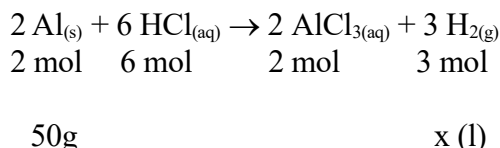


Problema 169: El aluminio reacciona con ácido clorhídrico dando cloruro de aluminio y gas hidrógeno. ¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones normales se obtienen a partir de 50g de aluminio?

Escribimos la ecuación química ajustada, debajo los moles de las sustancias y debajo el dato y la incógnita del problema:

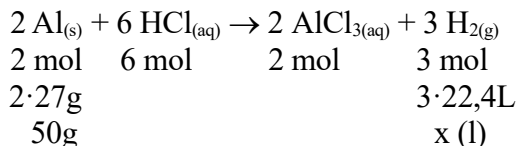


Para saber cómo están relacionadas las sustancias que aparecen en los datos traducimos los moles a las unidades del dato y la incógnita:

$$M_m(\text{Al}) = 27\text{g}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 22,4 \text{ L}$$

Recuerda, condiciones normales es (T=0°C, P=1atm)



Las cantidades de las sustancias que participan en una ecuación química son magnitudes directamente proporcionales. Si tenemos más reactivo obtendremos más producto. Resolvemos con una proporción o utilizando factores de conversión:

Método a) Proporción:

$$\frac{x(L) \text{ H}_2}{50 \text{ g Al}} = \frac{3 \cdot 22,4 \text{ L H}_2}{2 \cdot 27 \text{ g Al}} \quad x(L) \text{ H}_2 = \frac{3 \cdot 22,4 \text{ L H}_2 \cdot 50 \text{ g Al}}{2 \cdot 27 \text{ g Al}} = \underline{62,2 \text{ L H}_2}$$

Método b) Factores de conversión:

Partimos del dato y llegamos a la incógnita a través de la relación entre los moles

$$50 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = \underline{62,2 \text{ L H}_2}$$