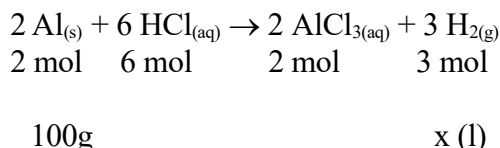


Problema 642: El aluminio reacciona con ácido clorhídrico dando cloruro de aluminio y gas hidrógeno. ¿Cuántos litros de hidrógeno en condiciones normales se obtienen a partir de 100g de aluminio?

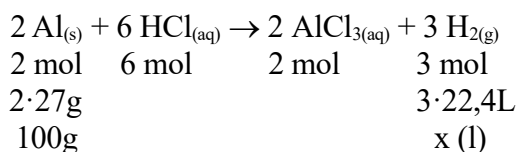
Escribimos la ecuación química ajustada, debajo los moles de las sustancias y debajo el dato y la incógnita del problema:



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

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

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{K}}{1 \text{ atm}} = 22,4\text{L} \quad \text{Recuerda, condiciones normales es (T=0°C, P=1atm)}$$



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:

$$\frac{x \text{ (L) H}_2}{100\text{g Al}} = \frac{3 \cdot 22,4\text{L H}_2}{2 \cdot 27\text{g Al}} \quad x = \frac{3 \cdot 22,4\text{L H}_2 \cdot 100\text{g Al}}{2 \cdot 27\text{g Al}} = \underline{\underline{124,4\text{L H}_2}}$$

Método b) Factores de conversión:

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

$$100\text{g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27\text{g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{22,4\text{L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = \underline{\underline{124,4\text{L H}_2}}$$

