porque las materias primas, dióxido de carbono y sulfato de calcio, son menos costosas que el ácido sulfúrico. Para aumentar el rendimiento, se hace que el amoníaco sea el reactivo limitante en la reacción (1) y, el carbonato de amonio, en la reacción (2).

En la siguiente tabla se muestra la composición porcentual en masa de nitrógeno de algunos fertilizantes comunes. La preparación de urea se estudió en el ejemplo 3.15.

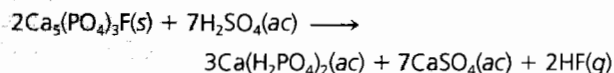
Composición porcentual en masa, de nitrógeno, en cinco fertilizantes comunes

Fertilizante	% de N en masa
NH_3	82.4
NH_4NO_3	35.0
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	21.2
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$	21.2
$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$	46.7

Hay varios factores que influyen en la elección de un fertilizante sobre otros: 1) el costo de las materias

primas necesarias para la obtención del fertilizante; 2) la facilidad de almacenamiento, transporte y empleo; 3) la composición porcentual en masa del elemento que se desea y 4) adaptabilidad del compuesto, es decir, si el compuesto es soluble en agua y si puede ser absorbido rápidamente por las plantas. Al considerar todos estos factores, se encuentra que el NH_4NO_3 es el fertilizante nitrogenado más importante en el mundo, a pesar de que el amoníaco tiene mayor porcentaje de nitrógeno en masa.

Los fertilizantes fosfatados provienen de una roca fosfórica llamada *fluorapatita*, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. La fluorapatita es insoluble en agua, por lo que primero debe convertirse en dihidrógeno fosfato de calcio [$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$], que es soluble en agua:



Para lograr el máximo rendimiento, se hace que la fluorapatita sea el reactivo limitante en esta reacción.

Todas las reacciones que se estudiaron para la preparación de fertilizantes parecen relativamente sencillas; sin embargo, se han hecho muchos esfuerzos para mejorar su rendimiento cambiando algunas condiciones como temperatura, presión, entre otras. Por lo general, los químicos industriales primero producen las reacciones prometedoras en el laboratorio y después las prueban en una planta piloto antes de aplicarlas en forma masiva.

$$\begin{aligned} \text{\% de rendimiento} &= \frac{7.91 \times 10^6 \text{ g}}{8.93 \times 10^6 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 88.6\% \end{aligned}$$

Problemas similares: 3.81, 3.82.

Ejercicio En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones de acero, se puede obtener al hacer reaccionar óxido de vanadio(V) con calcio a temperaturas elevadas:



En un proceso reaccionan $1.54 \times 10^3 \text{ g}$ de V_2O_5 con $1.96 \times 10^3 \text{ g}$ de Ca. a) Calcule el rendimiento teórico de V. b) Calcule el porcentaje de rendimiento si se obtienen 803 g de V.

Por lo general, en los procesos industriales se obtienen grandes cantidades de productos (miles o millones de toneladas). Por esta razón, incluso un pequeño aumento en

el rendimiento puede reducir en forma significativa los costos de producción. Un caso concreto es la manufactura de fertilizantes químicos, analizado en la sección La química en acción.

Ecuaciones clave

$$\text{composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\% \quad (3.1)$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% \quad (3.4)$$

Resumen de hechos y conceptos

1. Las masas atómicas se miden en unidades de masa atómica (uma), una unidad relativa que se basa en un valor exactamente de 12 para el isótopo carbono-12. La masa atómica dada para los átomos de un elemento particular, por lo general, es el promedio de la distribución de los isótopos naturales de ese elemento. La masa molecular de una molécula es la suma de las masas atómicas de los átomos que la constituyen. Tanto la masa atómica como la masa molecular se pueden determinar con exactitud con un espectrómetro de masas.
2. Un mol es el número de Avogadro (6.022×10^{23}) de átomos, moléculas u otras partículas. La masa molar (en gramos) de un elemento o de un compuesto es numéricamente igual a su masa en unidades de masa atómica (uma) y contiene el número de Avogadro de átomos (en el caso de los elementos), de moléculas o de unidades de fórmula simples (en el caso de compuestos iónicos).
3. La composición porcentual en masa de un compuesto es el porcentaje en masa de cada elemento presente. Si se conoce la composición porcentual en masa de un compuesto, es posible deducir su fórmula empírica, y su fórmula molecular, si se conoce su masa molar aproximada.
4. Los cambios químicos, llamados reacciones químicas, se representan mediante ecuaciones químicas. Las sustancias que experimentan un cambio, los reactivos, se escriben del lado izquierdo y las sustancias que se forman, los productos, aparecen del lado derecho de la flecha. Las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, de acuerdo con la ley de la conservación de la masa. El número de átomos de cada tipo de elemento en los reactivos y en los productos debe ser el mismo.
5. La estequiometría es el estudio cuantitativo de los productos y reactivos en una reacción química. Los cálculos estequiométricos se realizan de manera óptima expresando, tanto las cantidades conocidas como las desconocidas, en términos de moles y después, si es necesario, se convierten en otras unidades. Un reactivo limitante es el reactivo que está presente en la menor cantidad estequiométrica; limita la cantidad de producto que se puede formar. La cantidad de producto que se obtiene en una reacción (rendimiento real) puede ser menor que la máxima cantidad posible (rendimiento teórico). La relación de los dos se expresa como porcentaje de rendimiento.

Palabras clave

Cantidad estequiométrica, p. 90
 Composición porcentual en masa, p. 76
 Ecuación química, p. 82
 Estequiometría, p. 87
 Masa atómica, p. 68

Masa molar (M), p. 70
 Masa molecular, p. 72
 Método del mol, p. 87
 Mol, p. 69
 Número de Avogadro (N_A), p. 69

Producto, p. 83
 Reacción química, p. 82
 Reactivo en exceso, p. 90
 Reactivo limitante, p. 90
 Reactivo, p. 83
 Rendimiento porcentual, p. 93

Rendimiento real, p. 93
 Rendimiento teórico, p. 93
 Unidades de masa atómica (uma), p. 68

Preguntas y problemas

Masa atómica

Preguntas de repaso

- 3.1 ¿Qué es una unidad de masa atómica? ¿Por qué es necesaria la introducción de dicha unidad?
- 3.2 ¿Cuál es la masa (en uma) del átomo de carbono-12? ¿Por qué la masa del carbono aparece como 12.01 uma en la tabla periódica de la portada interior de este libro?
- 3.3 Explique, claramente, el significado del enunciado “la masa atómica del oro es 197.0 uma”.
- 3.4 ¿Qué información se necesita para calcular la masa atómica promedio de un elemento?

Problemas

- 3.5 Las masas atómicas de $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75.53%) y $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24.47%) son 34.968 uma y 36.956 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del cloro. Los porcentajes entre paréntesis indican la abundancia relativa.
- 3.6 Las masas atómicas de ^6_3Li y ^7_3Li son 6.0151 uma y 7.0160 uma, respectivamente. Calcule la abundancia natural de estos dos isótopos. La masa atómica promedio del Li es 6.941 uma.
- 3.7 ¿Cuál es la masa (en gramos) de 13.2 uma?
- 3.8 ¿Cuántas uma existen en 8.4 g?

Masa molar y número de Avogadro

Preguntas de repaso

- 3.9 Defina el término “mol”. ¿Cuál es la unidad de mol en los cálculos? ¿Qué tiene en común el mol con el par, la docena y la gruesa? ¿Qué representa el número de Avogadro?
- 3.10 ¿Cuál es la masa molar de un átomo? ¿Cuáles son las unidades comúnmente utilizadas para masa molar?

Problemas

- 3.11 La población mundial es aproximadamente de 6.5 miles de millones. Suponga que cada persona sobre la Tierra participa en un proceso de contar partículas idénticas a una velocidad de dos partículas por segundo. ¿Cuántos años llevaría contar 6.0×10^{23} partículas? Suponga años de 365 días.
- 3.12 El grosor de una hoja de papel es 0.0036 pulgadas. Considere que cierto libro tiene el número de Avogadro de hojas; calcule el grosor de dicho libro en años-luz. (*Sugerencia:* Véase problema 1.47 para la definición de año-luz.)
- 3.13 ¿Cuántos átomos hay en 5.10 moles de azufre (S)?
- 3.14 ¿Cuántos moles de átomos de cobalto (Co) hay en 6.00×10^9 (6 000 millones) de átomos de Co?
- 3.15 ¿Cuántos moles de átomos de calcio (Ca) hay en 77.4 g de Ca?
- 3.16 ¿Cuántos gramos de oro (Au) hay en 15.3 moles de Au?
- 3.17 ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de cada uno de los siguientes elementos? a) Hg, b) Ne.

- 3.18 ¿Cuál es la masa en gramos de un solo átomo de cada uno de los siguientes elementos? a) As, b) Ni
- 3.19 ¿Cuál es la masa en gramos de 1.00×10^{12} átomos de plomo (Pb)?
- 3.20 ¿Cuántos átomos están presentes en 3.14 g de cobre (Cu)?
- 3.21 ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene más átomos: 1.10 g de átomos de hidrógeno o 14.7 g de átomos de cromo?
- 3.22 ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor masa: 2 átomos de plomo o 5.1×10^{-23} moles de helio.

Masa molecular

Problemas

- 3.23 Calcule la masa molecular (en uma) de cada una de las siguientes sustancias: a) CH_4 , b) NO_2 , c) SO_3 , d) C_6H_6 , e) NaI , f) K_2SO_4 , g) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 3.24 Calcule la masa molar de cada una de las siguientes sustancias: a) Li_2CO_3 , b) CS_2 , c) CHCl_3 (cloroformo), d) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ (ácido ascórbico, o vitamina C), e) KNO_3 , f) Mg_3N_2 .
- 3.25 Calcule la masa molar de un compuesto si 0.372 moles de él tienen una masa de 152 g.
- 3.26 ¿Cuántas moléculas de etano (C_2H_6) están presentes en 0.334 g de C_2H_6 ?
- 3.27 Calcule el número de átomos de C, H y O en 1.50 g de azúcar glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- 3.28 La urea [$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$] se utiliza, entre otras cosas, como fertilizante. Calcule el número de átomos de N, C, O e H en 1.68×10^4 g de urea.
- 3.29 Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretadas por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para aparearse. Una feromona tiene la fórmula molecular $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$. Normalmente, la cantidad de esta feromona secretada por un insecto hembra es alrededor de 1.0×10^{-12} g. ¿Cuántas moléculas hay en esta cantidad?
- 3.30 La densidad del agua es 1.00 g/mL a 4°C. ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2.56 mL de agua a dicha temperatura?

Espectrometría de masas

Preguntas de repaso

- 3.31 Describa cómo funciona un espectrómetro de masas.
- 3.32 Describa cómo podría determinar la abundancia isotópica de un elemento a partir de su espectro de masas.

Problemas

- 3.33 El carbono tiene dos isótopos estables, ^{12}C y ^{13}C mientras que el flúor tiene sólo un isótopo estable, ^{19}F . ¿Cuántas señales esperaría observar en el espectro de masas del ion positivo CF_4^+ ? Suponga que dicho ion no se rompe en fragmentos más pequeños.

3.34 El hidrógeno tiene dos isótopos estables, ^1_1H y ^2_1H , mientras que el azufre tiene cuatro isótopos estables, $^{32}_{16}\text{S}$, $^{33}_{16}\text{S}$, $^{34}_{16}\text{S}$ y $^{36}_{16}\text{S}$. ¿Cuántas señales esperaría observar en el espectro de masas del ion positivo sulfuro de hidrógeno $\text{H}_2\text{S}^{+?}$ Suponga que el ion no se descompone en fragmentos más pequeños.

Composición porcentual y fórmulas químicas

Preguntas de repaso

- 3.35** Utilice el amoníaco (NH_3) para explicar el significado de la composición porcentual en masa de un compuesto.
- 3.36** Describa cómo el conocimiento de la composición porcentual en masa de un compuesto desconocido puede ayudar a su identificación.
- 3.37** ¿Cuál es el significado de la palabra “empírica” en el término fórmula empírica?
- 3.38** Si se conoce la fórmula empírica de un compuesto, ¿cuál otra información adicional se necesita para determinar su fórmula molecular?

Problemas

- 3.39** El estaño (Sn) existe en la corteza terrestre como SnO_2 . Calcule la composición porcentual en masa de Sn y de O en el SnO_2 .
- 3.40** Durante muchos años se utilizó el cloroformo (CHCl_3) como anestésico de inhalación a pesar de ser también una sustancia tóxica que puede dañar el hígado, los riñones y el corazón. Calcule la composición porcentual en masa de este compuesto.
- 3.41** El alcohol cinámico se utiliza principalmente en perfumería, en especial en jabones y cosméticos. Su fórmula molecular es $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$. a) Calcule la composición porcentual en masa de C, H y O del alcohol cinámico. b) ¿Cuántas moléculas de alcohol cinámico están presentes en una muestra de 0.469 g?
- 3.42** Todas las sustancias que aparecen a continuación se utilizan como fertilizantes, que contribuyen a la nitrogenación del suelo. ¿Cuál de ellas representa una mejor fuente de nitrógeno, de acuerdo con su composición porcentual en masa?
 - a) Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
 - b) Nitrato de amonio, NH_4NO_3
 - c) Guanidina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$
 - d) Amoníaco, NH_3
- 3.43** La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: C: 44.4%; H: 6.21%; S: 39.5%; O: 9.86%. Calcule su fórmula empírica. ¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molar es alrededor de 162 g?
- 3.44** El peroxiacilnitrato (PAN) es uno de los componentes del smog. Está formado por C, H, N y O. Determine la composición porcentual de oxígeno y la fórmula empírica, a partir de la siguiente composición porcentual en masa: 19.8% de C, 2.50 % de H y 11.6% de N.
- 3.45** La fórmula de la herrumbre se puede representar como Fe_2O_3 . ¿Cuántas moles de Fe están presentes en 24.6 g del compuesto?

- 3.46** ¿Cuántos gramos de azufre (S) se necesitan para reaccionar completamente con 246 g de mercurio (Hg) para formar HgS ?
- 3.47** Calcule la masa en gramos de yodo (I_2) que reaccionará completamente con 20.4 g de aluminio (Al) para formar yoduro de aluminio (AlI_3).
- 3.48** Frecuentemente se agrega fluoruro de estaño(II) (SnF_2) a los dentífricos como un ingrediente para evitar las caries. ¿Cuál es la masa de F en gramos que existe en 24.6 g de este compuesto?
- 3.49** ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tiene la siguiente composición? a) 2.1% de H, 65.3% de O y 32.6% de S, b) 20.2% de Al y 79.8% de Cl.
- 3.50** ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tiene la siguiente composición? a) 40.1 % de C, 6.6% de H y 53.3% de O, b) 18.4% de C, 21.5% de N y 60.1 % de K.
- 3.51** La masa molar de la cafeína es 194.19 g. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína, $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$ o bien $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$?
- 3.52** Se sospecha que el glutamato monosódico (MSG), saborizante de alimentos, es el causante del “síndrome del restaurante chino”, ya que puede causar dolores de cabeza y del pecho. El MSG tiene la siguiente composición porcentual en masa: 35.51% de C, 4.77% de H, 37.85% de O, 8.29% de N y 13.60% de Na. Si su masa molar es 169 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

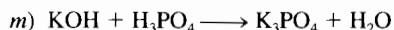
Reacciones químicas y ecuaciones químicas

Preguntas de repaso

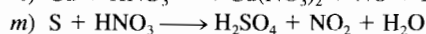
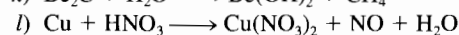
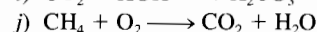
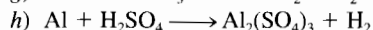
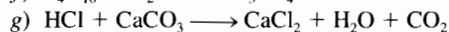
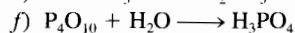
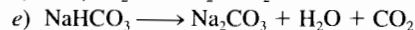
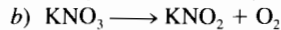
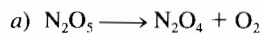
- 3.53** Utilice la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno para explicar los siguientes términos: reacción química, reactivo, producto.
- 3.54** ¿Cuál es la diferencia entre una reacción química y una ecuación química?
- 3.55** ¿Por qué se debe hacer el balance de una ecuación química? ¿Qué ley se obedece con este procedimiento?
- 3.56** Escriba los símbolos que se utilizan para representar un gas, un líquido, un sólido y la fase acuosa en las ecuaciones químicas.

Problemas

- 3.57** Haga el balance de las siguientes ecuaciones, utilizando el método descrito en la sección 3.7:
 - a) $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}$
 - b) $\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$
 - c) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{HBr}$
 - d) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$
 - e) $\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{MgO}$
 - f) $\text{O}_3 \longrightarrow \text{O}_2$
 - g) $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 - h) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
 - i) $\text{Zn} + \text{AgCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Ag}$
 - j) $\text{S}_8 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$
 - k) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - l) $\text{Cl}_2 + \text{NaI} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2$



3.58 Haga el balance de las siguientes ecuaciones, utilizando el método descrito en la sección 3.7:



Cantidades de reactivos y productos

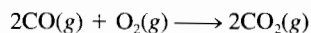
Preguntas de repaso

3.59 ¿En qué ley se basa la estequiometría? ¿Por qué es importante emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos?

3.60 Describa los pasos implicados en el método del mol.

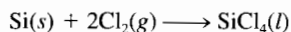
Problemas

3.61 Considere la combustión del monóxido de carbono (CO) en oxígeno gaseoso:



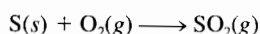
Si la reacción se inicia con 3.60 moles de CO, calcule el número de moles de CO₂ que se producen si hay suficiente oxígeno para reaccionar con todo el CO.

3.62 El tetracloruro de silicio (SiCl₄) se puede preparar por calentamiento de Si en cloro gaseoso:



En una reacción se producen 0.507 mol de SiCl₄. ¿Cuántos moles de cloro molecular se utilizaron en la reacción?

3.63 La producción anual de dióxido de azufre, como resultado de la combustión de carbón, de combustibles fósiles, de los escapes de los automóviles y otras fuentes es, aproximadamente, de 26 millones de toneladas. La ecuación para la reacción es



¿Qué cantidad de azufre, presente en los materiales originales, produce esta cantidad de SO₂?

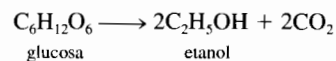
3.64 Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO₃) libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. a) Escriba una ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es Na₂CO₃). b) Calcule la masa de NaHCO₃ que se requiere para producir 20.5 g de CO₂.

3.65 Cuando el cianuro de potasio (KCN) reacciona con ácidos, se desprende un gas venenoso, mortal, el cianuro de hidrógeno (HCN). La ecuación es la siguiente:



Calcule la cantidad de HCN en gramos que se formará si una muestra de 0.140 g de KCN se trata con un exceso de HCl.

3.66 La fermentación es un proceso químico complejo que se utiliza en la manufactura de los vinos, en el que la glucosa se convierte en etanol y dióxido de carbono:



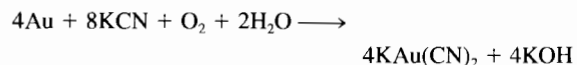
Si se empieza con 500.4 g de glucosa, ¿cuál es la máxima cantidad de etanol, en gramos y en litros, que se obtendrá por medio de este proceso? (Densidad del etanol = 0.789 g/mL.)

3.67 Cada unidad de sulfato de cobre(II) está asociada con cinco moléculas de agua en el compuesto cristalino sulfato de cobre(II) pentahidratado (CuSO₄ · 5H₂O). Cuando este compuesto se calienta en aire por encima de 100°C pierde las moléculas de agua y también su color azul:



Si restan 9.60 g de CuSO₄ después de calentar 15.01 g del compuesto azul, calcule el número de moles de H₂O que había originalmente en el compuesto.

3.68 Durante muchos años, la recuperación del oro, es decir, la separación del oro de otros materiales, implicó el uso de cianuro de potasio:

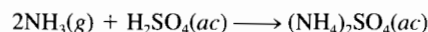


¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29.0 g (alrededor de una onza) de oro?

3.69 La piedra caliza (CaCO₃) se descompone, por calentamiento, en cal viva (CaO) y dióxido de carbono. Calcule cuántos gramos de cal viva se pueden producir a partir de 1.0 kg de piedra caliza.

3.70 El óxido nitroso (N₂O) también se llama “gas hilarante”. Se puede preparar por la descomposición térmica de nitrato de amonio (NH₄NO₃). El otro producto es agua. a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción. b) ¿Cuántos gramos de N₂O se formarán si se utilizan 0.46 mol de NH₄NO₃ para la reacción?

3.71 El fertilizante sulfato de amonio [(NH₄)₂SO₄] se prepara mediante la reacción entre amoníaco (NH₃) y ácido sulfúrico:



¿Cuántos kg de NH_3 se necesitan para producir 1.00×10^5 kg de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

- 3.72 Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio (KClO_3). Suponiendo que la descomposición es completa, calcule el número de gramos de O_2 gaseoso que se obtendrá a partir de 46.0 g de KClO_3 . (Los productos son KCl y O_2 .)

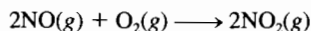
Reactivo limitante

Preguntas de repaso

- 3.73 Defina reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es la importancia del reactivo limitante para la predicción de la cantidad de producto que se obtiene en una reacción? ¿Puede haber reactivo limitante en el caso de que sólo haya un reactivo presente?
- 3.74 Proporcione un ejemplo de la vida diaria que ejemplifique el concepto de reactivo limitante.

Problemas

- 3.75 El óxido nítrico (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno (NO_2), un gas café oscuro:



En un experimento se mezclaron 0.886 mol de NO con 0.503 mol de O_2 . Calcule cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcule también el número de moles de NO_2 producido.

- 3.76 La disminución del ozono (O_3) en la estratosfera ha sido tema de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el óxido nítrico (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a alturas elevadas. La reacción es



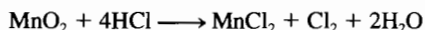
Si 0.740 g de O_3 reaccionan con 0.670 g de NO , ¿cuántos gramos de NO_2 se producirán? ¿Cuál compuesto es el reactivo limitante? Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

- 3.77 El propano (C_3H_8) es un componente del gas natural y se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica. a) Haga el balance de la siguiente ecuación, que representa la combustión del propano en el aire:



b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3.65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo en exceso en esta reacción.

- 3.78 Considere la reacción



Si reaccionan 0.86 mol de MnO_2 y 48.2 g de HCl , ¿cuál de los reactivos se consumirá primero? ¿Cuántos gramos de Cl_2 se producirán?

Rendimiento de reacción

Preguntas de repaso

- 3.79 ¿Por qué el rendimiento de una reacción está determinado únicamente por la cantidad de reactivo limitante?
- 3.80 ¿Por qué el rendimiento real de una reacción casi siempre es menor que el rendimiento teórico?

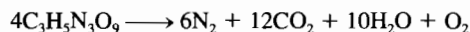
Problemas

- 3.81 El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción



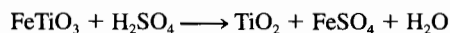
En un proceso, se tratan 6.00 kg de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 2.86 kg de HF . Calcule el porcentaje de rendimiento de HF .

- 3.82 La nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar por



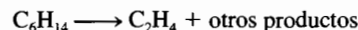
Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La velocidad de formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión. a) ¿Cuál es la máxima cantidad de O_2 en gramos que se obtendrá a partir de 2.00×10^2 g de nitroglicerina? b) Calcule el porcentaje de rendimiento de esta reacción si se encuentra que la cantidad de O_2 producida fue de 6.55 g.

- 3.83 El óxido de titanio(IV) (TiO_2) es una sustancia blanca que se produce por la reacción de ácido sulfúrico con el mineral ilmenita (FeTiO_3):



Sus propiedades de opacidad y no toxicidad lo hacen una sustancia idónea para pigmentos de plásticos y pinturas. En un proceso, 8.00×10^3 kg de FeTiO_3 produjeron 3.67×10^3 kg de TiO_2 . ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

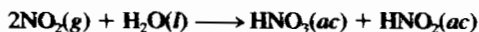
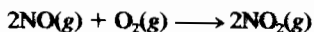
- 3.84 El etileno (C_2H_4), un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano (C_6H_{14}) a 800°C :



Si el rendimiento de la producción de etileno es 42.5%, ¿qué masa de hexano se debe utilizar para producir 481 g de etileno?

Problemas adicionales

- 3.85 El ácido nítrico se produce industrialmente mediante el proceso de Ostwald, se representa con las siguientes ecuaciones:

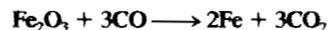


¿Qué masa de NH_3 (en g) se debe utilizar para producir 1.00 tonelada de HNO_3 de acuerdo con el procedimiento anterior, suponga un porcentaje de rendimiento de 80% en cada uno de los pasos (1 ton = 2 000 libras, 1lb = 453.6 g.)

- 3.86 Una muestra de un compuesto de Cl y O reacciona con un exceso de H_2 para formar 0.233 g de HCl y 0.403 g de H_2O . Determine la fórmula empírica del compuesto.
- 3.87 La masa atómica de un elemento X es 33.42 uma. Una muestra de 27.22 g de X se combina con 84.10 g de otro elemento, Y, para formar un compuesto XY. Calcule la masa atómica de Y.
- 3.88 ¿Cuántos moles de O se necesitan para combinarse con 0.212 mol de C para formar a) CO y b) CO_2 ?
- 3.89 Una investigadora utilizó un espectrómetro de masas para estudiar los dos isótopos de un elemento. Después de un tiempo, registró un cierto número de espectros de masas de dichos isótopos. Al hacer el análisis, observó que la relación entre la señal más alta (el isótopo más abundante) y la más baja (el isótopo menos abundante) se incrementaba gradualmente con el tiempo. Suponiendo que el espectrómetro de masas funciona normalmente, ¿cuál se podría pensar que fuera la causa de este cambio?
- 3.90 El sulfato de aluminio hidratado $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}]$ contiene 8.20% en masa de Al. Calcule x, es decir, el número de moléculas de agua asociadas con cada unidad de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 3.91 El gas mostaza ($\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2\text{S}$) es un gas venenoso que se utilizó durante la Primera Guerra Mundial y posteriormente se prohibió su uso. Causa la destrucción general de los tejidos corporales, lo que tiene como resultado la aparición de ampollas. No hay un antídoto efectivo contra él. Calcule la composición porcentual en masa de los elementos del gas mostaza.
- 3.92 El quilate es la unidad de masa que utilizan los joyeros. Un quilate es exactamente igual a 200 mg. ¿Cuántos átomos de carbono están presentes en un diamante de 24 quilates?
- 3.93 Una barra de hierro pesó 664 g. Después de que la barra se deja a la intemperie durante un mes, exactamente una octava parte del hierro se ha convertido en herrumbre (Fe_2O_3). Calcule la masa final del hierro y de la herrumbre.
- 3.94 Cierta óxido metálico tiene la fórmula MO, en donde M representa al metal. Una muestra de 39.46 g del compuesto se calienta fuertemente bajo una atmósfera de hidrógeno, para eliminar el oxígeno en forma de moléculas de agua. Al final, quedan 31.70 g del metal. Si el O tiene una masa atómica de 16.00 uma, calcule la masa atómica de M e identifique el elemento.
- 3.95 Una muestra impura de zinc (Zn) se trata con un exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4) para formar sulfato de zinc (ZnSO_4) e hidrógeno molecular (H_2). a) Escriba una ecuación ba-

lanceada para la reacción. b) Si se obtienen 0.0764 g de H_2 a partir de 3.86 g de la muestra, calcule el porcentaje de pureza de la muestra. c) ¿Qué suposiciones se deben hacer en el inciso b)?

- 3.96 Una de las reacciones que se llevan a cabo en un alto horno donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es



Suponga que se obtienen 1.64×10^3 kg de Fe a partir de una muestra de 2.62×10^3 kg de Fe_2O_3 . Suponiendo que la reacción llegue a completarse, ¿cuál es el porcentaje de pureza del Fe_2O_3 en la muestra original?

- 3.97 El dióxido de carbono (CO_2) es el compuesto gaseoso principal responsable del calentamiento del planeta (efecto invernadero). La combustión de los combustibles fósiles es la causa principal del incremento de la concentración de CO_2 en la atmósfera. El dióxido de carbono también es el producto final del metabolismo (véase ejemplo 3.14). Utilizando la glucosa como ejemplo de un alimento, calcule la producción anual de CO_2 en gramos, suponiendo que cada persona consume 5.0×10^2 g de glucosa diariamente. La población mundial es de 6 500 millones y hay 365 días por año.
- 3.98 Los carbohidratos son compuestos que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno, en los que la relación entre el hidrógeno y el oxígeno es 2:1. Cierta carbohidrato contiene 40.0% en masa de carbono. Calcule la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto si su masa molar aproximada es de 178 g.
- 3.99 ¿En dónde hay mayor cantidad de masa: en 0.72 g de O_2 o en 0.0011 mol de clorofila ($\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{MgN}_4\text{O}_5$)?
- 3.100 El análisis de un cloruro metálico XCl_3 mostró que contiene 67.2% en masa de Cl. Calcule la masa molar de X e identifique el elemento.
- 3.101 La hemoglobina ($\text{C}_{2952}\text{H}_{4664}\text{N}_{812}\text{O}_{832}\text{S}_8\text{Fe}_4$) es la que transporta el oxígeno en la sangre. a) Calcule su masa molar. b) En promedio, un adulto tiene alrededor de 5.0 L de sangre. Cada mililitro de sangre contiene aproximadamente 5.0×10^9 eritrocitos, o células rojas de la sangre y cada una de estas células contiene alrededor de 2.8×10^8 moléculas de hemoglobina. Calcule la masa de moléculas de hemoglobina en gramos que tiene un adulto, en promedio.
- 3.102 La mioglobina almacena oxígeno para los procesos metabólicos en los músculos. Su análisis químico muestra que contiene 0.34% en masa de Fe. ¿Cuál es la masa molar de la mioglobina? (Sólo hay un átomo de Fe por molécula.)
- 3.103 Calcule el número de cationes y aniones en cada uno de los siguientes compuestos: a) 8.38 g de KBr, b) 5.40 g de Na_2SO_4 , c) 7.45 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 3.104 Una muestra que contiene NaCl, Na_2SO_4 y NaNO_3 muestra el siguiente análisis elemental: Na: 32.08%; O: 36.01%; Cl: 19.51%. Calcule el porcentaje en masa de cada compuesto en la muestra.
- 3.105 a) Se puede utilizar la espectrometría de masas para identificar las fórmulas de moléculas cuyas masas son pequeñas. Para demostrar esto identifique la molécula que explica mejor la observación de un espectro de masas con las si-

- guientes señales: 16 uma, 17 uma, 18 uma y 64 uma. b) Observe que hay dos moléculas (entre otras) que generarían una señal a 44 uma, son: C_3H_8 y CO_2 . En estos casos un químico trataría de buscar otras señales generadas cuando algunas moléculas se rompen en fragmentos menores en el espectrómetro. Por ejemplo, si un químico observa una señal a 44 uma y también una a 15 uma, ¿cuál molécula produce la señal en 44 uma? ¿Por qué? c) Utilizando las siguientes masas atómicas: 1H (1.00797 uma), ^{12}C (12.00000 uma) y ^{16}O (15.99491 uma), ¿con qué precisión se pueden medir las masas de C_3H_8 y CO_2 , para diferenciarlas?
- 3.106** Calcule la composición porcentual en masa de todos los elementos del fosfato de calcio $[Ca_3(PO_4)_2]$, principal constituyente de los huesos.
- 3.107** La lisina, un aminoácido esencial en el cuerpo humano, contiene C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2.175 g de lisina produjo 3.94 g de CO_2 y 1.89 g de H_2O . En un experimento diferente, 1.873 g de lisina produjeron 0.436 g de NH_3 . a) Calcule la fórmula empírica de la lisina. b) La masa molar aproximada de la lisina es 150 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- 3.108** ¿Un gramo de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que 1 g de átomos de hidrógeno?
- 3.109** Algunas veces se ha descrito el número de Avogadro como un factor de conversión entre uma y gramos. Utilice el átomo de flúor (19.00 uma) como ejemplo para mostrar la relación entre la unidad de masa atómica y el gramo.
- 3.110** La abundancia natural de los dos isótopos estables del hidrógeno (hidrógeno y deuterio) es 1H : 99.985% e 2H : 0.015%. Suponga que el agua puede existir como H_2O y como D_2O . Calcule el número de moléculas de D_2O que están presentes exactamente en 400 mL de agua. (Densidad = 1.00 g/mL.)
- 3.111** En el espectrómetro de masas se examinó un compuesto que sólo contiene C, H y Cl. La señal de mayor masa corresponde a un ion de masa 52 uma. La señal de la masa más abundante corresponde a un ion de masa 50 uma y es casi tres veces más intensa que la señal de 52 uma. Deduzca una fórmula molecular razonable para el compuesto y explique la posición e intensidad de la masa de las señales mencionadas. (Sugerencia: El cloro es el único elemento que presenta isótopos de abundancia comparable: ^{35}Cl : 75.5%; ^{37}Cl : 24.5%. Para el H, utilice 1H y para el C, ^{12}C .)
- 3.112** Se encontró que para la formación de monóxido de carbono, CO, 2.445 g de carbono se combinan con 3.257 g de oxígeno. ¿Cuál es la masa atómica del oxígeno, si la masa atómica del carbono es 12.01 uma?
- 3.113** ¿Qué relación molar resultaría entre cloro molecular (Cl_2) y oxígeno molecular (O_2) por la descomposición del compuesto Cl_2O_7 en los elementos que lo forman?
- 3.114** ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene la mayor masa de cloro? a) 5.0 g de Cl_2 , b) 60.0 g de $NaClO_3$, c) 0.10 mol de KCl, d) 30.0 g de $MgCl_2$, e) 0.50 mol de Cl_2 .
- 3.115** La potasa es cualquier mineral de potasio que se utiliza por su contenido de potasio. La mayoría de la potasa que se produce en Estados Unidos se utiliza en fertilizantes. Las principales fuentes de potasa son el cloruro de potasio (KCl) y el sulfato de potasio (K_2SO_4). La producción de potasa se especifica, con frecuencia, como el equivalente de óxido de potasio (K_2O) o como la cantidad de K_2O que se podría producir a partir de un determinado mineral. a) Si el costo de KCl es 0.055 dólares por kg, ¿a qué precio (dólares por kg) debe venderse el K_2SO_4 para obtener la misma cantidad de potasio por dólar? b) ¿Qué masa (en kg) de K_2O contiene el mismo número de moles de átomos de potasio que 1.00 kg de KCl?
- 3.116** El platino forma dos compuestos diferentes con el cloro. Uno de ellos contiene 26.7% en masa de Cl y el otro, 42.1% en masa de Cl. Determine la fórmula empírica de cada uno de los dos compuestos.
- 3.117** Al calentar 2.40 g del óxido del metal X (masa molar de X = 55.9 g/mol) con monóxido de carbono (CO) se obtiene el metal puro y dióxido de carbono. La masa del metal que se obtuvo fue 1.68 g. A partir de estos datos, demuestre que la fórmula más sencilla del óxido es X_2O_3 y escriba una ecuación balanceada para la reacción.
- 3.118** Un compuesto X contiene 63.3% de manganeso (Mn) y 36.7% de O en masa. Cuando X se calienta, se desprende oxígeno gaseoso y se obtiene un nuevo compuesto Y que contiene 72.0% de Mn y 28.0% de O. a) Determine la fórmula empírica de X y de Y. b) Escriba una ecuación balanceada para la conversión de X en Y.
- 3.119** La fórmula del cloruro de bario hidratado es $BaCl_2 \cdot xH_2O$. Si 1.936 g del compuesto producen 1.864 g de $BaSO_4$ anhidro cuando se trata con ácido sulfúrico, calcule el valor de x.
- 3.120** Se ha calculado que durante la erupción del Monte Santa Elena (el 18 de mayo de 1980) se emitieron a la atmósfera alrededor de 4.0×10^5 toneladas de SO_2 . Si todo el SO_2 se convirtiera en ácido sulfúrico, ¿cuántas toneladas de H_2SO_4 se producirían?
- 3.121** Una mezcla de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ y $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ se calienta hasta que se elimina toda el agua. Si 5.020 g de la mezcla produjeron 2.988 g de las sales anhidras, ¿cuál es el porcentaje en masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ en la mezcla?
- 3.122** Cuando se calientan 0.273 g de Mg a altas temperaturas, bajo una atmósfera de nitrógeno (N_2), ocurre una reacción química. El producto de la reacción pesa 0.378 g. Calcule la fórmula empírica del compuesto que contiene Mg y N. Nombre dicho compuesto.
- 3.123** Una mezcla de metano (CH_4) y etano (C_2H_6), con una masa total de 13.43 g, se quema completamente en oxígeno. Si la masa total de CO_2 y H_2O que se produce es 64.84 g, calcule la fracción de CH_4 en la mezcla.
- 3.124** La gasolina con plomo contiene un aditivo que funciona como "antidetonante". El análisis de este aditivo mostró que contiene carbono, hidrógeno y plomo (Pb) (de aquí el nombre de "gasolina con plomo"). Cuando se quemaron 51.36 g de este compuesto en un aparato como el que se muestra en la figura 3.5, se produjeron 55.90 g de CO_2 y 28.61 g de H_2O . Determine la fórmula empírica del aditivo de la gasolina.
- 3.125** Debido a su efecto nocivo para la atmósfera, recientemente se reemplazó el compuesto de plomo descrito en el problema 3.124 por el éter metil terbutílico (MTBE) (un compuesto de C, H y O), que mejora la eficiencia de la gasolina. (En 1999 también se suspendió el uso de este compuesto ya que es un contaminante del agua potable.) Cuando se

- queman 12.1 g de este compuesto en un aparato como el que se muestra en la figura 3.5, se forman 30.2 g de CO_2 y 14.8 g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica de dicho compuesto?
- 3.126** Suponga que se tiene un cubo hecho de magnesio metálico (Mg), cuyos lados miden 1.0 cm. *a*) Calcule el número de átomos de Mg en el cubo. *b*) Los átomos tienen una forma esférica. En consecuencia, los átomos de Mg en dicho cubo no pueden llenar todo el espacio. Si solamente el 74% del interior del cubo está ocupado por átomos de Mg, calcule el radio de un átomo de Mg, en picómetros. (La densidad del Mg es 1.74 g/cm^3 y el volumen de una esfera de radio r es $\frac{4}{3}\pi r^3$.)
- 3.127** Cierta muestra de carbón contiene 1.6% en masa de azufre. Cuando se quema el carbón, el azufre se convierte en dióxido de azufre. Para evitar la contaminación del aire, el dióxido de azufre se trata con óxido de calcio (CaO) para formar sulfito de calcio (CaSO_3). Calcule la masa de CaO (en kilogramos) que necesita diariamente una planta de energía que utiliza $6.60 \times 10^6 \text{ kg}$ de carbón al día.
- 3.128** El aire es una mezcla de muchos gases. Sin embargo, para calcular su “masa molar” solamente es necesario considerar a sus tres componentes principales: nitrógeno, oxígeno y argón. Si se considera que un mol de aire a nivel del mar está formado por 78.08% de nitrógeno, 20.95% de oxígeno y 0.97% de argón, ¿cuál es la masa molar del aire?
- 3.129** La longitud de los lados de un dado es de 1.5 cm. *a*) ¿Cuál es el volumen de un dado? *b*) Suponiendo que un mol de dados se puede empacar de tal forma que hagan contacto unos con otros, formando pilas de capas que cubran totalmente la superficie terrestre, calcule la altura, en metros, del espesor de la capa. [El radio (r) terrestre es 6 371 km y el área de una esfera es $4\pi r^2$.]
- 3.130** El siguiente método es una forma rudimentaria pero efectiva para calcular la *magnitud* del número de Avogadro utilizando ácido esteárico ($\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$). Cuando se agrega ácido esteárico al agua, sus moléculas se quedan en la superficie y forman una monocapa, es decir, la capa tiene solamente una molécula de espesor. El área medida de la sección transversal de cada molécula de ácido esteárico es de 0.21 nm^2 . En un experimento se encontró que se necesitaron $1.4 \times 10^{-4} \text{ g}$ de ácido esteárico para formar la monocapa sobre el agua, en un recipiente de 20 cm de diámetro. Con base en estas mediciones, ¿cuál es el número de Avogadro? (El área de un círculo de radio r es πr^2 .)
- 3.131** El octano (C_8H_{18}) es uno de los componentes de la gasolina. Su combustión completa produce CO_2 y H_2O . La combustión incompleta produce CO y H_2O , lo que no solamente reduce la eficiencia del motor que utiliza el combustible, sino que también es tóxico. En cierta prueba, se quemó 1.000 galón de octano en un motor. La masa total de CO, CO_2 y H_2O que se produjo fue de 11.53 kg. Calcule la eficiencia del proceso, es decir, calcule la fracción de octano que se convierte en CO_2 . La densidad del octano es 2.650 kg/galón .
- 3.132** Industrialmente, el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano gaseoso (C_3H_8) con vapor a una temperatura alrededor de 400°C . Los productos son monóxido de carbono (CO) e hidrógeno gaseoso (H_2). *a*) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. *b*) ¿Cuántos kilogramos de H_2 se pueden obtener a partir de $2.84 \times 10^3 \text{ kg}$ de propano?

Respuestas a los ejercicios

- 3.1** 10.81 uma. **3.2** 3.59 moles. **3.3** $2.57 \times 10^3 \text{ g}$. **3.4** 8.49×10^{21} átomos de K. **3.5** 32.04 uma. **3.6** 1.66 moles. **3.7** 5.81×10^{24} átomos de H. **3.8** H: 2.055%; S: 32.69%; O: 62.25%. **3.9** KMnO_4 (permanganato de potasio). **3.10** 196 g. **3.11** B_2H_6 . **3.12** $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$. **3.13** *a*) 0.508 mol, *b*) 2.21 g. **3.14** 235 g. **3.15** *a*) 234 g, *b*) 234 g. **3.16** *a*) 863 g, *b*) 93.0%.