

ESTEQUIOMETRÍA

La **estequiometría** es la parte de la química que estudia las **relaciones cuantitativas** entre las sustancias que intervienen en una reacción química. Permite calcular masas, volúmenes, cantidades de sustancia, concentraciones y rendimientos a partir de una **ecuación química ajustada**.

Regla fundamental: *todos los cálculos estequiométricos deben realizarse a partir de la ecuación química correctamente ajustada.*

Para la resolución de problemas vamos a seguir los siguientes pasos:

1. Ajustar la reacción
2. Pasar todos los datos a moles
3. Aplicar la proporción estequiométrica
4. Identificar reactivo limitante (si procede)
5. Calcular el producto teórico
6. Aplicar pureza, rendimiento o riqueza si se indica
7. Expresar el resultado con unidades correctas

- **Cantidad de sustancia y masa molar**

La **cantidad de sustancia** se mide en **moles (mol)**.

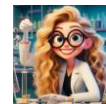
$n = m/M_m$, donde:

- n : número de moles
- m : masa (g)
- M_m : masa molar ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ó g/mol)

Ejemplo:

¿Cuántos moles hay en 36 g de agua?

$$M_m (\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



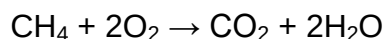
$$n = m/Mm = 36/18 = 2 \text{ mol}$$

- **Cálculos estequiométricos masa–masa**

Ejemplo:

¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen al quemar 10 g de metano?

Escribimos y ajustamos la reacción:



Después calculamos los moles de metano:

$$n(\text{CH}_4) = m/Mm = 10/16 = 0,625 \text{ mol}$$

Como la relación molar es:

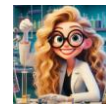
$$1 \text{ mol CH}_4 \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2 \Rightarrow 0,625 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 0,625 \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa de CO₂:

$$0,625 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ gramos de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 27,5 \text{ gramos de CO}_2$$

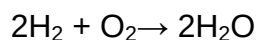
- **Reactivo limitante y reactivo en exceso**

El **reactivo limitante** es el que se consume totalmente y **determina la cantidad máxima de producto** y el reactivo que está en exceso es el reactivo del que sobra cantidad inicial.



Ejemplo:

Se hacen reaccionar 10 g de hidrógeno con 40 g de oxígeno.



Calculamos los moles iniciales:

$$n(\text{H}_2) = 10/2 = 5 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 40/32 = 1,25 \text{ moles}$$

Miramos la proporción estequiométrica:

$$2 \text{ mol H}_2 \leftrightarrow 1 \text{ mol O}_2 \Rightarrow 5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} = 2,5 \text{ mol O}_2$$

Solo hay 1,25 mol, por lo tanto el **O₂ es el reactivo limitante** y el H₂ es el reactivo que está en exceso.

- **Rendimiento de una reacción**

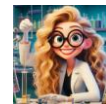
El **rendimiento** indica qué porcentaje del producto teórico se obtiene realmente. Se calcula cuando ya ha transcurrido la reacción y se obtiene el producto final.

$$\text{Rendimiento (\%)} = \text{cantidad real} / \text{cantidad teórica} \cdot 100$$

Ejemplo:

Si teóricamente se obtienen 50 g de producto, pero solo se obtienen 42 g:

$$\text{Rdto} = (42/50) \cdot 100 = 84\%$$



- **Pureza y riqueza de un reactivo**

La **pureza** Indica el porcentaje de sustancia útil en una muestra sólida, es decir, un reactivo puede contener impurezas que no reaccionan, por lo tanto hay que calcular la parte que reacciona..

Muestra útil (en gramos) = masa total · % pureza

Ejemplo:

Una muestra de 200 g de caliza tiene una pureza del 80 % de carbonato de calcio puro.

$200 \cdot 0,80 = 160$ gramos de carbonato de calcio

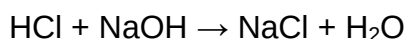
La **riqueza (en disoluciones)** indica la fracción de soluto presente en una disolución.

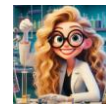
- **Disoluciones: % en masa y densidad**

Es común que de una disolución den datos de % masa y densidad, y que a partir de ella se pueda calcular la concentración de dicha disolución, o la cantidad de ella que cogemos para que reaccione con nuestro otro reactivo, etc.

Ejemplo:

Se tienen 250 mL de una disolución de HCl al 20 % en masa y densidad 1,10 g/mL que reaccionan con hidróxido de sodio para dar sal y agua. ¿Qué cantidad de ácido necesitamos para obtener...?





$$250 \text{ ml disolución} \cdot \frac{20 \text{ gramos soluto}}{100 \text{ gramos disolución}} \cdot \frac{1,10 \text{ gramos disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,45 \text{ g HCl}} = 1,50 \text{ mol HCl}$$

A partir de ahí se calcula los gramos de NaOH, o lo que se pida en el ejercicio.

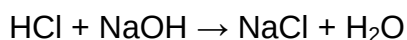
Como la reacción es mol a mol: $1,50 \text{ mol HCl} = 1,50 \text{ mol NaOH}$

- **Estequiometría con disoluciones**

Ejemplo:

¿Qué volumen de HCl 6,0 M se necesita para neutralizar 25 mL de NaOH 1,5 M?

Escribimos y ajustamos la reacción química:



Calculamos los moles que tenemos de ácido clorhídrico:

$$\text{Moles de NaOH: } n = 1,5 \cdot 0,025 = 0,0375 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{Relación molar } 1:1 \rightarrow 0,0375 \text{ mol NaOH} = 0,0375 \text{ mol de HCl}$$

$$M = \text{moles/volumen} ; \text{volumen} = \text{moles}/M = 0,0375/0,6 = 0,0625 \text{ litros} = 62,5 \text{ ml}$$