

## CAPÍTULO 6

# Estequiometría: relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química

*Facundo Barraqué y Virginia Vetere*

En este capítulo estudiaremos un tema central de gran aplicación en diferentes ámbitos, como la industria, distintas disciplinas científicas y la vida cotidiana. Conocer y distinguir la naturaleza de los procesos físicos y químicos, estudiar las características de las reacciones químicas, representarlas simbólicamente y establecer relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en ellas, forman parte de los objetivos de este apartado.

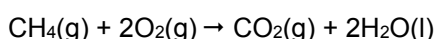
### Lectura inicial

#### La naturaleza de los procesos químicos

Cotidianamente somos espectadores de fenómenos y procesos de la naturaleza que despiertan nuestra curiosidad y suscitan preguntas. Basta con contemplar la lluvia para intuir que en la atmósfera se produjo un cambio en la materia. La síntesis de proteínas o la obtención de energía mediante los alimentos que ingerimos con la dieta forman parte de un sinnúmero de reacciones que están continuamente ocurriendo en nuestro cuerpo (Lehninger y col., 2005). Existen muchos otros procesos, que se producen por la intervención de los humanos y que también son muy importantes para nuestra vida y el desarrollo de la sociedad. En definitiva, muchos de los sucesos que experimentamos en lo cotidiano son consecuencia de algún proceso químico o físico particular. Es importante diferenciar las características asociadas a las transformaciones físicas y a las químicas, estudiadas en el capítulo 2.

Como hemos visto, en los procesos físicos no hay cambios en la composición de la materia. Por ejemplo, la modificación del estado de agregación de una sustancia no involucra la ruptura de enlaces químicos. La solidificación del agua en nuestros congeladores o la sublimación de la naftalina que se utiliza para proteger la ropa de las polillas, son ejemplos de transformaciones físicas. La composición química de estas sustancias, agua o naftalina, es la misma en cualquiera de sus estados de agregación.

Por otro lado, los procesos químicos, de los que nos ocuparemos en este capítulo, involucran la transformación de la materia a través del reacomodamiento de los átomos que la constituyen. Por ejemplo, en la combustión del metano, componente principal del gas natural, empleada entre otras cosas para calefaccionar los ambientes, se produce una reacción química entre este gas y el oxígeno del aire, para producir dióxido de carbono, gaseoso, y agua líquida. En este tipo de procesos las sustancias de partida (metano y oxígeno), a las que denominaremos **reactivos**, se combinan, rompiendo sus enlaces y generando otros, para dar lugar a nuevas sustancias llamadas **productos** (dióxido de carbono y agua). Estas transformaciones pueden simbolizarse a través de lo que se denominan **ecuaciones químicas**, que son una forma simple y sintética de representar los procesos químicos. Por ejemplo, la ecuación química que representa la combustión completa del metano es:



Todas las reacciones químicas deben cumplir con un principio fundamental, la **ley de conservación de la masa**, descubierta por el científico francés Antoine-Laurent de Lavoisier, de quien hemos hablado en el capítulo 1. En 1789, Lavoisier expresó en su libro Tratado Elemental de Química: “Podemos asentar como axioma incontrovertible que, en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento”. De este modo, la masa total de las sustancias presentes antes de que una reacción química ocurra debe ser igual a la masa total de las sustancias que se encuentran al final del proceso. Esto se ve reflejado en la ecuación química que representa la combustión del metano, donde podemos observar que el número de átomos de cada elemento antes y después de la reacción es el mismo. Durante una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen, sino que se reordenan para dar lugar a la formación de productos. Las relaciones cuantitativas entre las sustancias que forman parte de un proceso químico se estudian en el marco de lo que se denomina **estequiometría**.

## Reacciones químicas

Como vimos en el capítulo 2, durante un **proceso físico** no hay cambio en la identidad de las sustancias intervinientes. La fusión del agua es un ejemplo de proceso físico: antes y después del cambio de agregación, la sustancia sigue siendo la misma, H<sub>2</sub>O. Por el contrario, en un **proceso químico** se producen cambios en la composición de las sustancias que forman parte de él. La oxidación de un clavo de hierro expuesto al aire y a la humedad, es un ejemplo de proceso químico. Inicialmente las sustancias intervinientes son Fe y O<sub>2</sub>, que, al ocurrir la oxidación se transforman en Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, compuesto de color rojizo característico que recubre las piezas de hierro a las que comúnmente denominamos oxidadas.

Una **reacción química** es el proceso durante el cual una o más sustancias se transforman en otras diferentes, como ocurre con la oxidación del hierro. Durante estos procesos, la naturaleza de los átomos no se modifica (un elemento no se transforma en otro elemento), lo que ocurre es una redistribución de estos por ruptura y formación de nuevos enlaces.

Una forma sencilla de representar una reacción química, que contenga toda la información cuantitativa y cualitativa de la transformación, es a través de la denominada **ecuación química**. La construcción de una ecuación química debe seguir ciertas reglas para que realmente sea una representación de un proceso químico determinado.

En primer lugar, distinguiremos la o las sustancias de partida, a las que llamamos **reactivos**, de la o las sustancias que se producen en la reacción química, que denominamos **productos**. En nuestro ejemplo, el hierro (Fe) y el oxígeno (O<sub>2</sub>) son los reactivos, y el óxido de hierro (III) (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) el producto. Para escribir una reacción química, los reactivos se colocan a la izquierda, separados por una flecha (→), de los productos que se indican a la derecha. Si existe más de un reactivo, estos se organizan colocando entre ellos un signo de adición (+), que indica que reaccionan entre sí. En la figura 6.1 se muestra la ecuación química que representa la oxidación del hierro cuando reacciona con el oxígeno presente en el aire. La flecha, apuntando en una única dirección, de reactivos hacia productos, indica que la reacción es completa, es decir, que ocurre hasta consumir completamente uno o más reactivos. Es importante remarcar que, muchas reacciones químicas no se completan, sino que llegan a un estado en el que están presentes tanto reactivos como productos, denominado *equilibrio químico*, concepto que excede el alcance de este libro.

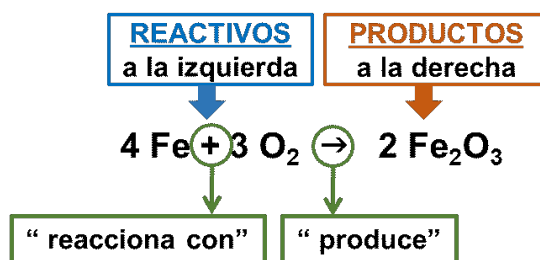
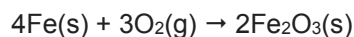


Figura 6.1. Ecuación química que representa la oxidación del hierro en contacto con la atmósfera.

Las reacciones químicas se basan en la **ley de conservación de la masa**, que establece que *la masa total de todas las sustancias presentes antes de una reacción química es la misma que la masa total después de la reacción*. De este modo, el número de átomos de cada elemento a cada lado de la flecha que separa reactivos y productos debe ser el mismo. Para cumplir con esta premisa, se procede al **ajuste** o **balanceo** de la ecuación química. Esta operación puede realizarse por "prueba y error" o utilizando un método sistemático, como veremos en el capítulo 8 para algunas reacciones de oxidación-reducción.

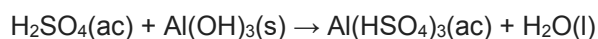
Es muy importante tener en cuenta que, *durante el proceso de balanceo no se puede modificar ninguna fórmula química* mediante reemplazo de los elementos o los subíndices, ya que esto implicaría cambiar las sustancias involucradas en la reacción química. El único modo de balan-

cear una ecuación, sin alterar la descripción cualitativa de la reacción química, es agregar *números que afecten a toda la fórmula química* en conjunto. Esto se logra mediante coeficientes que multiplican a la fórmula completa de un compuesto, denominados **coeficientes estequiométricos**. En la figura 6.1 pueden observarse los coeficientes estequiométricos 4, 3 y 2, para Fe, O<sub>2</sub> y Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, respectivamente. La información brindada por la ecuación química puede completarse indicando el estado físico de las sustancias intervinientes, a continuación de la fórmula. De este modo, la ecuación química que representa, cualitativa y cuantitativamente, la oxidación del hierro por el oxígeno, para producir óxido de hierro (III) queda expresada:



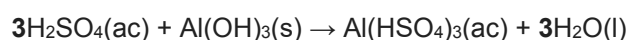
Quizás habrás notado que existen otras combinaciones de coeficientes estequiométricos que mantienen las proporciones de reactivos y productos necesarias para cumplir con la conservación de la masa antes y después de la reacción. Por ejemplo, podemos plantear las ecuaciones:  $8\text{Fe(s)} + 6\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 4\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$  o  $40\text{Fe(s)} + 30\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 20\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$ . Si bien estos coeficientes satisfacen la ecuación, se opta por el conjunto de números más sencillo debido a que, a partir de ellos, se realizan generalmente cálculos estequiométricos.

**Ejercicio tipo 6.1.** Balanceá la siguiente ecuación:



**Resolución**

Resulta más sencillo comenzar el ajuste de una ecuación por aquellos elementos que aparecen el menor número de veces a ambos lados de la flecha. En este caso, sería engorroso balancear la ecuación si comenzamos por H u O; sin embargo, es más fácil iniciar con el Al o el S. Podemos observar que necesitamos 3 átomos de S para satisfacer la fórmula del producto hidrógeno sulfato de aluminio, Al(HSO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>. Podemos entonces colocar el coeficiente estequiométrico de 3 delante del reactivo H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. En cuanto al aluminio, hay un átomo de cada lado de la flecha, por tanto, la ecuación está balanceada respecto a este elemento. Nos resta entonces ajustar la ecuación respecto de H y O. Si contamos el número de átomos de estos elementos del lado de los reactivos, luego de agregar el coeficiente 3 al H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, observamos 9 átomos de H y 15 de O, mientras que, del lado de los productos, tenemos 5 átomos de H y 13 de O. Si del lado de los productos se agregan 4 átomos de H y 2 de O colocando el coeficiente estequiométrico de 3 delante de la molécula de agua la ecuación balanceada resulta:



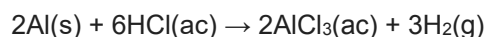
**Ejercicio propuesto 6.1.** Balanceá las siguientes ecuaciones:

- a)  $\text{NaOH(ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(ac)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- b)  $\text{NaHCO}_3\text{(ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3\text{(ac)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
- c)  $\text{Li(s)} + \text{N}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Li}_3\text{N(s)}$

## Estequiometría

La estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas asociadas a un proceso químico. Los cálculos estequiométricos nos permiten determinar, entre otras cosas, la cantidad de reactivos consumidos o la de productos formados. Las cantidades de reactivos y productos pueden expresarse en masa, en número o moles de átomos, moléculas, y iones, o en volúmenes.

Para visualizar el significado cuantitativo de una ecuación química, analizaremos el siguiente ejemplo:



Las relaciones entre las cantidades de reactivos y productos pueden analizarse desde un punto de vista atómico/molecular (considerando número de átomos y moléculas intervinientes, o sus masas), o desde un punto de vista molar (relacionando moles de átomos o moléculas o sus en masa). En la figura 6.2 se presentan estas relaciones.

Interpretación molecular						
2 Al	+	6 HCl	→	2 AlCl <sub>3</sub>	+	3 H <sub>2</sub>
2 átomos	y	6 moléculas	producen	2 moléculas	y	3 moléculas
2x27 uma	y	6x36,5 uma	producen	2x133,5 uma	y	3x2 uma

Interpretación molar						
2 Al	+	6 HCl	→	2 AlCl <sub>3</sub>	+	3 H <sub>2</sub>
2 moles	y	6 moles	producen	2 moles	y	3 moles
2x27 g	y	6x36,5 g	producen	2x133,5 g	y	3x2 g
2x6,022x10 <sup>23</sup> átomos	y	6x6,022x10 <sup>23</sup> moléculas	producen	2x6,022x10 <sup>23</sup> moléculas	y	3x6,022x10 <sup>23</sup> moléculas

3x22,4 L  
(gas ideal, CNTP)

Figura 6.2. Significado cuantitativo de una ecuación química.

Es importante notar que, para el análisis molecular/atómico se deben utilizar las masas expresadas en uma, o su equivalente en gramos ( $1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ g}$ ), que son masas extremadamente pequeñas, en concordancia con la escala de la materia que estamos analizando. Para el análisis molar, las masas en gramos son valores macroscópicos, que podemos pesar con facilidad en el laboratorio. Siempre que respetemos la escala, microscópica o macroscópica, con la que interpretamos las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos, se pueden hacer combinaciones de la cantidad de sustancia en diferentes unidades. En el ejemplo de la figura 6.2 podemos decir que 2 moles de Al se combinan con 6 moles de HCl, o que 2 moles de Al se combinan con  $6 \times 36,5 \text{ g}$  de HCl ( $219 \text{ g}$  de HCl), de acuerdo con nuestra conveniencia a los fines de realizar un cálculo. De igual manera, a escala molecular, 2 átomos de Al producen 3 moléculas de H<sub>2</sub>, que es equivalente a expresar que se forman  $6 \text{ uma}$  de H<sub>2</sub> ( $9,96 \times 10^{-24} \text{ g H}_2$ ). En la figura

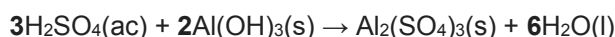
se ha agregado para el caso del gas hidrógeno, la cantidad de este producto en términos de volumen. Como veremos en el capítulo 9, un mol de cualquier gas, cuyo comportamiento se aproxima al de un *gas ideal*, en condiciones normales de temperatura y presión (CNPT, 0 °C y 1 atmósfera), ocupa un volumen de 22,4 litros.

**Ejercicio tipo 6.2.** El hidróxido de aluminio reacciona con el ácido sulfúrico para formar sulfato de aluminio y agua.

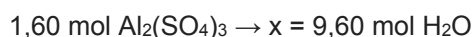
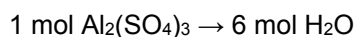
- Escribí la ecuación balanceada que interpreta esta reacción química.
- Calculá las moléculas de agua que se forman si se producen 1,60 moles de sulfato de aluminio.
- Calculá los gramos de ácido sulfúrico que se necesitan para neutralizar completamente 0,200 moles de hidróxido de aluminio.
- Calculá los gramos de hidróxido de aluminio necesarios para obtener 171 g de sulfato de aluminio.

### Resolución

a) Para escribir la ecuación química balanceada debemos formular los productos y los reactivos, ubicarlos a izquierda y derecha de la flecha, respectivamente, y balancear la ecuación. Para el ajuste de la ecuación conviene comenzar con S y Al. Si observamos el producto,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , vemos que para contar con los 2 átomos de Al y los 3 átomos de S de su fórmula molecular, debemos agregar un coeficiente estequiométrico de **3** delante de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y un coeficiente de **2** delante de  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Restan ajustar los átomos de H y O, lo que se consigue colocando un coeficiente estequiométrico de **6** delante de  $\text{H}_2\text{O}$ . La ecuación balanceada resulta:



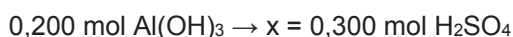
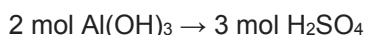
b) De la ecuación química observamos que por cada mol de sulfato de aluminio que se produce, también se obtienen 6 moles de moléculas de agua.



Para transformar moles de moléculas en número de moléculas debemos usar el número de Avogadro ( $6,022 \times 10^{23}$ ).

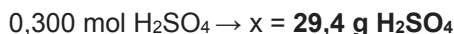
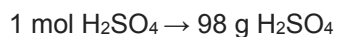


c) De la ecuación química se desprende que son necesarios 3 moles de ácido sulfúrico para neutralizar 2 moles de hidróxido de aluminio.

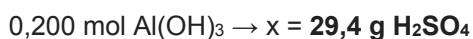
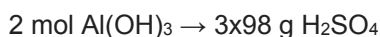


Sabemos que la masa de 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es de 98 g. Recordemos que la masa molecular relativa (MMR) del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se calcula a partir de las masas atómicas relativas (MAR) de los elementos que la componen, datos que están disponibles en la tabla periódica. En este caso, las

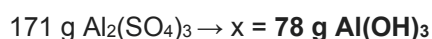
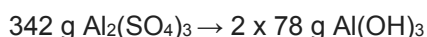
masas atómicas relativas son:  $MAR(H) = 1$ ,  $MAR(S) = 32$  y  $MAR(O) = 16$ . Entonces  $MMR(H_2SO_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98$ , esto significa que la masa de 1 mol de  $H_2SO_4$  es 98 g.



Tal vez habrás notado que, podemos arribar al mismo resultado en una única operación, relacionando directamente los moles de  $Al(OH)_3$  con los gramos de  $H_2SO_4$ , de acuerdo a la reacción química



d) A partir de la ecuación química se deduce que se necesitan 2 moles de  $Al(OH)_3$  para obtener 1 mol de  $Al_2(SO_4)_3$ . Las masas moleculares relativas de estos compuestos son:  $MMR(Al(OH)_3) = 78$  y  $MMR(Al_2(SO_4)_3) = 342$ ; esto significa que 1 mol de  $Al(OH)_3$  equivale a 78 g y 1 mol de  $Al_2(SO_4)_3$  a 342 g. De este modo, podemos hacer el cálculo en una única operación.



*Hay muchos modos de resolver los ejercicios de estequiometría, con mayor o menor número de operaciones algebraicas, partiendo desde diferentes datos, etc. Es importante que los abordes de la forma más adecuada a tu entendimiento.*

**Ejercicio propuesto 6.2.** La reacción entre sulfuro de aluminio y agua produce hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno. a) Escribí la ecuación química balanceada para esta reacción. b) ¿Cuántos gramos de sulfuro de aluminio son necesarios para reaccionar con 3,50 g de agua? c) Calculá el número de moles de hidróxido de aluminio que se produce. d) ¿Cuántas moléculas de sulfuro de hidrógeno se forman?

**Ejercicio propuesto 6.3.** ¿Qué masa de  $Na_2CrO_4$  se necesita para reaccionar exactamente con 5,00 g de  $Pb(NO_3)_2$  y producir  $PbCrO_4$  y  $NaNO_3$ ? ¿Cuántos moles de  $PbCrO_4$  se forman? ¿Qué masa de  $NaNO_3$  se produce?

## Reactivo limitante

Con mucha frecuencia, para realizar cálculos estequiométricos, tendremos los datos correspondientes a las cantidades disponibles de dos o más reactivos. Rara vez estas cantidades corresponden exactamente a la relación expresada en la ecuación química. Esto significa que, de alguno de los reactivos tendremos menos cantidad de la necesaria para respetar las proporciones estequiométricas.

Para entender este concepto, imaginemos que queremos preparar sándwiches de queso. Cada uno de ellos será elaborado con una feta de queso y un pan, que como es habitual en esta preparación, se cortará al medio. Si disponemos de 7 panes y 5 fetas de queso, ¿cuántos sándwiches podemos preparar? ¿nos sobra queso? ¿cuánto? ¿nos sobra pan? ¿cuánto? Seguramente, habrás arribado a la conclusión de que, podemos preparar 5 sándwiches, que usaremos la totalidad del queso y nos sobrarán dos panes. De este modo, el queso es lo que limitará nuestra producción de sándwiches. Cuando terminemos nuestra elaboración tendremos 5 sándwiches y dos panes que no se usaron.

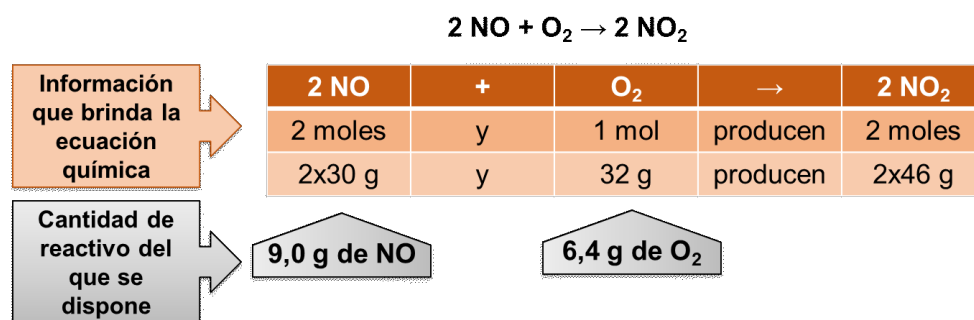
De modo análogo, en una reacción química puede ocurrir que uno de los reactivos limite la cantidad de producto que se formará. Este reactivo, se denomina **reactivo limitante** y decimos que se encuentra **en defecto** respecto de los otros reactivos, que estarán en **exceso**. Así, al final de una reacción completa, junto con los productos, tendremos el exceso de los reactivos que quedaron sin reaccionar.

*Para realizar cálculos estequiométricos debe tomarse como base la cantidad de reactivo limitante.* Para determinar cuál es el reactivo que está en defecto es necesario comparar las cantidades de los reactivos disponibles con la relación que surge de la ecuación química balanceada. Para ejemplificar cómo podemos realizar estos cálculos analicemos paso a paso la siguiente situación:

*Se desea calcular la masa de dióxido de nitrógeno formada cuando se mezclan 9,0 g de monóxido de nitrógeno con 6,4 g de oxígeno.*

Paso 1: escribir la ecuación química balanceada:  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$

Paso 2: determinar el reactivo limitante. Para ello tenemos que comparar la información que nos da la ecuación química (relaciones estequiométricas) con las cantidades de reactivos de las que realmente disponemos (según los datos del ejercicio). Debido a que se informan las masas de los reactivos, haremos uso de las masas moleculares relativas que, expresadas en gramos nos dan la masa de un mol de cada sustancia.  $\text{MMR}(\text{NO}) = 30$ ;  $\text{MMR}(\text{O}_2) = 32$ ;  $\text{MMR}(\text{NO}_2) = 46$ . En la figura 6.3 se resume este análisis:

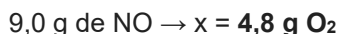


*Figura 6.3. Comparación entre las cantidades estequiométricas y las disponibles para el ejemplo de la reacción entre NO y O<sub>2</sub> para producir NO<sub>2</sub>.*

A partir de la información que nos brinda la ecuación química, sabemos que 2 x 30 g (2 moles) de NO reaccionan con 32 g (1 mol) de O<sub>2</sub>. Sin embargo, de acuerdo con los datos del

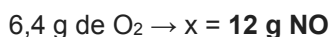
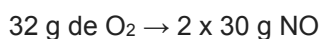


ejercicio, se disponen de 9,0 g de NO, ¿qué masa de O<sub>2</sub> se requerirá para reaccionar con esa cantidad de NO?



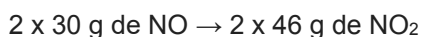
Este resultado nos indica que necesitaríamos 4,8 g de O<sub>2</sub> para que reaccione la totalidad del NO (9,0 g). Sin embargo, disponemos de 6,4 g de O<sub>2</sub>, una cantidad mayor a la necesaria, por lo tanto, el O<sub>2</sub> es el reactivo que está en **exceso**. De este modo, el **reactivo limitante** es el **NO**, y realizaremos los cálculos de producto a obtener considerando la cantidad de NO con la que contamos. Al finalizar la reacción todo el NO reaccionará y quedará un exceso de O<sub>2</sub>. Este exceso de O<sub>2</sub> será la diferencia entre la cantidad de oxígeno de la que se disponía y la necesaria para consumir todo el NO (cantidad de O<sub>2</sub> sin reaccionar = 6,4 g – 4,8 g = 1,6 g)

Podríamos haber arribado a la misma conclusión acerca del reactivo limitante, partiendo de la cantidad de O<sub>2</sub> disponible, esto es, determinar la masa de NO necesaria para que reaccione la totalidad del O<sub>2</sub> (6,4 g).



A partir de este cálculo, podemos concluir que son necesarios 12 g de NO para que reaccione todo el O<sub>2</sub> disponible. Sin embargo, sólo se dispone de 9,0 g de **NO**, por lo que este reactivo está en **defecto**. Así, el **NO** es el **reactivo limitante** y el O<sub>2</sub> el reactivo en exceso, tal como habíamos determinado anteriormente.

Paso 3: calcular la masa de producto formada a partir de la cantidad de reactivo limitante. La ecuación química indica que 2 x 30 g de NO (2 moles) producirán 2 x 46 g de NO<sub>2</sub> (2 moles). La cantidad de reactivo limitante disponible es 9,0 g, entonces:

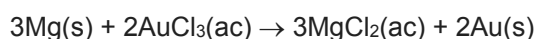


**Ejercicio tipo 6.3.** Se hacen reaccionar 1,00 g de magnesio con 3,00 g de cloruro de oro(III). Los productos obtenidos son cloruro de magnesio y oro.

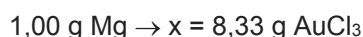
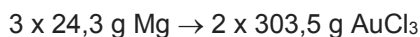
- Calculá la masa de oro que se obtiene.
- Calculá los moles de cloruro de magnesio que se obtienen.
- Calculá la masa del reactivo en exceso que quedó sin reaccionar.

### **Resolución**

El primer paso en todo problema de estequiometría es escribir la ecuación química balanceada:

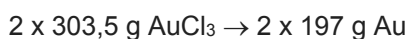


a) Para calcular la masa de producto obtenida (Au), debemos determinar cuál es el reactivo limitante. De la ecuación química observamos que 3 moles de Mg (3 x 24,3 g) reaccionan con 2 moles de AuCl<sub>3</sub> (2 x 303,5 g) (MAR(Mg) = 24,3; MMR(AuCl<sub>3</sub>) = 303,5). Se dispone de 1,00 g de Mg, ¿qué masa de AuCl<sub>3</sub> se necesitará para que reaccione completamente esa cantidad de Mg?

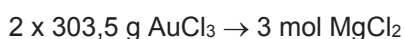


Este resultado indica que son necesarios 8,33 g de  $\text{AuCl}_3$  para que reaccione completamente el Mg (1,00 g). Sin embargo, solo se dispone de 3,00 g de  $\text{AuCl}_3$ , siendo entonces éste el **reactivo limitante**. Así, el  $\text{AuCl}_3$  se consume totalmente y al finalizar la reacción química se tendrán los productos ( $\text{MgCl}_2$  y Au) y el reactivo en exceso que quedó sin reaccionar (Mg).

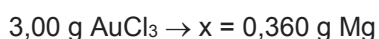
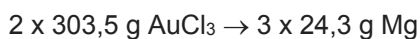
A partir de la masa de  $\text{AuCl}_3$  calcularemos la de Au formada:



b) Los moles de  $\text{MgCl}_2$  obtenidos también se calculan a partir del reactivo limitante:



c) Para calcular la masa del reactivo en exceso (Mg) que quedó sin reaccionar, debemos averiguar la masa de este reactivo que reaccionó con el  $\text{AuCl}_3$  disponible.

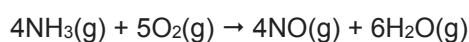


A partir de este cálculo determinamos que, del total de Mg disponible (1,00 g), reaccionaron con  $\text{AuCl}_3$  0,360 g. Así, la cantidad de Mg sin reaccionar será la diferencia entre estas masas:

$$\text{Cantidad de Mg sin reaccionar} = 1,00 \text{ g} - 0,360 \text{ g} = \mathbf{0,64 \text{ g}}$$

**Al finalizar la reacción quedan 0,64 g del reactivo en exceso sin reaccionar.**

**Ejercicio propuesto 6.4.** La reacción entre amoníaco y oxígeno se representa por la siguiente ecuación:



Si se hacen reaccionar 0,130 moles de  $\text{NH}_3$  con 4,20 g de  $\text{O}_2$ . a) Determiná cuál es el reactivo limitante. b) ¿Cuántos moles de NO se forman? c) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar al finalizar la reacción?

## Pureza de los reactivos

La sal de mesa es un sólido comúnmente utilizado en nuestra vida cotidiana. Si leemos con atención la etiqueta de este producto, que probablemente encontremos en nuestras casas, podemos observar que mayoritariamente está compuesta de cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ), pero también presenta pequeñas cantidades de iodato de potasio ( $\text{KIO}_3$ ) y aglutinantes. A los fines culinarios, la composición de la sal de mesa no es un problema. Sin embargo, si necesitáramos  $\text{NaCl}$  para una reacción química a realizar en el laboratorio, y dispusiésemos únicamente de sal de mesa,

deberíamos decidir si la **pureza** de ese reactivo es adecuada, además de analizar si el resto de los componentes conducen a resultados no deseados al llevar a cabo la reacción.

La mayor parte de los reactivos que se emplean en el laboratorio no son 100% puros, sino que poseen una cantidad determinada de otras sustancias llamadas impurezas. En la figura 6.4 se muestran dos etiquetas, correspondientes a las sales comerciales cloruro de sodio e hidrógeno carbonato de sodio (comúnmente conocida como bicarbonato de sodio), ¿podés indicar qué significa el valor 99,5% que se observa en la etiqueta de NaCl? La etiqueta de bicarbonato de sodio tiene en su parte inferior resultados de ensayos químicos realizados previo a su comercialización, ¿podés inferir qué significan estos resultados en relación con la pureza de esta sal?.

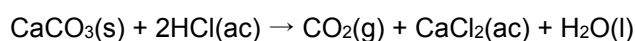
La pureza de las sustancias es un concepto sumamente importante a la hora de pensar las reacciones químicas. Como hemos mencionado, los reactivos utilizados en el laboratorio no son por lo general totalmente puros. La pureza de los reactivos se indica como un porcentaje del total de la muestra. En el caso de sustancias sólidas, suele indicarse en porcentaje en peso (masa), [% p/p]. Para la etiqueta de la sal NaCl, mostrada en la figura 6.4, el número 99,5% indica que cada 100 gramos del sólido que contiene el envase, 99,5 gramos son NaCl y el resto (0,5 gramos) son impurezas. Estos datos son de importancia ya que el componente puro de una sustancia es el único que participa de la reacción de interés. De este modo, cuando hacemos cálculos estequiométricos debemos tener en cuenta la pureza de los reactivos.

ESPECIFICACIONES	
PRODUCTO: SODIO BICARBONATO Pro-análisis (ACS)	
SINÓNIMO: Sodio Hidrógeno Carbonato	
CÓDIGO: 815	
FÓRMULA: NaHCO <sub>3</sub>	
CAS: 144-55-8	UN: □
PESO MOLECULAR: 84.01	
DENSIDAD: -	
ENSAYOS	Especificaciones
AMONIO (NH <sub>4</sub> )	MAX. 5 ppm
CLORURO (Cl)	MAX. 0.003 %
COMPUESTOS DE AZUFRE (COMO SO <sub>4</sub> )	MAX. 0.003 %
FOSFATO (PO <sub>4</sub> )	MAX. 0.001 %
HIERRO (Fe)	MAX. 0.001 %
INSOLUBLE	MAX. 0.015 %
METALES PESADOS (Pb)	MAX. 5 ppm
POTASIO (K)	MAX. 0.005 %
VALORACION (SOBRE BASE SECA)	99.7 - 100.3 %
Ca, Mg Y ppdo. R2O3	MAX. 0.02 %

**Cloruro de Sodio**  
NaCl 99,5%  
PM 58,44  
Cas 1224 -24 -5

**Figura 6.4.** Etiquetas de las sales cloruro de sodio (Izquierda) y bicarbonato de sodio (Derecha).

**Ejercicio tipo 6.4.** El mármol, que es utilizado en la construcción edilicia, se compone mayormente de CaCO<sub>3</sub>, pero también contiene impurezas como arcillas y cuarzo (SiO<sub>2</sub>). Un método muy conocido para generar CO<sub>2</sub> es la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico. La ecuación que representa esta reacción se expresa a continuación:



Si se parte de una piedra de mármol de 3,00 gramos cuya pureza es de 75,0% p/p y se la hace reaccionar con 0,0100 moles de HCl, ¿cuánto CO<sub>2</sub>(g) se producirá al finalizar el experimento? Expresalo en moles, gramos y litros.

**Resolución**

En este ejercicio partimos de una ecuación química balanceada que nos da información acerca de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos. Teniendo como datos las cantidades de los dos reactivos involucrados en la reacción, debemos determinar cuál de ellos es el limitante para luego calcular la cantidad de producto,  $\text{CO}_2$ . Sin embargo, es necesario tener en cuenta que la muestra de mármol, que contiene el reactivo  $\text{CaCO}_3$ , no es pura (75,0% p/p), y debemos determinar primero cuánto  $\text{CaCO}_3$  hay en ella.

100 g de muestra (mármol)  $\rightarrow$  75,0 g de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  (puro)

3,00 g de muestra  $\rightarrow$  x = 2,25 g de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$

Así, 2,25 g es la cantidad del reactivo  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  puro que podría reaccionar. Con esta información, estamos en condiciones de determinar el reactivo limitante. De la ecuación química sabemos que 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  (100 g;  $\text{MMR}(\text{CaCO}_3) = 100$ ) reacciona con 2 moles de HCl, ¿cuántos moles de HCl serán necesarios para que reaccionen 2,25 g de  $\text{CaCO}_3$ ?

100 g  $\text{CaCO}_3 \rightarrow$  2 moles HCl

2,25 g  $\text{CaCO}_3 \rightarrow$  x = 0,0450 moles de HCl

A partir de este cálculo determinamos que son necesarios 0,0450 moles de HCl para reaccionar con 2,25 g de  $\text{CaCO}_3$ . Sin embargo, se dispone solo de 0,0100 moles de HCl, siendo este el *reactivo limitante*. A partir del reactivo limitante se calcula la cantidad de producto obtenida, teniendo en cuenta que, según la estequiometría de la reacción, 2 moles de HCl producen 1 mol de  $\text{CO}_2$ :

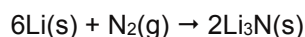
2 mol HCl  $\rightarrow$  1 mol  $\text{CO}_2$

0,0100 mol de HCl  $\rightarrow$  x = 0,00500 moles de  $\text{CO}_2$

**Así, se producirán 0,00500 moles de  $\text{CO}_2$ , que equivalen a 0,220 g ( $\text{MMR}(\text{CO}_2) = 44$ ) y a 0,112 L de  $\text{CO}_2$  (1 mol de gas ideal en CNPT = 22,4 L).**

**Ejercicio propuesto 6.5.** Calculá en qué cantidad de masa de cada una de las siguientes muestras hay 0,150 moles de sustancia pura:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  70,0% p/p, NaCl 50,0% p/p, KCl 87,5% p/p.

**Ejercicio propuesto 6.6.** El litio y el nitrógeno reaccionan para producir nitruro de litio:



Si se desean obtener 0,500 moles de  $\text{Li}_3\text{N}$ . ¿Cuántos moles de Li deben reaccionar? Si para conseguir esa cantidad de Li se debió pesar 14,0 g de una muestra impura que contiene al metal, ¿cuál es la pureza de la muestra?

## Rendimiento de una reacción química

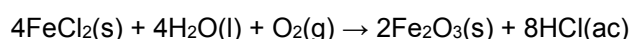
Hemos realizados diversos cálculos para determinar la cantidad de producto que se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante, esto es, la *cantidad de producto teórica* o *cantidad de producto esperada*, según los cálculos estequiométricos.

La cantidad de producto que realmente se obtiene en una reacción, la *cantidad de producto real* o *cantidad de producto obtenida*, puede ser menor a la que se esperaba. Existen diversas causas que originan este hecho, entre ellas, las reacciones reversibles, la presencia de reacciones secundarias o la dificultad para recuperar todo el producto obtenido.

El **rendimiento** de una reacción química se calcula a partir de la comparación entre la cantidad de producto obtenida realmente y la esperada (teórica). Si una reacción química tiene un rendimiento de 100%, significa que la cantidad de producto obtenido coincide con la esperada. Si una reacción tiene un rendimiento menor a 100%, la cantidad de producto obtenida es menor a la esperada. Por ejemplo, si una reacción posee un rendimiento de 85%, significa que por cada 100 (moles, gramos, litros, etc.) que se esperaban obtener, se obtuvieron en realidad 85 (moles, gramos, litros, etc.). La cantidad de producto puede expresarse en cualquier unidad siempre que sea la misma para el producto obtenido y el esperado.

Cuando realizamos cálculos estequiométricos que involucran cantidad de producto es necesario tener en cuenta el rendimiento de la reacción.

**Ejercicio tipo 6.5.** Una de las vías para generar hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), un óxido de hierro con aplicaciones en la industria de los pigmentos, es la síntesis representada por la siguiente ecuación:

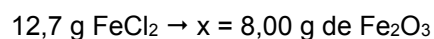
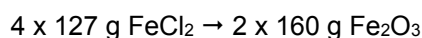


Se hacen reaccionar 12,7 g de la sal cloruro ferroso en exceso de agua y oxígeno. Calculá los gramos de hematita que se obtendrán, si el rendimiento de la reacción es de 70,0%.

### Resolución

En este caso, no es necesario determinar el reactivo limitante ya que, el agua y el oxígeno están en exceso. De este modo, determinaremos la cantidad de producto a partir del reactivo en defecto,  $\text{FeCl}_2$ .

En un primer paso, y teniendo en cuenta las relaciones estequiométricas, calcularemos la cantidad de producto teórica o esperada, esto es, considerando un rendimiento de 100%. De la ecuación, observamos que a partir de 4 moles de  $\text{FeCl}_2$  ( $4 \times 127$  g;  $\text{MMR}(\text{FeCl}_2) = 127$ ) se obtienen 2 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ( $2 \times 160$  g;  $\text{MMR}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160$ ). Como se hacen reaccionar 12,7 g de  $\text{FeCl}_2$ :



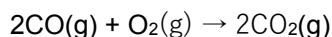
De este modo, hemos determinado que la cantidad de hematita esperada es 8,00 g. Sin embargo, el rendimiento de la reacción es de 70,0%, por lo tanto, la cantidad de producto obtenida será:

100 g esperados → 70,0 g obtenidos

8,00 g esperados → x = **5,60 g obtenidos**

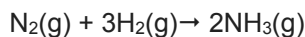
**Así, la masa de hematita obtenida para un rendimiento de reacción de 70,0% es 5,60 g.**

**Ejercicio propuesto 6.7.** El aumento de la concentración de monóxido de carbono en habitaciones cerradas, proveniente de la combustión incompleta de gas natural, es causante de un gran número de muertes por envenenamiento durante el invierno. La combustión de monóxido de carbono puede producirse mediante la reacción representada por la siguiente ecuación:



Si se mezclan 0,500 moles de  $\text{CO}(\text{g})$  y 0,300 moles de  $\text{O}_2(\text{g})$  ¿Qué cantidad de moles, gramos y litros de  $\text{CO}_2(\text{g})$  se formará? Considera que el rendimiento de la reacción es de 100%. Supone que 1 mol de gas bajo las condiciones del ensayo ocupa un volumen de 22,4 L. ¿Qué cantidad de moles de  $\text{CO}_2(\text{g})$  se formará si la reacción se produce con un 70,0% de rendimiento?

**Ejercicio propuesto 6.8.** El proceso comercial para la producción de amoníaco implica la reacción entre nitrógeno e hidrógeno, de acuerdo con la siguiente reacción:

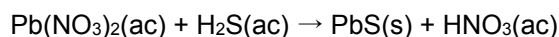


Si se obtienen 2,00 moles de  $\text{NH}_3$ , con un rendimiento de reacción de 70,0 %, ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2$  debieron reaccionar?

A modo de resumen, para realizar cálculos estequiométricos debemos tener en cuenta los siguientes pasos:

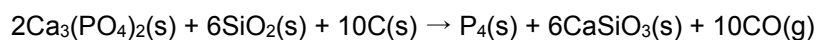
- 1) Identificar reactivos y productos.
- 2) Escribir la ecuación química balanceada.
- 3) Calcular la cantidad de reactivo/s puro/s, utilizando el dato de pureza.
- 4) Determinar el reactivo limitante.
- 5) Calcular la cantidad de producto/s obtenida teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción.

**Ejercicio propuesto 6.9.** La precipitación de sulfuro de plomo se representa en la siguiente ecuación (sin balancear):



En un experimento de laboratorio se mezclaron 15 gramos de una muestra de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de 85% p/p de pureza con 0,20 moles de  $\text{H}_2\text{S}$ . Durante la experiencia se observó que el rendimiento de la reacción se redujo en un 15% ¿Qué masa de  $\text{PbS}$  se obtuvo?

**Ejercicio propuesto 6.10.** El fósforo blanco ( $\text{P}_4$ ) se extrae de la “roca fosfórica” cuya fórmula es  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , mediante su calentamiento en un horno por encima de los 1700 K, en presencia de arena ( $\text{SiO}_2$ ) y coque (C). La reacción que da lugar a su obtención es:



Si se mezclaron 120 g de una muestra que contiene de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , con un exceso de arena y coque, y se obtuvieron 15,0 g de  $\text{P}_4$  con un rendimiento del 90,0%, determiná la pureza de la muestra de fosfato de calcio.

## Equivalente químico y peso equivalente

Hemos estudiado que la relación en la cual los reactivos se combinan para dar productos está dada por los coeficientes estequiométricos. Sólo en algunos casos, un mol de un reactivo se combina con un mol de otro reactivo para dar un mol de producto/s, esto es, gran parte de las reacciones químicas no se producen en una relación molar 1 a 1. Sin embargo, puede definirse una cantidad, denominada **equivalente químico** o **peso equivalente**, que cumple con la condición de que, los reactivos se combinan para dar productos en relación 1 a 1. Esto es, *un equivalente de un reactivo reacciona con un equivalente de otro reactivo para obtener un equivalente de producto/s*. Este concepto, puede aplicarse a cualquier reacción, pero se utiliza principalmente en reacciones ácido-base (donde hay transferencia de  $\text{H}^+$ ) y en reacciones de oxidación-reducción (donde ocurre transferencia de electrones).

El peso equivalente se calcula dividiendo la masa molar (masa de un mol de sustancia), por el número de equivalentes involucrados en la reacción química correspondiente.

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de equivalentes}}$$

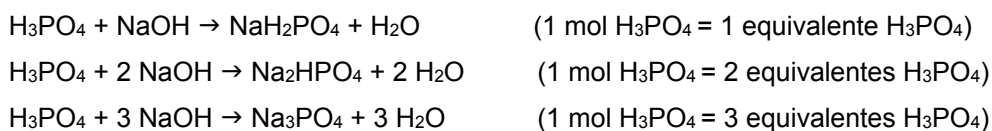
La definición de equivalente debe estar relacionada con el comportamiento químico de las sustancias en una determinada reacción, a fin de cumplir el objetivo de combinarlas en relación 1 a 1. El comportamiento químico de una sustancia está relacionado con la reacción en la que participa, por lo tanto, *el concepto de equivalente está ligado a un proceso químico definido*.

La ventaja de la utilización de equivalentes es que, una vez conocido el número de equivalentes de una de las especies participantes de una reacción química, se conoce el del resto, dada la relación equivalente a equivalente que afecta a reactivos y productos.

A continuación, definiremos equivalentes para ácidos, bases, sales y iones, que no participan de reacciones de oxidación-reducción. Este último tipo de reacciones serán presentadas en el capítulo 8.

### Ácidos

Un mol de ácido pone en juego tantos equivalentes como moles de  $\text{H}^+$  cede en una reacción de neutralización. Para analizar esto, tomemos el caso del ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), que puede participar en las siguientes reacciones de neutralización con  $\text{NaOH}$ :



En la primera reacción, el ácido fosfórico pierde un  $\text{H}^+$  en la neutralización, resultando que un mol de ácido es un equivalente. Para la segunda neutralización, el ácido cede dos  $\text{H}^+$  y, por tanto, 1 mol de ácido son dos equivalentes. La tercera reacción corresponde a la neutralización total de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  con pérdida de sus tres  $\text{H}^+$ , siendo entonces un mol de ácido, tres equivalentes.

El peso equivalente para un ácido queda definido por:

$$\text{Peso equivalente (ácido)} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de equivalentes}} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de H}^+\text{ cedidos}}$$

Teniendo en cuenta que la masa molecular del ácido fosfórico es 98 g/mol, los pesos equivalentes de este ácido para cada una de las tres reacciones serán, respectivamente:

$$\text{Peso equivalente (H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \text{ g/mol}}{1 \text{ equivalente/mol}} = 98 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

$$\text{Peso equivalente (H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ equivalentes/mol}} = 49 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

$$\text{Peso equivalente (H}_3\text{PO}_4) = \frac{98 \text{ g/mol}}{3 \text{ equivalentes/mol}} = 32,7 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

### Bases

Un mol de base pone en juego tantos equivalentes como moles de  $\text{OH}^-$  cede la base en una reacción de neutralización. En este caso, el peso equivalente se define como:

$$\text{Peso equivalente (base)} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de equivalentes}} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de OH}^-\text{ cedidos}}$$

Así, para una base como NaOH, que puede ceder un único  $\text{OH}^-$  y cuya masa molecular es 40 g/mol:



$$\text{Peso equivalente (NaOH)} = \frac{40 \text{ g/mol}}{1 \text{ equivalente/mol}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

Para el caso de la base  $\text{Al(OH)}_3$ , que puede perder tres  $\text{OH}^-$  y cuya masa molecular es 78 g/mol:



$$\text{Peso equivalente (Al(OH)}_3) = \frac{78 \text{ g/mol}}{3 \text{ equivalentes/mol}} = 26 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$



## Sales

Un mol de sal pone en juego tantos equivalentes como moles de carga positiva o negativa tiene la sal (en módulo, sin tener en cuenta el signo). En una sal el número total de cargas positivas provenientes de los cationes es igual al número total de cargas negativas provenientes de los aniones. El peso equivalente para una sal se define como:

$$\text{Peso equivalente (sal)} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de equivalentes}} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número total de cargas positivas o negativas (en módulo)}}$$

De este modo, para la sal NaCl, el número total de cargas positivas aportadas por el catión  $\text{Na}^+$  (que coincide con el número de cargas negativas proveniente del  $\text{Cl}^-$ ) es 1. Así, 1 mol de NaCl es 1 equivalente de NaCl y su peso equivalente se define como:

$$\text{Peso equivalente (NaCl)} = \frac{58,5 \text{ g/mol}}{1 \text{ equivalente/mol}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

Para la sal  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , el número total de cargas positivas aportadas por el catión  $\text{Al}^{3+}$  es 6, ya que hay dos cationes por fórmula. Este número coincide con las cargas negativas proveniente del anión  $\text{SO}_4^{2-}$ , que aporta en módulo una carga total de 6 originadas en los tres aniones que componen a la sal. Así, 1 mol de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  son 6 equivalentes de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  y su peso equivalente se define como:

$$\text{Peso equivalente (Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{342 \text{ g/mol}}{6 \text{ equivalentes/mol}} = 57 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

## Iones

En 1 mol de iones el número de equivalentes coincide con la carga del ion, en módulo, y su peso equivalente se define como:

$$\text{Peso equivalente (ion)} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{número de equivalentes}} = \frac{\text{Masa molar}}{\text{carga del ion}}$$

De acuerdo con lo que hemos definido, para los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{SO}_4^{2-}$ , el número de equivalentes por mol y sus pesos equivalentes son:

$$1 \text{ mol de Na}^+ = 1 \text{ equivalente de Na}^+$$

$$\text{Peso equivalente (Na}^+) = \frac{23 \text{ g/mol}}{1 \text{ equivalente/mol}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

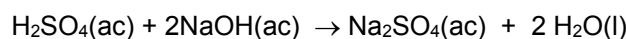
$$1 \text{ mol SO}_4^{2-} = 2 \text{ equivalentes de SO}_4^{2-}$$

$$\text{Peso equivalente } (SO_4^{2-}) = \frac{96 \text{ g/mol}}{2 \text{ equivalentes/mol}} = 48 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

$$1 \text{ mol } Al^{3+} = 3 \text{ equivalentes de } Al^{3+}$$

$$\text{Peso equivalente } (Al^{3+}) = \frac{27 \text{ g/mol}}{3 \text{ equivalentes/mol}} = 9 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

**Ejercicio tipo 6.6.** Indicá el número de moles y de equivalentes de cada reactivo que reaccionan, según la siguiente ecuación química balanceada. Determiná el peso equivalente del ácido, la base y la sal.



### Resolución

La ecuación representa la neutralización total del ácido sulfúrico con hidróxido de sodio. Como puede observarse, cada mol de  $H_2SO_4$  pierde dos  $H^+$  y, por tanto, 1 mol de  $H_2SO_4 = 2$  equivalentes de  $H_2SO_4$ . En cuanto al  $NaOH$ , cada mol de base cede un  $OH^-$ , esto es, 1 mol de  $NaOH = 1$  equivalente de  $NaOH$ . Para el caso de la sal,  $Na_2SO_4$ , el número total de cargas aportadas por el catión  $Na^+$  es 2, ya que hay dos cationes por fórmula (este número coincide con las cargas aportadas por el anión sulfato), entonces, 1 mol de  $Na_2SO_4 = 2$  equivalentes de  $Na_2SO_4$ . En el siguiente cuadro se resumen estas conclusiones y se puede visualizar que la relación de equivalentes entre productos y reactivos es 1:1, mientras que la relación en moles no lo es.

	$H_2SO_4 + 2 NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$			
Moles	1	2	1	2
Equivalentes	2	2	2	2
	1	1	1	1

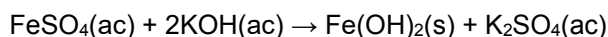
Los pesos equivalentes serán:

$$\text{Peso equivalente } (H_2SO_4) = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ equivalentes/mol}} = 49 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

$$\text{Peso equivalente } (NaOH) = \frac{40 \text{ g/mol}}{1 \text{ equivalente/mol}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

$$\text{Peso equivalente } (Na_2SO_4) = \frac{142 \text{ g/mol}}{2 \text{ equivalente/mol}} = 71 \frac{\text{g}}{\text{equivalente}}$$

**Ejercicio tipo 6.7.** Se mezclan 0,50 equivalentes de  $\text{FeSO}_4$  con 0,30 equivalentes de  $\text{KOH}$  según la siguiente ecuación:



- a) Determiná cuál es el reactivo limitante. ¿Podés determinarlo sin hacer ningún cálculo?  
b) Calculá la cantidad de equivalentes y la masa de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  formados.

**Resolución.**

a) Una de las ventajas del uso de equivalentes es el hecho de que, como en toda reacción química, la relación de equivalentes entre las especies participantes es 1 a 1. Por lo tanto, con sólo analizar el número de equivalentes de los reactivos podemos concluir que aquel que sea menor corresponde al reactivo limitante. *¡Esto no puede hacerse con moles o con masa!* En este caso se combinan 0,50 equivalentes de  $\text{FeSO}_4$  con 0,30 equivalentes de  $\text{KOH}$ , por lo tanto, **el reactivo limitante es  $\text{KOH}$ .**

b) Como hemos estudiado, para calcular la cantidad de producto formada, tomamos como base el reactivo limitante, que en este caso es  $\text{KOH}$ . Nuevamente, para determinar el número de equivalentes del producto,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , no necesitamos hacer ningún cálculo, este coincidirá con el número de equivalentes del reactivo limitantes, esto es, **se formarán 0,30 equivalentes de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .** La masa de este producto la calculamos sabiendo que 1 mol de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (MMR = 90; 1 mol = 90 g) son 2 equivalentes:



**Ejercicio propuesto 6.11.** Calculá el número de equivalentes presentes en: a) 3 moles de ácido nítrico (cómo ácido); b) 150 g de sulfato de aluminio (como sal); c) 40 g de hidróxido de calcio; d) 0,15 moles de ácido fosfórico (para dar hidrógeno fosfato de sodio). Determiná los pesos equivalentes de cada uno de los compuestos.

**Ejercicio propuesto 6.12.** El ácido cítrico tienen sabor agrio y es el causante de la acidez del jugo de naranja. Una muestra de 1,50 litros de jugo de naranja se hizo reaccionar de forma completa con 0,139 moles de  $\text{NaOH}$ . Si el ácido cítrico es el único componente del jugo de naranja que reacciona y lo hace como ácido monoprótico, ¿cuántos equivalentes de ácido cítrico hay en 1,00 L de muestra? ¿y cuántos gramos? Peso equivalente (ácido cítrico) = 192 g/equivalente.

**Ejercicio propuesto 6.13.** Una base formada a partir de un metal alcalino tiene un peso equivalente de 102,5 g/equivalente. Se hicieron reaccionar por completo 450,0 g de esta base con 135,7 g de un ácido poliprótico (un ácido que tiene más de un  $\text{H}^+$ ) desconocido ¿cuántos equivalentes de producto se formaron?

Posteriormente se pudo conocer que 1 mol del ácido poliprótico corresponde a 2 equivalentes del mismo. Identificá si se trató de  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  o  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

## Respuesta de los ejercicios propuestos

### Ejercicio propuesto 6.1.

- a)  $2\text{NaOH}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 b)  $2\text{NaHCO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
 c)  $6\text{Li}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}(\text{s})$

### Ejercicio propuesto 6.2.

- a)  $\text{Al}_2\text{S}_3(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{S}(\text{g})$   
 b) Son necesarios 4,86 g de  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .  
 c) Se producen 0,0648 moles de  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .  
 d) Se forman  $5,85 \times 10^{22}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{S}$ .

### Ejercicio propuesto 6.3.

- Se necesita 2,45 g de  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ .  
 Se forman 0,0151 moles de  $\text{PbCrO}_4$ .  
 Se producen 2,57 g de  $\text{NaNO}_3$ .

### Ejercicio propuesto 6.4.

- a) El  $\text{O}_2$  es el reactivo limitante.  
 b) Se forman 0,105 moles de  $\text{NO}$ .  
 c) 0,425 g de  $\text{NH}_3$  quedan sin reaccionar.

### Ejercicio propuesto 6.5.

Hay 0,150 moles de sustancia pura en 15,9 g de muestra de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; 17,6 g de  $\text{NaCl}$  y 12,8 g de  $\text{KCl}$ .

### Ejercicio propuesto 6.6.

- Deben reaccionar 1,50 moles de  $\text{Li}$ .  
 La pureza de la muestra es de 75,0%.

### Ejercicio propuesto 6.7.

- Se formarán 0,500 moles de  $\text{CO}_2$  que equivalen a 22,0 g y 11,2 L.  
 Si el rendimiento de la reacción fuera 70,0%, se formarán 0,35 moles de  $\text{CO}_2$ .

### Ejercicio propuesto 6.8.

- Debieron reaccionar 8,57 g de  $\text{H}_2$ .

### Ejercicio propuesto 6.9.

- Se obtuvieron 7,8 g de  $\text{PbS}$ .

### Ejercicio propuesto 6.10.

- La pureza de la muestra de fosfato de calcio es de 69,4% p/p.

**Ejercicio propuesto 6.11.**

- a) 3 equivalentes de  $\text{HNO}_3$ . Peso equivalente ( $\text{HNO}_3$ ) = 63 g/equivalente.
- b) 2,63 equivalentes de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Peso equivalente ( $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) = 57 g/equivalente.
- c) 1,1 equivalentes de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Peso equivalente ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) = 37 g/equivalente.
- d) 0,30 equivalentes de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Peso equivalente ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) = 49 g/equivalente.

**Ejercicio propuesto 6.12.**

En 1,00 L de muestra hay 0,0930 equivalentes y 17,8 g de ácido cítrico.

**Ejercicio propuesto 6.13.**

Se formaron 4,390 equivalentes de producto. El compuesto es el ácido bórico,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

## Referencias

Nelson, D. L., Cuchillo Foix, C. M., Lehninger, A. L., & Cox, M. M. (2005). *Lehninger: Principios de Bioquímica* (4a. ed.). Barcelona: Omega.