

ESTEQUIOMETRÍA RODRIGO ALCARAZ DE LA OSA¹

1 CONTACTO: rodri.alcaraz@gmail.com.

Ajuste de ecuaciones químicas

La LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA implica dos PRINCIPIOS²:

- 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.

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:

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

² En una ECUACIÓN QUÍMICA general:

$$a + b + b \rightarrow c + d$$

- 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.

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 <u>3 pasos</u>:

- 1. Pasar de g a mol utilizando la MASA MOLAR.
- 2. Relacionar moles de un compuesto con moles de otro, a partir de los COEFI-CIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS.
- 3. Pasar de mol a g utilizando la MASA MOLAR.

EJEMPLO

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.

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

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 KClO3 y el O2:

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

= 39.1 g/mol + 35.5 g/mol + 3 · 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 3 pasos del CÁLCULO MASA-MASA:

$$86.8\,g_{\text{KelO}_3} \cdot \frac{1\,\text{mol}_{\text{KCIO}_3}}{122.6\,g_{\text{KelO}_3}} \cdot \frac{3\,\text{mol}_{O_2}}{2\,\text{mol}_{\text{KCIO}_3}} \cdot \frac{32\,g_{O_2}}{1\,\text{mol}_{O_2}} = 34.0\,g_{O_2}$$

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 IDEALES³.

Ejemplo

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)

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

Solución

La ecuación nos la dan ya ESCRITA y AJUSTADA. Calculamos lo primero las MASAS MOLARES de los compuestos involucrados:

$$M(Na) = 23 g/mol$$
 (me lo daban como dato)

$$M(H_2) = 2 \cdot M(H) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol}$$

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

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

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:

$$pV = nRT$$

Despejamos el volumen V:

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

pV = nRT

, donde:

- 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.
- $R = 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \text{ es la Constante}$ UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES.
- T es la TEMPERATURA a la que se encuentra el gas, medida en K:

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

Notar las letras entre paréntesis, que indican el ESTADO DE AGREGACIÓN de cada compuesto químico:

- (s) → SÓLIDO
- (l) → LÍQUIDO
- (g) → GAS
- (aq) → en DISOLUCIÓN ACUOSA (aqueous en inglés)

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

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

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