

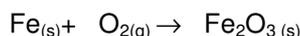
# CAPÍTULO 3

## Estequiometría

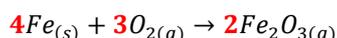
### Relaciones estequiométricas

Es conocido que las sustancias puras pueden combinarse entre sí mediante lo que llamamos un fenómeno químico, para formar otras sustancias puras. Existen grandes variedades de ejemplos cotidianos de estos fenómenos o reacciones químicas. Entre ellos la conocida oxidación de un trozo de hierro cuando se expone al aire. En este caso el hierro y el oxígeno han reaccionado (los llamamos entonces **reactivos**) para transformarse en óxido férrico (**producto**).

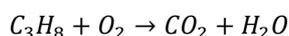
Para representar este fenómeno hacemos uso de la llamada **ecuación química**, que es un formalismo en el cual se colocan los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha que representa la transformación. Los reactivos y productos se representan por sus fórmulas moleculares, habitualmente acompañados por sus estados de agregación. Habitualmente la reacción anterior puede representarse entonces mediante la siguiente ecuación química:



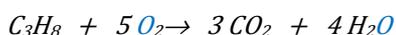
En base a la **ley de conservación de la materia** (la masa se conserva en los procesos químicos) es obvio que esta ecuación está incompleta pues en ella “aparecen” entre los productos distinta cantidad de cada elemento que la que se encuentra entre los reactivos. Además debemos tener en cuenta que los elementos presentes en los productos deben ser los mismos que forman los reactivos, es decir, los elementos deben conservarse en el curso de la reacción. Para solucionar esta cuestión debemos sencillamente **equilibrar** la ecuación para que a izquierda y derecha queden igual número de átomos de cada elemento. Este ajuste debe realizarse mediante coeficientes que *multiplican a toda la fórmula molecular y nunca variando los subíndices* ya que esto último implicaría cambiar la especie química. A estos números se los denomina **coeficientes estequiométricos**. Así, nuestra ecuación anterior se balancea de la siguiente forma:



Si bien al balancear una ecuación química podríamos comenzar por cualquiera de los elementos, una elección adecuada del orden en que los balanceamos podría simplificar el proceso, por ejemplo al balancear la siguiente ecuación:



Conviene comenzar por aquellos elementos que no se encuentren repetidos del mismo lado de la flecha, en nuestro ejemplo el carbono o el hidrógeno y dejar para el final aquellos que se encuentren en más de un compuesto del mismo lado de la flecha; en este ejemplo el oxígeno (O) en los productos lo encontramos tanto en el CO<sub>2</sub> como en el H<sub>2</sub>O.



En este caso si comenzamos colocándole los coeficientes estequiométricos al C y el H, automáticamente nos quedará balanceado el O.

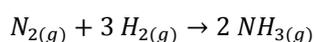
El cálculo de las cantidades de reactivos y productos involucrados en un proceso químico determinado se denomina **estequiometría**. Este término es la combinación de dos palabras griegas: στοιχειον, stoicheion, “elemento” y μετρον, métrón, “medida”.

Recordando que una fórmula molecular puede ser imaginada como representando a una molécula o a un mol de moléculas (entre infinitas posibilidades), podremos llegar a la misma posibilidad para una ecuación química, es decir, la posibilidad de una **interpretación molecular** (pensando en las fórmulas como si fueran moléculas) o de una **interpretación molar** (pensando en las fórmulas como si fuesen un mol de moléculas).

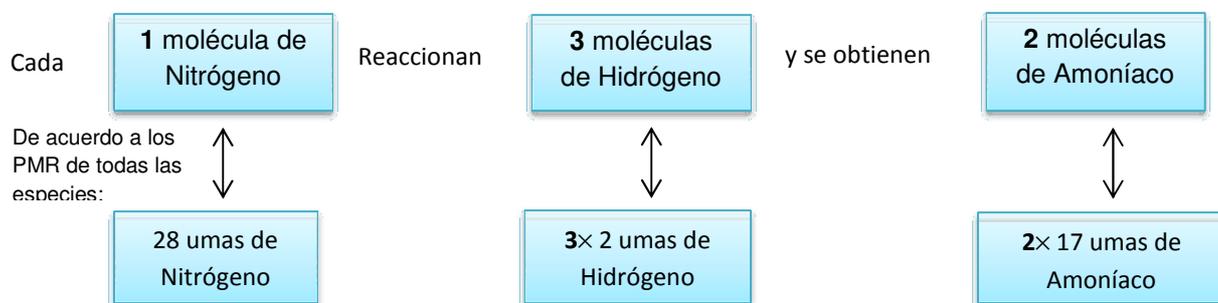
**Los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada nos indican la proporción en que reaccionan los reactivos para dar productos en términos de moléculas o moles.** Usaremos ambas interpretaciones en la resolución de problemas.

Así como la receta de una torta no nos indica el tamaño que tendrá la misma, ya que nosotros podríamos cambiar las cantidades de los ingredientes manteniendo las proporciones, sucede lo mismo con las reacciones químicas, la ecuación solamente indica la proporción en que van a reaccionar los reactivos para dar productos, pero las cantidades que reaccionen dependerán de cada situación.

Tomaremos un ejemplo que es importante en la industria por el uso del producto (NH<sub>3</sub>) como fertilizante; el proceso puede representarse:

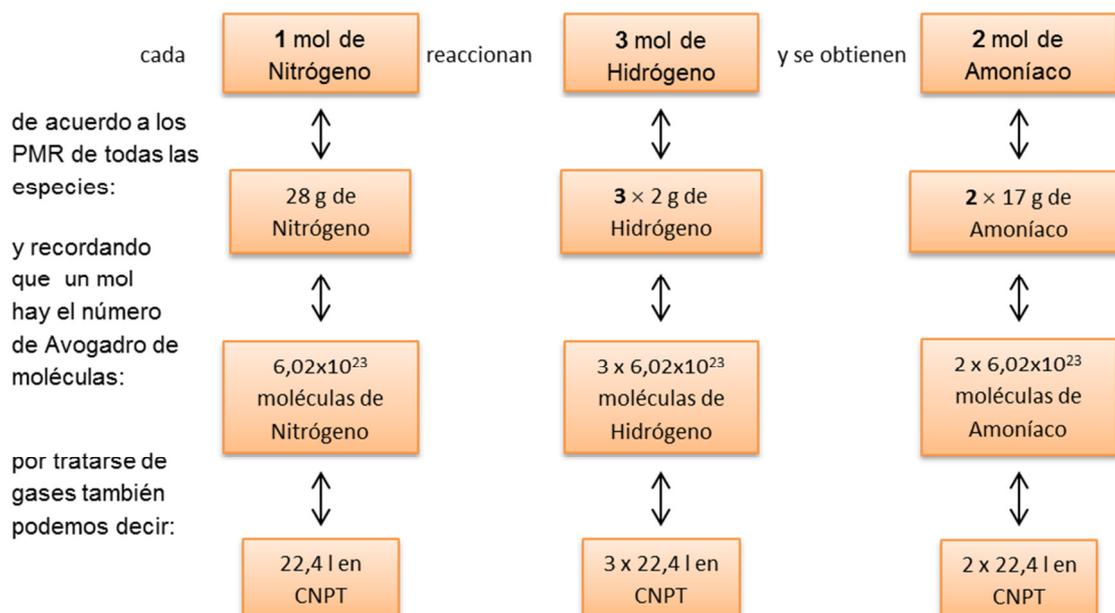


La INTERPRETACIÓN MOLECULAR es la siguiente (Figura 3.1):



**Figura 3.1.** Interpretación molecular de la reacción química de formación de amoníaco.

Por otro lado la INTERPRETACIÓN MOLAR es (Figura 3.2):



**Figura 3.2.** Interpretación molar de la reacción química de formación de amoníaco.

Ambas interpretaciones son autoconsistentes y permiten resolver cualquier problema que involucre una ecuación química. Ambas interpretaciones están relacionadas entre sí por el número de Avogadro.

Como mencionamos anteriormente la ecuación nos indica sólo la proporción en que reaccionarán los reactivos para dar productos. La cantidad que vaya a reaccionar dependerá por ejemplo de que estemos haciendo la reacción en un reactor de laboratorio con unos pocos gramos de reactivos o en un reactor industrial donde se introducirán varios kilos de cada reactivo, sin embargo la proporción en que reaccionarán el  $H_2$  y el  $N_2$  será en ambos casos la establecida por la ecuación química balanceada.

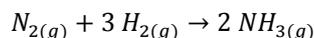
### **Ejemplos de cálculos**

Existen dos tipos de problemas con los que nos podemos encontrar:

- aquellos en los cuales se pretende obtener una cantidad determinada de producto, para lo cual necesitamos saber cuánto de cada reactivo debemos hacer reaccionar. Para resolver estos problemas debemos partir de la cantidad de producto y aplicando la estequiometría, averiguar la cantidad de reactivos necesarios para la reacción, los llamaremos problemas de  $P \rightarrow R$ .
- aquellos donde a partir de una determinada cantidad de reactivo queremos saber cuánto producto se podría obtener. En estos problemas, al momento de hacer los cálculos, partiremos de la cantidad de reactivo y con la estequiometría calcularemos la cantidad de producto que se puede obtener, los llamaremos problemas de  $R \rightarrow P$ .

Veamos de qué tipo de problema se trata los siguientes casos:

**Problema 1.** Calcule la masa de  $H_{2(g)}$  y la cantidad de moles de  $N_{2(g)}$  necesarias para obtener  $3,01 \times 10^{23}$  moléculas de  $NH_{3(g)}$ .



Por ser un problema del tipo  $P \rightarrow R$  debemos partir de la cantidad de amoníaco y calcular la cantidad de  $H_2$  necesaria. Según la interpretación molar (Figura 3.2), para obtener 2 moles de  $NH_3$  se necesitan 3 moles de  $H_2$  o sea:

$$\begin{array}{l} 2 \times 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } NH_3 \text{-----} 3 \times 2 \text{ g de } H_2 \\ 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas de } NH_3 \text{-----} X = 1,5 \text{ g de } H_2 \\ \text{(dato)} \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \text{(incógnita)} \end{array}$$

Para calcular la cantidad de moles de  $N_2$  podemos proceder de la misma manera o hacerlo a partir de la cantidad de  $H_2$  ya obtenida:

$$\begin{array}{l} 3 \times 2 \text{ g de } H_2 \text{-----} 1 \text{ mol de } N_2 \\ 1,5 \text{ g de } H_2 \text{-----} X = 0,25 \text{ mol de } N_2 \end{array}$$

**Problema 2.** Calcular el volumen de amoníaco en CNPT que se podrá obtener a partir de 200 gramos de  $N_{2(g)}$ .

En este caso por tratarse de un problema del tipo  $R \rightarrow P$  haremos los cálculos partiendo de la cantidad de  $N_2$ :

$$\begin{array}{l} 28 \text{ g de } N_2 \text{-----} 2 \times 22,4 \text{ litros de } NH_3 \\ 200 \text{ g de } N_2 \text{-----} X = 320 \text{ litros de } NH_3 \end{array}$$

## Exceso y defecto

Ahora bien, calculamos en problema 1 que se necesitan 1,5 g de  $H_2$  para combinarse completamente con 0,25 mol de  $N_2$ . Es claro que si agregamos estas cantidades de los dos reactivos, estos se combinarán completamente dejando en su lugar una cierta cantidad de producto (puede calcularlo de modo análogo a lo que calculó en el problema 2), que resulta ser 8,5 g de  $NH_3$ .

¿Qué sucederá si a los 0,25 mol de  $N_2$  le agregamos sólo 0,5 g de  $H_2$ ? Es evidente que no hay suficiente  $H_2$  para reaccionar con todo el  $N_2$  presente. Dicho de otro modo, el  $H_2$  se terminará antes que todo el  $N_2$  haya reaccionado: así el  $H_2$  será el **reactivo limitante** de la reacción, ya que cuando se consuma completamente se habrá terminado la reacción. Por otro lado el  $N_2$  será el **reactivo en exceso**.

Resumiendo, en un sistema real en que se produce una reacción química podemos tener dos situaciones:

-Los reactivos están en cantidades estequiométricas: en este caso el sistema final tendrá solamente los productos de la reacción.

-Los reactivos no están en cantidades estequiométricas: en el sistema final habrá, además de los productos de la reacción, parte del reactivo que estuviera en exceso.

Quizá una forma de entender el concepto de reactivo limitante podría ser mediante la aplicación de una analogía con una situación de la vida diaria. Vamos a suponer que queremos preparar sándwiches constituidos cada uno por dos rebanadas de pan de molde y una rodaja de salame. Si dispusiéramos de 4 rodajas de salame y suficiente cantidad de rebanadas de pan, es evidente que el número de sándwiches quedaría acotado a 4, por la cantidad de rodajas de salame disponibles. Por otro lado si nos preguntáramos cuantos sándwiches podríamos hacer con 6 rebanadas de pan y suficiente cantidad de salame, también es fácil darse cuenta que la cantidad de sándwiches que se podrían hacer estaría limitada a tres sándwiches, por la cantidad de rebanadas de pan (2 por sándwich).

Ahora bien, si nos preguntáramos cuantos sándwiches podemos hacer con 4 rodajas de salame y 6 rebanadas de pan, no podemos pensar solamente en uno de los componentes, ya que por ejemplo mirando la cantidad de salame podríamos decir que se pueden hacer 4 sándwiches, pero esto no es así, ya que la cantidad necesaria de pan (8 rebanadas) no nos lo permitiría. En este caso diríamos que el pan es el componente limitante y el salame el componente en exceso.

La cantidad de sándwiches entonces estará limitada a 3 por aquel componente que es el limitante y que se utiliza completamente (6 panes, 2 por sándwich), y nos quedaría una rodaja de salame sin utilizar (en exceso). El ingrediente que está **limitando** la cantidad de sándwiches (producto) que se pueden elaborar, es el pan.

A este concepto, es decir, la relación entre el componente que se utiliza totalmente y el componente que se utiliza en forma parcial, sean sándwiches o productos de una reacción química, se lo llama habitualmente **Exceso y Defecto**.

Es por ello que luego de balancear la reacción química y antes de calcular la cantidad de producto que se formará, se debe primero hacer el cálculo de Exceso y Defecto para determinar cuál es el reactivo limitante y proceder luego a calcular la cantidad de producto con lo que se dispone de reactivo limitante. Veremos a continuación ejemplos de cálculos.

### **Ejemplos de cálculos**

Es importante ver que este concepto no afecta los problemas del tipo  $P \rightarrow R$ , ya que en estos las cantidades de reactivos intervinientes son las que deben ser calculadas. Solamente *involucra a los problemas del tipo  $R \rightarrow P$  en el caso de que se establezcan las cantidades de ambos reactivos*. Usaremos la misma ecuación de los problemas anteriores.

**Problema 1.** ¿Qué sustancias estarán presentes en el sistema final obtenido al mezclar 0,25 mol de N<sub>2</sub> con 1,15 mol de H<sub>2</sub>?

El primer paso será averiguar si los reactivos están en cantidades estequiométricas y, en el caso que no lo estén, averiguar cuál está en defecto (reactivo limitante).

Según la interpretación molar:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de N}_2 \text{ -----} 3 \text{ mol de H}_2 \\ 0,25 \text{ mol de N}_2 \text{ -----} X = 0,75 \text{ mol de H}_2 \end{array}$$

Son necesarios 0,75 mol de H<sub>2</sub> para que reaccione totalmente el N<sub>2</sub> del sistema. Sin embargo, en el sistema tenemos una cantidad mucho mayor de H<sub>2</sub> (1,15 mol) de modo que éste “sobrará” luego de la reacción, lo que indica que es el reactivo en exceso. Por lo tanto el N<sub>2</sub> es el reactivo en defecto o reactivo limitante.

Si restamos los 0,75 mol de H<sub>2</sub> que reaccionan con la totalidad del N<sub>2</sub> a la cantidad inicial de H<sub>2</sub> (1,15 mol), estaremos calculando la cantidad de H<sub>2</sub> remanente en el sistema final, es decir 0,4 mol de H<sub>2</sub> son los que quedan sin reaccionar.

Por otro lado podemos calcular la cantidad de NH<sub>3</sub> formado a partir de la totalidad de N<sub>2</sub>, ya que es el reactivo limitante de la reacción:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de N}_2 \text{ -----} 2 \text{ mol de NH}_3 \\ 0,25 \text{ mol de N}_2 \text{ -----} X = 0,5 \text{ mol de NH}_3 \end{array}$$

También podría calcularse la cantidad de NH<sub>3</sub> formado a partir de la cantidad de H<sub>2</sub> que reacciona (primer cálculo del problema), ya que es la cantidad estequiométrica de H<sub>2</sub> (0,75 mol) que reacciona con 0,25 mol de N<sub>2</sub>:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol de H}_2 \text{ -----} 2 \text{ mol de NH}_3 \\ 0,75 \text{ mol de H}_2 \text{ -----} X = 0,5 \text{ mol de NH}_3 \end{array}$$

Respuesta: El sistema contendrá 0,4 mol de H<sub>2</sub> (reactivo en exceso), 0,5 mol de NH<sub>3</sub> (producto formado) y absolutamente nada de N<sub>2</sub> (reactivo en defecto).

**Problema 2.** ¿Qué sustancias estarán presentes en el sistema final obtenido al mezclar en un recipiente 14 g de N<sub>2</sub> y 1,5 g de H<sub>2</sub>?

Si bien este problema es similar al caso anterior, servirá para demostrar que, dependiendo de cuál reactivo partamos al hacer los cálculos, la información que obtendremos puede ser diferente.

El primer paso será averiguar si los reactivos están en cantidades estequiométricas. Según la ecuación química:

$$\begin{array}{l} 28 \text{ g de N}_2 \text{ -----} 6 \text{ g de H}_2 \\ 14 \text{ g de N}_2 \text{ -----} X = 3 \text{ g de H}_2 \end{array}$$

Es fácil apreciar que el reactivo que está en defecto ahora es el  $H_2$  ya que para que reaccionaran totalmente los 14 g de  $N_2$  necesitaríamos 3 g de  $H_2$  y sólo tenemos 1,5 g, por lo tanto, el cálculo de la cantidad de  $NH_3$  formado debemos hacerlo a partir de este reactivo, ya que es el reactivo que limita la formación del producto:

$$\begin{array}{l} 6 \text{ g de } H_2 \text{ -----} 34 \text{ g de } NH_3 \\ 1,5 \text{ g de } H_2 \text{ -----} X = 8,5 \text{ g de } NH_3 \end{array}$$

Para saber la cantidad de  $N_2$  que queda sin reaccionar en el sistema final primero debemos calcular cuánto ha reaccionado, para lo cual debemos hacer la misma relación que inicialmente pero ahora partiendo del otro reactivo. Esto no hubiera sido necesario si hubiéramos comenzado el cálculo por el reactivo en defecto, pero no hay forma de saber esto antes de comenzar a resolver el problema:

$$\begin{array}{l} 6 \text{ g de } H_2 \text{ -----} 28 \text{ g de } N_2 \\ 1,5 \text{ g de } H_2 \text{ -----} X = 7 \text{ g de } N_2 \end{array}$$

Por lo tanto restando a los 14 g iniciales de  $N_2$  los 7 g que han reaccionado tendremos la cantidad de  $N_2$  presente en el sistema final (7 gramos).

RESPUESTA: En el sistema final quedarán 8,5 g de  $NH_3$  y 7 g de  $N_2$  (*no quedará  $H_2$* ).

## Pureza de un reactivo

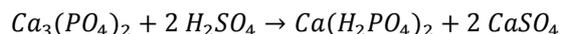
En un sistema real, los reactivos siempre contienen algún tipo de impurezas. El **porcentaje de pureza** de un reactivo químico **es la masa de sustancia pura contenida en 100 g del mismo**. Por ejemplo, la piedra caliza es un mineral que tiene un 92 % de pureza en  $CaCO_3$ , ese valor indica que en 100 g del mineral habrá 92 g de  $CaCO_3$  y 8 g de impurezas. **En los cálculos estequiométricos se asumirá que las impurezas no participan en la reacción química.**

Habitualmente se suelen utilizar los términos “muestra” o “mineral” para referirnos a la sustancia impura y la fórmula molecular (ej.  $CaCO_3$ ) o el nombre del compuesto (ej. carbonato de calcio) cuando nos referimos a la sustancia pura; sin embargo es común que se utilicen expresiones que pueden dar lugar a confusión como por ejemplo “Carbonato de calcio de 90 % de pureza” para referirnos a una muestra que contiene 90 gramos de  $CaCO_3$  (puro) cada 100 gramos de dicha muestra.

### Ejemplos de cálculos

**Problema 1.** El  $Ca_3(PO_4)_2$  es una sustancia insoluble, por lo que no puede ser absorbido por las plantas, sin embargo si se lo hace reaccionar con ciertos ácidos se transforma en  $Ca(H_2PO_4)_2$  que es una sustancia asimilable por los vegetales, constituyendo un fertilizante

fosforado. Si se quisieran obtener 2500 g de  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  por medio de la siguiente reacción:



- ¿Qué masa de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  puro se necesitaría?
- Si en lugar de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  puro, se dispusiera de una bolsa de fosforita de 60 % de pureza ¿Qué masa del mineral deberá pesarse?

Se trata de un problema de los que clasificamos como de  $\text{P} \rightarrow \text{R}$ , por lo que debemos comenzar el cálculo por la cantidad de producto que se quiere obtener. Lo que debemos hacer es relacionar la masa de  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  con la correspondiente de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  mediante la ecuación química balanceada:

$$\begin{array}{l} 234 \text{ g de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} 310 \text{ g de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \\ 2500 \text{ g de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{-----} \text{X} = 3312 \text{ g de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \end{array}$$

Dado que la ecuación química relaciona sustancias puras, la masa obtenida será la cantidad de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  puro necesario para la reacción. De esta forma hemos resuelto el ítem a).

RESPUESTA: se necesitarían 3312 g de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  puro.

Para el inciso b) deberemos considerar la pureza del mineral

$$\begin{array}{l} 60 \text{ g de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{-----} 100 \text{ g de fosforita} \\ 3312 \text{ g de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{-----} \text{X} = 5520 \text{ g de fosforita} \end{array}$$

Es importante observar que la masa de mineral necesario debe ser mayor que la masa del reactivo puro, ya que el primero debe contener además a las impurezas.

RESPUESTA: deberán pesarse 5520 g de fosforita.

**Problema 2.** Dada la ecuación:



¿Cuántos gramos de CaO se generarán en la descomposición térmica de 250 g de piedra caliza? La piedra caliza es un mineral que contiene una pureza de 92% en  $\text{CaCO}_3$ .

Por tratarse de un problema de  $\text{R} \rightarrow \text{P}$ , debemos comenzar el cálculo estequiométrico a partir de la cantidad de reactivo. Para esto, dado que la ecuación química relaciona sustancias puras, debemos saber cuántos gramos de  $\text{CaCO}_3$  hay en 250 g del mineral caliza, dado que las impurezas no participan de la reacción química. Como el mineral tiene un 92 % de pureza en  $\text{CaCO}_3$  podemos plantear:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de piedra caliza -----} 92 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \\ 250 \text{ g de piedra caliza -----} \text{X} = 230 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \end{array}$$

Luego, de acuerdo con la ecuación química balanceada, 100 g (1 mol) de  $\text{CaCO}_3$  genera por descomposición térmica, 56 g (1 mol) de CaO. Como en 250 g de piedra caliza hay 230 g de  $\text{CaCO}_3$ , entonces, la cantidad de CaO generada por descomposición térmica será:

100 g de  $\text{CaCO}_3$ ----- 56 g de  $\text{CaO}$

230 g de  $\text{CaCO}_3$ ----- X=129 g de  $\text{CaO}$

RESPUESTA: La descomposición térmica de 250 g de piedra caliza generará 129 g de  $\text{CaO}$ .

## Rendimiento de un proceso

En cualquier proceso en el cual se obtiene un producto, suele ocurrir que la cantidad de éste obtenida es inferior a la cantidad esperada. Esto puede deberse a múltiples causas y en general ser la suma de todas ellas. Las reacciones químicas no son la excepción a este tipo de situaciones y es habitual que la cantidad de producto esperada sea menor a la que corresponde a la cantidad de reactivo que se utilizó. Para simplificar vamos considerar que la pérdida se debe exclusivamente al producto de la reacción y la expresaremos en forma cuantitativa como la cantidad de producto obtenida realmente respecto a la cantidad de producto esperada, en forma porcentual, a lo que llamaremos rendimiento de la reacción.

Dado que tanto la cantidad obtenida como la esperada corresponden a la misma sustancia pura, podremos expresar al rendimiento en gramos, moles, moléculas o volumen.

Por ejemplo si la siguiente reacción tuviera un rendimiento del 80%:



Podríamos decir que:

cada **100 gramos de  $\text{CO}_{2(g)}$  esperados** tendremos **80 gramos de  $\text{CO}_{2(g)}$  obtenidos**

ó

cada **100 litros de  $\text{CO}_{2(g)}$  en CNPT esperados** tendremos **80 litros de  $\text{CO}_{2(g)}$  en CNPT obtenidos**

### Ejemplo de cálculo

Dada la ecuación:  $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$

¿Cuántos gramos de  $\text{NH}_{3(g)}$  se generarán a partir de 250 g de  $\text{N}_{2(g)}$  con cantidad suficiente de  $\text{H}_{2(g)}$  si el rendimiento de la reacción fuera del 80%?

En primer lugar, debemos saber cuántos gramos de  $\text{NH}_{3(g)}$  se esperaban obtener a partir de la cantidad de reactivo propuesta, en base a la estequiometría de la reacción:

28 g de  $\text{N}_{2(g)}$  ----- 34 g de  $\text{NH}_{3(g)}$

250 g de  $\text{N}_{2(g)}$  ----- 303,6 g de  $\text{NH}_{3(g)}$

Luego habrá que considerar que en base al rendimiento de la reacción, no se obtendrá la cantidad esperada (303,6 g) sino una cantidad real menor:

100 g de  $\text{NH}_{3(g)}$  esperados ----- 80 g  $\text{NH}_{3(g)}$  obtenidos

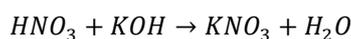
303,6 g de  $\text{NH}_{3(g)}$  esperados ----- X=242,9 g  $\text{NH}_{3(g)}$  obtenidos

RESPUESTA: Si el rendimiento de la reacción es del 80% se obtendrán 242,9 g de  $\text{NH}_{3(g)}$ .

## Equivalente químico de una sustancia

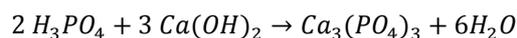
Es evidente que en los problemas anteriores era necesario conocer la relación entre los reactivos y los productos, siendo para ello necesario balancear la ecuación química con los coeficientes estequiométricos.

También es evidente que hacer cálculos estequiométricos es más fácil cuando la relación estequiometría es 1 a 1, por ejemplo para la reacción:



Dado que la estequiometría es 1 a 1, si mezcláramos 0,7 mol de  $\text{HNO}_3$  con 0,4 mol de  $\text{KOH}$ , sería evidente que el  $\text{KOH}$  estaría en defecto ya que para que reaccione completamente se necesitaría la misma cantidad de ácido (0,4 mol de  $\text{HNO}_3$ ), que en este caso hay más (0,3 moles más de  $\text{HNO}_3$ ). Al estar el  $\text{KOH}$  en defecto, sabemos que reacciona completamente (los 0,4 mol) con la misma cantidad (0,4 mol) de  $\text{HNO}_3$  y se obtendrá la misma cantidad (0,4 mol) de cada producto.

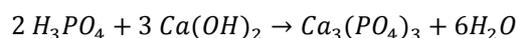
La situación es diferente cuando la relación estequiometría no es 1 a 1, por ejemplo en la siguiente reacción:



En este caso si mezcláramos 0,7 mol de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  y 0,4 mol de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , al no ser la relación estequiométrica 1 a 1, sería más dificultoso saber cuál de los reactivos es el limitante y cuál está en exceso y más aún, saber las cantidades de cada uno que reaccionan; y además sería inevitable tener que recurrir a la realización de cálculos estequiométricos.

Para simplificar estos cálculos se inventó un nuevo concepto llamado **Equivalente químico**, que fue definido de forma tal que **un equivalente de una sustancia se combinará siempre con un equivalente de otra sustancia para dar un equivalente de cada uno de los productos de la reacción.**

Esto se cumple para toda reacción química. Ej.:



**en moles:** sigue cumpliéndose la relación estequiométrica que establece que cada 2 mol de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  necesitaremos 3 mol de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y se obtendrán 1 mol de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  y 6 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

**en equivalentes:** cada 1 equivalente de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  necesitaremos 1 equivalente de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y se obtendrán 1 equivalente de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  y 1 equivalente de  $\text{H}_2\text{O}$

En forma genérica, se puede definir el **peso equivalente** de una sustancia como la masa de compuesto capaz de intercambiar un mol de cargas.

Resulta claro que si los equivalentes permiten ignorar los coeficientes estequiométricos, es porque de algún modo los tiene incorporados en su propia definición. Dicho de otra manera, la definición de un equivalente o de un peso equivalente depende directamente del comportamiento químico de la sustancia en cuestión en la reacción dada.

De esta manera la definición de equivalente será diferente para los diferentes grupos de sustancias y, aún para una misma sustancia, dependerá de la reacción en la que intervenga.

## Definiciones de Equivalente Químico para diferentes sustancias

En el caso de reacciones ácido-base la forma que utilizaremos para calcular pesos equivalentes será la siguiente:

**Ácido.** Como los ácidos son especies capaces de ceder protones, para ellos el peso equivalente será igual al peso del ácido capaz de ceder 1 mol de iones hidrógeno ( $H^+$ ).

**Base.** Los hidróxidos ceden oxhidrilos, así que el peso equivalente de un hidróxido será el peso del compuesto capaz de ceder 1 mol de oxhidrilos ( $OH^-$ ).

**Sal.** Por último, las sales pueden intercambiar cargas (cationes o aniones). El peso equivalente de una sal es el peso de la misma asociada con la transferencia de un mol de cargas positivas o negativas.

Teniendo en cuenta estas definiciones tendremos:

$$\text{Peso Eq (ácido)} = \frac{\text{Masa molar}}{n^\circ \text{ de protones que cede una molécula}}$$

$$\text{Peso Eq (hidróxido)} = \frac{\text{Masa molar}}{n^\circ \text{ de oxhidrilos que cede una molécula}}$$

$$\text{Peso Eq (sal)} = \frac{\text{Masa molar}}{n^\circ \text{ de cargas (+o -) de una molécula}}$$

Para el caso de una sal, es conveniente contar el número de cargas positivas (el número de cargas negativas debe dar igual ya que el compuesto es neutro). Para ello contamos el número de veces que aparece el metal o el catión (en algunos casos el catión es  $NH_4^+$ ) en la fórmula de la sal y lo multiplicamos por su carga. Ese resultado es el número de cargas que podrá intercambiar.

De acuerdo a lo que hemos dicho, todos los pesos equivalentes se calcularán dividiendo la masa de 1 mol o masa molar del compuesto por el número obtenido con las reglas anteriormente indicadas.

Ese número coincidirá con el número de equivalentes presentes en un mol. Por ejemplo, si el peso equivalente de una sustancia es  $\text{masa molar}/2$ , esto significa que la masa del equivalente es exactamente igual a la mitad de la masa molar, es decir, que en 1 mol habrá contenidos 2 equivalentes.

Es necesario aclarar que se debe saber cómo reacciona la sustancia, lo cual puede deducirse conociendo la ecuación completa o alguno de los productos, excepto en los casos en que la molécula se comporta inequívocamente de una única manera.

En este punto es importante hacer una aclaración, sabemos que los conceptos de masa y peso son diferentes. La masa de un cuerpo es una medida de la cantidad de materia, cuya unidad es el kg y es una magnitud escalar, mientras que el peso es la fuerza con la que una determinada masa es atraída gravitacionalmente y es una magnitud vectorial, cuya unidad en el sistema internacional de unidades es el newton. Sin embargo en química es habitual referirnos a **peso atómico** (PA) de un elemento cuando en realidad nos referimos a la masa de un

mol de átomos y análogamente nos referimos a **peso molecular** (PM) de un compuesto cuando nos referimos a la masa de un mol de moléculas.

### **Ejemplos de cálculos en reacciones ácido-base**

**Problema 1.** Calcular el peso equivalente del HCl y del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

En el primer caso, actuando el HCl como ácido no hay dudas que sólo puede ceder un ión hidrógeno, entonces:

$$PEq_{HCl} = \frac{PM}{1} = \frac{36,5g}{1} = 36,5g$$

En este caso, como el Peq coincide con el peso de un mol, podremos también decir que 1 mol de HCl contiene 1 equivalente del ácido:

$$1 \text{ mol de HCl} \text{ ----- } 1 \text{ equivalente de HCl}$$

En el caso de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es necesario conocer qué reacción química ha ocurrido. Se presentan dos casos:

a) El H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> cede un protón para dar como producto el ion HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>

$$PEq = \frac{PM}{1} = \frac{98g}{1} = 98g$$

b) El H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> cede los 2 protones para dar como producto el ion SO<sub>4</sub><sup>=</sup>

$$PEq = \frac{PM}{2} = \frac{98g}{2} = 49g$$

En el primer caso un mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> contendrá 1 equivalente del ácido.

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1 \text{ equivalente de H}_2\text{SO}_4$$

En el segundo caso, como el equivalente pesa la mitad que un mol del ácido, podremos decir que en un mol de ácido hay contenidos 2 equivalentes del mismo.

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 2 \text{ equivalentes de H}_2\text{SO}_4$$

**Generalizando, podremos decir que el número por el cual se divide el peso de un mol al calcular un peso equivalente, nos indica cuantos equivalentes están contenidos en un mol de ese compuesto.**

**Problema 2.** Calcular cuántos equivalentes hay en 20 g de NaOH.

Como el NaOH sólo puede ceder un OH<sup>-</sup>, entonces tendrá un equivalente por mol. Como su PM es 40g tenemos:

$$40g \text{ de NaOH} \text{ ----- } 1 \text{ Eq}$$

$$20 \text{ g de NaOH} \text{ ----- } X = 0,5 \text{ Eq}$$

**Problema 3.** ¿Cuántos equivalentes de HCl reaccionarán con 20 g de NaOH?

Por el resultado anterior sabemos que 20 g de NaOH corresponden a 0,5 equivalentes de NaOH, por lo tanto, como **las reacciones químicas son equivalente a equivalente**, necesitaremos 0,5 equivalentes de HCl para que reaccionen completamente con esa cantidad de base.



En primer lugar debemos visualizar nuestro objetivo, es decir obtener 200 kilos de  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Por tratarse de un problema de  $\text{P} \rightarrow \text{R}$  debemos partir de la cantidad de producto a obtener para hacer el cálculo de la cantidad de reactivo necesaria.

Dado que el rendimiento de la reacción es del 80 %, esto nos indica que para obtener 80 kilos de producto debemos generar 100 kilos por lo que debemos hacer reaccionar una cantidad de reactivo suficiente para esa cantidad.

$$\begin{array}{l} 80 \text{ kilos obtenidos} \text{ -----} 100 \text{ kilos generados} \\ 200 \text{ kilos obtenidos} \text{ -----} x = 250 \text{ kilos generados} \end{array}$$

O sea, debemos calcular cuánto  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  puro será necesario para la reacción:

$$\begin{array}{l} 702 \text{ kilos de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{ -----} 312 \text{ kilos de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \\ 250 \text{ kilos de } \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \text{ -----} x = 111,1 \text{ kilos de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \end{array}$$

Luego, como no disponemos de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , sino un mineral que contiene 15% de dicho compuesto:

$$\begin{array}{l} 15 \text{ kilos de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ -----} 100 \text{ kilos de fosforita} \\ 111,1 \text{ kilos de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ -----} x = 740,7 \text{ kilos de fosforita} \end{array}$$

Respuesta: serán necesarios 740,7 kilos de fosforita.