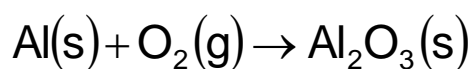


Boletín Especial Reacción Química – 3º E.S.O.

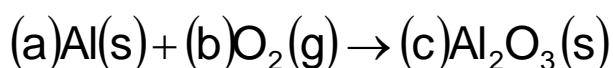
El **aluminio** puro es altamente inestable en la presencia de oxígeno, mucho más que el hierro. Pero entonces. ¡El aluminio que conocemos siempre está oxidado! Lo que sucede es que, al oxidarse, se produce óxido de aluminio, y se deposita en toda la parte exterior del aluminio, en una capa microscópica. Este óxido es transparente, a diferencia del óxido de hierro que es color rojizo o marrón, por lo cual pareciera que el aluminio nunca se oxida. Esto hace que el aluminio bajo la capa de óxido transparente no se vea afectado por los elementos del ambiente exterior.



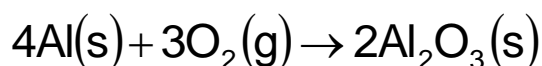
El problema nos pregunta, ¿qué cantidad de oxígeno se necesita para oxidar 100 g de aluminio? Y el óxido de aluminio que se obtiene a partir de la siguiente reacción...



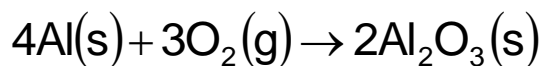
Primer paso.- Ajustar la reacción.



$$\left. \begin{array}{l} \text{Al} \rightarrow a = 2c \\ \text{O} \rightarrow 2b = 3c \end{array} \right\} \xrightarrow{a=1} \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ 1 = 2c \rightarrow c = \frac{1}{2} \\ 2b = 3 \cdot \frac{1}{2} \rightarrow b = \frac{3}{4} \end{array} \right\} \xrightarrow{\times 4} \left\{ \begin{array}{l} a = 4 \\ b = 3 \\ c = 2 \end{array} \right\}$$



Segundo paso.- Obtenemos así los coeficientes estequiométricos.



4 3 2

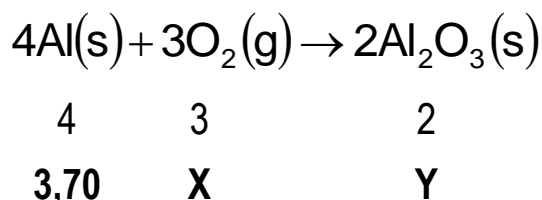
Esta es la relación que mantienen los componentes en la fórmula, siempre es la misma (Ley de Le Proust o de proporciones definidas).

Tercer paso.- Calcular las cantidades a partir de una dada, tenemos 100 g. de aluminio pero tenemos que pasarlo a moles. (Nota importante.- **La relación entre las especies es siempre en moles, debemos**

siempre introducir moles en la reacción y obtendremos moles, siempre debemos empezar pasando a moles. Debemos tener en cuenta la naturaleza de las sustancias (sólido(s), líquido(l), gaseoso(g) o disolución (d o aq))). Partimos de **100 g de aluminio**. Está en estado sólido (s)

$$n_{\text{moles(Al)}} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{al(Al)}}} 100 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g}} = 3,7 \text{ moles de Al}$$

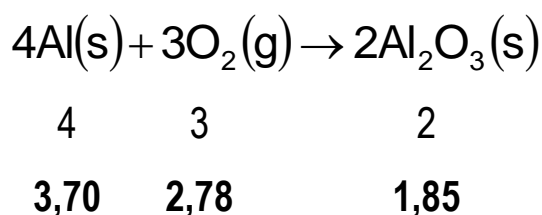
En nuestro caso



Obtenemos por regla de tres o proporcionalidad directa las cantidades (en moles de X e Y).

$$\left. \begin{array}{l} 4 \rightarrow 3 \\ 3,70 \rightarrow X \end{array} \right\} \rightarrow X = \frac{3 \times 3,70}{4} = 2,78 \qquad \left. \begin{array}{l} 4 \rightarrow 2 \\ 3,70 \rightarrow X \end{array} \right\} \rightarrow X = \frac{2 \times 3,70}{4} = 1,85$$

Entonces...



Cuarto paso.- La ecuación nos dice que necesitamos 2,78 moles de oxígeno (en condiciones normales), por lo que debemos calcular la cantidad de litros de gas.

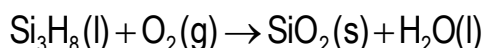
$$\left. \begin{array}{l} T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K} \\ P = 1 \text{ atm} \\ n_{\text{O}_2} = 2,78 \text{ moles} \end{array} \right\} \xrightarrow{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} V_{\text{O}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,78 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 62,23 \text{ L}$$

En el caso del óxido de aluminio Al_2O_3 es un sólido.

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 1,85 \text{ moles} \\ \text{PM}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 2 \cdot M_{\text{at(Al)}} + 3M_{\text{at(O)}} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol} \end{array} \right\} \rightarrow n = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \cdot \text{PM}_{\text{Al}_2\text{O}_3}$$

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \cdot \text{PM}_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 1,85 \text{ moles} \cdot 102 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 188,7 \text{ g}$$

Ejercicio.- Los silanos son compuestos que pueden interaccionar químicamente con el oxígeno atmosférico (O_2), produciendo dióxido de silicio (SiO_2) y agua (H_2O):



Calcula la cantidad de oxígeno (3 atm, 20°C) necesario para obtener 90 g de dióxido de silicio.

Solución: $V_{\text{O}_2} = 20 \text{ L}$