

## ESTEQUIOMETRIA DE LAS REACCIONES QUIMICAS

La estequiometría se refiere a las cantidades de reaccionantes y productos comprendidos en las reacciones químicas. Para una reacción hipotética  $A + B \rightarrow C + D$ , surgen preguntas como las siguientes: ¿cuánto se necesita de A para que reaccione con "x" gramos de B?, ¿cuánto se producirá de C en la reacción de A con "x" gramos de B?, ¿cuánto se producirá de D junto con "y" gramos de C?

Cada problema, en estequiometría, se basa en una reacción química balanceada y su interpretación se hace en términos de moles. *Los números relativos de moléculas de los reaccionantes y de los productos están indicados por los coeficientes de las fórmulas que corresponden a estas moléculas.*

En la reacción balanceada  $4 \text{FeS} + 7 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{SO}_2$ , los coeficientes indican que 4 moléculas de sulfuro ferroso reaccionan con 7 moléculas de oxígeno para producir 2 moléculas de óxido férrico y 4 moléculas de anhídrido sulfuroso.

### Factores químicos de conversión

La razón de dos cantidades cualesquiera en la ecuación balanceada nos da el "factor químico" de conversión que permite pasar de las moléculas de una sustancia al número equivalente de moléculas de la otra sustancia implicada en la reacción.

A partir de la reacción balanceada anterior se pueden escribir factores químicos de conversión como los siguientes.

$$\left( \frac{4 \text{ moléculas de FeS}}{7 \text{ moléculas de O}_2} \right); \left( \frac{4 \text{ moléculas de FeS}}{2 \text{ moléculas de Fe}_2\text{O}_3} \right); \left( \frac{7 \text{ moléculas de O}_2}{4 \text{ moléculas de SO}_2} \right); \text{ etc}$$

Sin embargo, las moléculas no son unidades prácticas para el trabajo de laboratorio. Los factores químicos de conversión se expresan en unidades equivalentes como son el mol y la masa, de tal manera que se pueden establecer relaciones mol-mol, masa-mol y masa-masa. Algunos ejemplos de ellas son:

$$\text{Relación mol/mol: } \left( \frac{4 \text{ moles de FeS}}{7 \text{ moles de O}_2} \right)$$

$$\text{Relación mol/masa: } \left( \frac{4 \text{ moles de FeS}}{224 \text{ g O}_2} \right)$$

$$\text{Relación masa/masa: } \left( \frac{224 \text{ g de O}_2}{256 \text{ SO}_2} \right)$$

### Rendimiento de las reacciones

En la práctica, las reacciones químicas no siempre dan la cantidad de soluto calculado teóricamente. El rendimiento de una reacción es la relación entre la cantidad de producto obtenido y la cantidad de producto esperado según la ecuación estequiométrica

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{g de producto experimentalmente}}{\text{g de producto teóricamente}} \times 100 = \frac{\text{rendimiento actual}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Generalmente, para obtener un mejor rendimiento se usa un exceso de un reaccionante, esperando que el otro reaccionante se convierta totalmente en producto.

### Ejercicios Resueltos

**Ejercicio 1.** El oxígeno se prepara calentando el clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ . ¿Cuál es el peso de  $\text{O}_2$  obtenido a partir de 6 g de  $\text{KClO}_3$ ?

La reacción balanceada es:  $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$ ,

Se aplica el factor químico de conversión entre oxígeno y clorato de potasio en la forma masa-masa, hallando previamente los pesos moles de cada uno de ellos

$$\text{g de O}_2 \text{ obtenido} = 6 \text{ g de KClO}_3 \left( \frac{3 \times 32 \text{ g de O}_2}{2 \times 122.6 \text{ g de KClO}_3} \right) = 2.345 \text{ g de O}_2$$

**Ejercicio 2.** El amoníaco,  $\text{NH}_3$ , reacciona con el  $\text{O}_2$  para producir  $\text{NO}$  y  $\text{H}_2\text{O}$  de acuerdo a la siguiente reacción balanceada:  $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$ . (a) ¿Cuántos gramos de agua se producen cuando reaccionan 85.15 g de  $\text{NH}_3$ ?, (b) ¿Cuántas moles de  $\text{O}_2$  se consumen?, (c) ¿Cuántas moléculas de  $\text{NO}$  se producen? (Pesos moles:  $\text{NH}_3 = 17.03 \text{ g}$ ;  $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$ )

(a) Se aplica un factor químico de conversión entre agua y amoníaco en forma de masa-masa

$$\text{g de agua} = 85.15 \text{ g de NH}_3 \left( \frac{6 \times 18 \text{ g de H}_2\text{O}}{4 \times 17 \text{ g de NH}_3} \right) = 133.15 \text{ g de H}_2\text{O}$$

(b) Se aplica un factor químico de conversión entre oxígeno y amoníaco en forma de mol-masa

$$\text{mol de O}_2 = 85.15 \text{ g de NH}_3 \left( \frac{5 \text{ moles de O}_2}{4 \times 17 \text{ g de NH}_3} \right) = 6.25 \text{ moles de O}_2$$

(c) Se aplica un factor químico de conversión entre  $\text{NO}$  y amoníaco en forma de moléculas-masa

$$\text{moléculas de NO} = 85.15 \text{ g de NH}_3 \left( \frac{4 \text{ moles de NO}}{4 \times 17 \text{ g de NH}_3} \right) \left( \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de NO}}{1 \text{ mol de NO}} \right)$$

$$\text{moléculas de NO} = 3.01 \times 10^{24}$$

**Ejercicio 3.** El ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , reacciona con el oxígeno a temperaturas altas para formar cloro,  $\text{Cl}_2$ , y agua. (a) ¿Cuántos gramos de  $\text{HCl}$  se necesitan para formar 0.6 moles de  $\text{Cl}_2$ ? (b) ¿Cuántas moles de  $\text{O}_2$  han reaccionado?, (c) ¿Cuántas moléculas de agua se han producido?

La reacción balanceada es:  $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

(a) Se aplica un factor químico de conversión entre  $\text{HCl}$  y  $\text{Cl}_2$  en forma de masa-mol

$$\text{g de HCl} = 0.6 \text{ moles de Cl}_2 \left( \frac{4 \times 36.5 \text{ g de HCl}}{2 \text{ moles de O}_2} \right) = 43.8 \text{ g de HCl}$$

(b) Se aplica un factor químico de conversión entre O<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub> en forma de mol-mol

$$\text{moles de O}_2 = 0.6 \text{ moles de Cl}_2 \left( \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de Cl}_2} \right) = 0.3 \text{ moles de O}_2$$

(c) Se aplica un factor químico de conversión entre agua y cloro en forma de moléculas-mol

$$\text{moléculas de H}_2\text{O} = 0.6 \text{ moles de Cl}_2 \left( \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de Cl}_2} \right) \left( \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \right)$$

$$\text{moléculas de H}_2\text{O} = 3.61 \times 10^{24}$$

**Ejercicio 4.** La reacción entre el hidróxido de sodio, NaOH, y el ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, es de neutralización con producción de sulfato de sodio, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, y agua. (a) ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitan para neutralizar 392.32 g de ácido sulfúrico?, (b) ¿Cuántas moles de hidróxido de sodio se emplearon?

Pesos moleculares: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98.08 g; NaOH = 40 g

La reacción balanceada es: 2 NaOH + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2 H<sub>2</sub>O

(a) Se aplica un factor químico de conversión entre hidróxido de sodio y ácido sulfúrico en forma masa-masa

$$\text{g de NaOH} = 392.32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \left( \frac{2 \times 40 \text{ g de NaOH}}{98.08 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \right) = 320.0 \text{ g de NaOH}$$

(b) Se aplica un factor químico de conversión entre hidróxido de sodio y ácido sulfúrico en forma de mol-masa

$$\text{mol de NaOH} = 392.32 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \left( \frac{2 \text{ moles de NaOH}}{98.08 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \right) = 8.0 \text{ moles de NaOH}$$