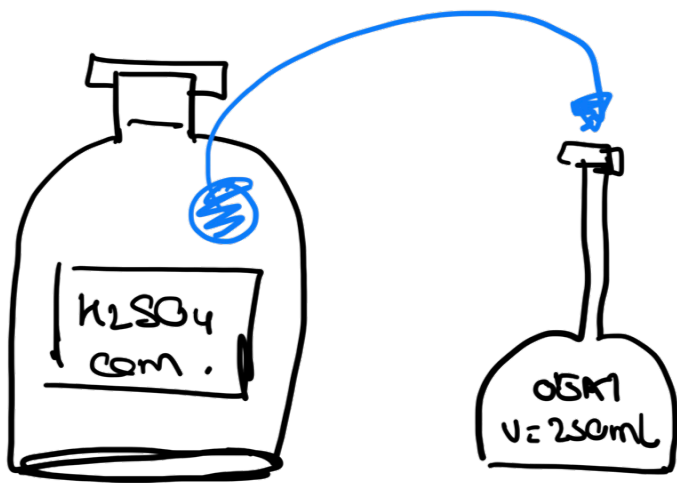


Ejercicio de disoluciones:

Tenemos una disolución de ácido sulfúrico comercial en cuya etiqueta nos recoge que tiene una densidad de 189 g/cm^3 y una pureza de 90.5% .

Queremos preparar 250 mL de una disolución 0.5 M H_2SO_4 .
¿Qué volumen debemos coger de la disolución comercial?



Sabemos que los moles de la disolución inicial son iguales a los moles de la nueva disolución.

HNO_3 , 0.5 M

$V = 250 \text{ mL} = 0.25 \text{ L}$

Calculamos los moles de la nueva disolución:

$$M = \frac{n}{V} ; n = M \cdot V = 0.5 \cdot 0.25 = 0.125 \text{ mol HNO}_3$$

$$0.125 \text{ mol HNO}_3 \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 7.875 \text{ g HNO}_3$$

$$7.875 \text{ g HNO}_3 \times \frac{100 \text{ g disol}}{90.5 \text{ g HNO}_3} \times \frac{1 \text{ mL disol}}{1.89 \text{ g disol}} = 4.83 \text{ mL disolución comercial}$$

También nos pueden preguntar cuál es la concentración molar de la disolución comercial.

$$\begin{aligned} & \frac{90.5 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.89 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disol}} \times \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = \\ & = \frac{182.900}{6300} = \underline{\underline{28.85 \text{ mol/L}}} \end{aligned}$$