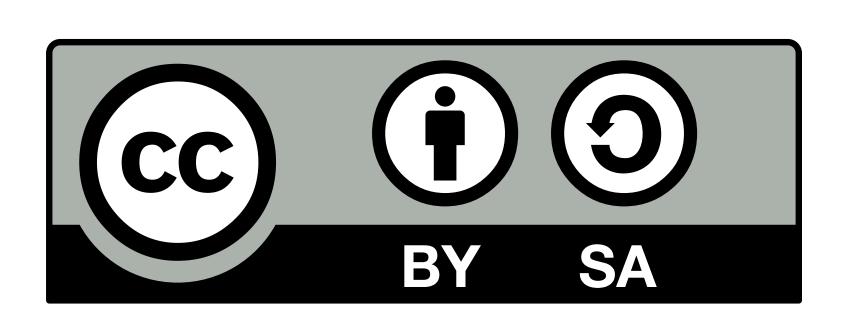
REACCIONES QUINCAS

Rodrigo Alcaraz de la Osa



Ajuste de ecuaciones quimicas

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:

$$a A + b B \longrightarrow c C + d D$$

- 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:

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

Solución

En el ejemplo se comienza 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 dos átomos de O y a la derecha solo hay 1. Por tanto debemos poner un 2 en la molécula de agua:

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$$

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:

$$MnO_2 + 4 HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$$

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:

$$MnO_2 + 4 HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$$

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.

Elemplo

El clorato de potasio, KClO₃, se descompone en cloruro de potasio, KCl, y oxígeno. Calcula la masa de oxígeno que se obtiene al descomponerse 86.8 g de clorato de potasio por la acción del calor.

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

Solución

Escribimos la ecuación química de la descomposición:

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$$

La ajustamos:

$$2 \text{ KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{ KCl} + 3 \text{ O}_2$$

Calculamos las **masas molares** de todos los compuestos químicos involucrados, en este caso el $KClO_3$ y el O_2 :

$$M(\text{KClO}_3) = M(\text{K}) + M(\text{Cl}) + 3 \cdot M(\text{O})$$

= 39.1 g/mol + 35.5 g/mol + 3 \cdot 16 g/mol = 122.6 g/mol
 $M(\text{O}_2) = 2 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$

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

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

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**.
- $R = 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$ es la constante universal de los gases ideales.
- T es la **temperatura** a la que se encuentra el gas, medida en K: $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$.

Elemplo

Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 25 °C y 0.98 atm, que se desprende al hacer reaccionar 41.4 g de sodio en agua:

2 Na(s) + 2 H₂O(l)
$$\longrightarrow$$
 2 NaOH(aq) + H₂(g)

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

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:

- $(s) \rightarrow s\'{o}lido$
- (l) → líquido
- $(g) \rightarrow gas$
- (aq) → en **disolución acuosa** (*aqueous* en inglés)

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

$$M(Na) = 23 g/mol$$
 (me lo daban como dato)
 $M(H_2) = 2 \cdot M(H) = 2 \cdot 1 g/mol = 2 g/mol$

A partir de los gramos de Na calculamos los moles de H₂ que se desprenderán, utilizando los dos primeros pasos del **cálculo masa-masa**:

$$41.4 g_{Na} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{Na}}{23 g_{Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{H_2}}{2 \text{ mol}_{Na}} = 0.9 \text{ mol}_{H_2}$$

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:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

= 25 $^{\circ}C + 273 = 298 K$

Despejamos el volumen V:

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