



# REACCIONES QUÍMICAS

4° ESO

Rodrigo Alcaraz de la Osa

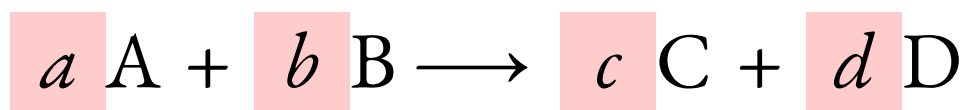


## Ajuste de ecuaciones químicas

La **ley de conservación de la masa** implica dos **principios**:

1. El número total de átomos antes y después de una reacción no cambia.
2. El número de átomos de cada tipo es igual antes y después.

En una **ecuación química** general:



- A, B, C y D representan los **símbolos químicos** de los átomos o la **fórmula molecular** de los compuestos que reaccionan (lado izquierdo) y los que se producen (lado derecho).
- $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  representan los **coeficientes estequiométricos**, que deben ser ajustados según la **ley de conservación de la masa** (comparando de izquierda a derecha átomo por átomo el número que hay de estos a cada lado de la flecha).

Los **coeficientes estequiométricos** indican el número de átomos/moléculas/**moles** que reaccionan/se producen de cada elemento/compuesto.

### Ejemplo

Se desea ajustar la siguiente ecuación química:



#### Solución

Comenzamos por el Mn: vemos que a la izquierda hay 1 átomo de Mn y a la derecha hay también 1 átomo, está **ajustado**.

Después miramos el O: vemos que a la izquierda hay 2 átomos de O y a la derecha solo hay 1. Por tanto debemos poner un 2 en la molécula de agua:



Seguimos con el H: a la izquierda hay 1 solo átomo mientras que a la derecha hay  $2 \times 2 = 4$  átomos. Por lo tanto debemos colocar un 4 en el HCl:



Finalmente el Cl: como hemos puesto 4 moléculas de HCl hay 4 átomos de Cl a la izquierda, a la derecha hay 2 átomos de la molécula de cloruro de manganeso(II) y 2 átomos más de la molécula de cloro, 4 en total, con lo que está **ajustado** y no tenemos que poner nada más.

La **reacción ajustada** queda así:



## Cálculos masa-masa

Se trata de situaciones en las que nos dan la masa (típicamente en g) de un compuesto químico y nos piden la masa (también en g) de otro compuesto químico.

Seguimos estos **tres pasos**:

1. **Pasar de g a mol** utilizando la **masa molar**.
2. **Relacionar moles** de un compuesto con moles de otro, a partir de los **coeficientes estequiométricos**.
3. **Pasar de mol a g** utilizando la **masa molar**.

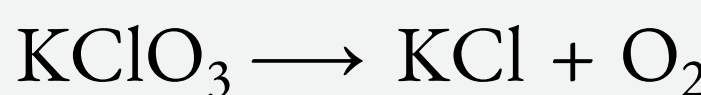
### Ejemplo

El clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ , se descompone en cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , y oxígeno. Calcula la masa de oxígeno que se obtiene al descomponerse 86.8 g de clorato de potasio.

$$M(\text{K}) = 39.1 \text{ g/mol}; M(\text{Cl}) = 35.5 \text{ g/mol}; M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}.$$

#### Solución

Escribimos la **ecuación química** de la descomposición:



La **ajustamos**:



Calculamos las **masas molares** de todos los compuestos químicos involucrados:

$$\begin{aligned} M(\text{KClO}_3) &= M(\text{K}) + M(\text{Cl}) + 3 \cdot M(\text{O}) \\ &= 39.1 \text{ g/mol} + 35.5 \text{ g/mol} + 3 \cdot 16 \text{ g/mol} = 122.6 \text{ g/mol} \\ M(\text{O}_2) &= 2 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Para relacionar los gramos de clorato de potasio con los gramos de oxígeno utilizamos los tres pasos del **cálculo masa-masa**:

$$86.8 \text{ g}_{\text{KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{KClO}_3}}{122.6 \text{ g}_{\text{KClO}_3}} \cdot \frac{3 \text{ mol}_{\text{O}_2}}{2 \text{ mol}_{\text{KClO}_3}} \cdot \frac{32 \text{ g}_{\text{O}_2}}{1 \text{ mol}_{\text{O}_2}} = 34.0 \text{ g}_{\text{O}_2}$$

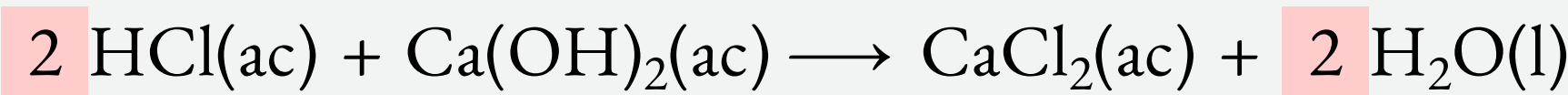
## Reactivos en disolución

Cuando los **REACTIVOS** se encuentran en **DISOLUCIÓN**, tenemos que relacionar el número de moles,  $n$ , con el volumen,  $V$ , a través de la concentración molar o **MOLARIDAD**:

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = cV \quad (V \text{ en L})$$

### Ejemplo

El ácido clorhídrico reacciona con el hidróxido de calcio para producir cloruro de calcio y agua. Calcula el volumen de ácido clorhídrico 0.25 M que se necesita para reaccionar con 50 mL de hidróxido de calcio 0.5 M.



#### Solución

$$50 \text{ mL}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1 \text{ L}_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{1000 \text{ mL}_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} \cdot \frac{0.5 \text{ mol}_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{1 \text{ L}_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} \cdot \frac{2 \text{ mol}_{\text{HCl}}}{1 \text{ mol}_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} \cdot \frac{1 \text{ L}_{\text{HCl}}}{0.25 \text{ mol}_{\text{HCl}}} = 0.2 \text{ L}_{\text{HCl}}$$

## Cálculos masa-volumen

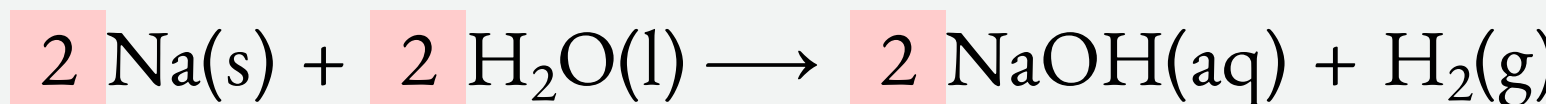
Cuando alguno de los compuestos que intervienen en la reacción es un **gas**, necesitamos hacer uso de la **ecuación de los gases ideales**:

$$pV = nRT$$

- $p$  es la **presión** a la que se encuentra el gas, medida en atm.
- $V$  es el **volumen** que ocupa el gas, medido en L.
- $n$  es el **número de moles** que tenemos del gas, que lo podemos relacionar con los gramos a través de la **masa molar**.
- $R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$  es la **constante universal de los gases ideales**.
- $T$  es la **temperatura** a la que se encuentra el gas, medida en K:  $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$ .

### Ejemplo

Calcula el volumen de hidrógeno, medido a  $25^{\circ}\text{C}$  y 0.98 atm, que se desprende al hacer reaccionar 41.4 g de sodio en agua:



$$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}; M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}; M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}.$$

#### Solución

La ecuación nos la dan ya **escrita** y **ajustada**. Notar las letras entre paréntesis, que indican el **estado de agregación** de cada compuesto químico:

- (s)  $\rightarrow$  **sólido**
- (l)  $\rightarrow$  **líquido**
- (g)  $\rightarrow$  **gas**
- (aq)  $\rightarrow$  en **disolución acuosa** (*aqueous* en inglés)

Calculamos lo primero las **masas molares** de los compuestos involucrados:

$$\begin{aligned} M(\text{Na}) &= 23 \text{ g/mol} \text{ (me lo daban como dato)} \\ M(\text{H}_2) &= 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

A partir de los gramos de Na calculamos los moles de  $\text{H}_2$  que se desprenderán, utilizando los dos primeros pasos del **cálculo masa-masa**:

$$41.4 \text{ g}_{\text{Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{Na}}}{23 \text{ g}_{\text{Na}}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{H}_2}}{2 \text{ mol}_{\text{Na}}} = 0.9 \text{ mol}_{\text{H}_2}$$

Para relacionar la cantidad de hidrógeno que se desprende (medida en mol) con el volumen (medido en L), utilizamos la **ecuación de los gases ideales**:

$$pV = nRT$$

Cuidado porque la temperatura  $T$  la tenemos que pasar a K:

$$\begin{aligned} T(\text{K}) &= T(^{\circ}\text{C}) + 273 \\ &= 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K} \end{aligned}$$

Despejamos el volumen  $V$ :

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0.9 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{0.98 \text{ atm}} = 22.4 \text{ L}_{\text{H}_2}$$