



Se tratan 4,9 g de ácido sulfúrico con aluminio. En la reacción se obtiene sulfato de aluminio e hidrógeno.

- Formula y ajusta la reacción que tiene lugar.
- Calcula la masa de aluminio que reacciona.
- Halla qué volumen ocupará el hidrógeno obtenido en condiciones normales.

En primer lugar, formulamos las sustancias y escribimos la reacción. “Se tratan” quiere decir que se ponen a reaccionar, por lo que son los reactivos; “se obtiene” significa que se trata de los productos.

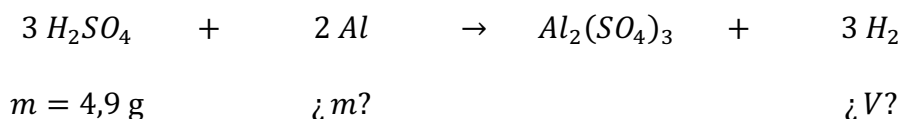
Reactivos:

- Ácido sulfúrico ( $S^{2+}$  hipo-oso,  $S^{4+}$  -oso,  $S^{6+}$  -ico):
  - Óxido de azufre (VI):  $S^{6+} + O^{2-} \rightarrow S_2O_6 \rightarrow SO_3$
  - Ácido sulfúrico:  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- Aluminio:  $Al$

Productos:

- Sulfato de aluminio:
  - Ácido sulfúrico:  $H_2SO_4$
  - Sulfato:  $SO_4^{2-}$
  - Sulfato de aluminio:  $Al^{3+} + SO_4^{2-} \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
- Hidrógeno:  $H_2$

Reacción ajustada:





Calculamos los pesos moleculares de los compuestos químicos del problema:

$$PM(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

$$PM(Al) = 27 \text{ g/mol}$$

$$PM(Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342 \text{ g/mol}$$

Calculamos la masa de aluminio que reacciona por factores de conversión:

$$4,9 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } Al}{3 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{27 \text{ g } Al}{1 \text{ mol } Al} = \boxed{0,90 \text{ g } Al}$$

Calculamos los moles de gas hidrógeno producido:

$$4,9 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{3 \text{ mol } H_2SO_4} = 0,050 \text{ mol } H_2$$

Calculamos el volumen en litros de hidrógeno obtenido en condiciones normales ( $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 273 \text{ K}$ ):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,05 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = \boxed{1,12 \text{ L } H_2}$$

Otra opción más directa para calcular el volumen en condiciones normales habría sido recordar que 1 mol de un gas ideal en condiciones normales ocupa 22,4 litros:

$$4,9 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{3 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = \boxed{1,12 \text{ L } H_2}$$