

1 | Disponemos de un ácido nítrico comercial (HNO_3) de densidad $1,15 \text{ g/cm}^3$ y riqueza $25,48\%$ en masa.

- Determina la molaridad del ácido nítrico comercial.
- Si preparamos una disolución tomando 5 mL de ácido nítrico comercial y añadimos agua hasta completar un volumen de 250 mL , ¿Cuál será la molaridad de la disolución preparada?
- Para preparar 100 mL de disolución 1 M , ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial necesitamos?

Solución. $[4,65 \text{ M}]$ $[0,09 \text{ M}]$ $[21,5 \text{ mL}]$

2 | Se prepara una disolución disolviendo 90 g de cloruro de sodio (NaCl) en agua, hasta completar un volumen de medio litro. La densidad de la disolución preparada es de $1,20 \text{ g/cm}^3$. Determina:

- La concentración de la disolución, expresada en gramos por litro.
- La concentración de la disolución, expresada en % en masa.
- La concentración de la disolución, expresada en molaridad.
- La concentración de la disolución, expresada en molalidad.

Solución. $[180 \text{ g/L}]$ $[15\%]$ $[3,08 \text{ M}=3,08 \text{ moles/L}]$ $[3,02 \text{ m}=3,02 \text{ moles/kg}]$

3 | Se dispone de 250 mL de disolución de ácido sulfúrico 2 M (H_2SO_4). Calcula:

- Los gramos de ácido sulfúrico que contiene.
- La normalidad de la disolución.
- La molaridad de la disolución resultante de añadir 350 mL de agua a la disolución inicial.

Solución. $[49 \text{ g}]$ $[4 \text{ N}]$ $[0,83 \text{ M}]$

4 | Disponemos de dos disoluciones de ácido clorhídrico: 300 mL de HCl 2 M y 250 mL de HCl 1 M . Si mezclamos las dos disoluciones, determina la molaridad de la disolución resultante.

Solución. $[1,55 \text{ M}]$

5 | Tenemos 750 mL de una disolución de alcohol en agua, al 90% en volumen. Calcula:

- La cantidad de alcohol que contiene.
- La concentración, expresada en % en volumen, de la disolución resultante de añadir 250 mL de agua a la disolución inicial.

Solución. $[675 \text{ mL de alcohol}]$ $[67,5 \text{ \%}]$

6 | Un ácido sulfúrico comercial tiene las siguientes características: $d=1,78 \text{ g/cm}^3$ y riqueza del 75% en masa.

- Calcula la molaridad del ácido sulfúrico comercial.
- Si preparamos una disolución con 5 mL de ácido sulfúrico comercial y agua hasta completar un volumen de 250 mL , determina la molaridad de la disolución resultante.
- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico comercial es necesario para preparar 750 mL de disolución 1 M ?
- ¿Cuál es la concentración, expresada en gramos por litro, del ácido comercial?
- ¿Cuál es la concentración, expresada en gramos por litro, de la disolución preparada en el apartado c)?

Solución. $[13,62 \text{ M}]$ $[0,27 \text{ M}]$ $[55,06 \text{ mL}]$ $[1,335 \text{ g/L}]$ $[130,67 \text{ g/L}]$

Masas atómicas:

$\text{H}=1$ $\text{N}=14$ $\text{O}=16$ $\text{Cl}=35,5$ $\text{Na}=23$ $\text{S}=32$

1 | Disponemos de un ácido nítrico comercial (HNO_3) de densidad $1,15 \text{ g/cm}^3$ y riqueza $25,48\%$ en masa.

- Determina la molaridad del ácido nítrico comercial.
- Si preparamos una disolución tomando 5 mL de ácido nítrico comercial y añadimos agua hasta completar un volumen de 250 mL , ¿Cuál será la molaridad de la disolución preparada?
- Para preparar 100 mL de disolución 1 M , ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial necesitamos?

a | Haremos los cálculos para 1 litro de ácido nítrico comercial.

Calculamos, en primer lugar, la masa de 1 litro (1.000 cm^3) de ácido comercial:

$$m = d \cdot V = 1,15 \cdot 1.000 = 1.150 \text{ g ácido comercial}$$

Aplicando la riqueza, calculamos la masa de ácido puro contenido en el ácido comercial:

Si en 100 g de ácido comercial	-----	$25,48 \text{ g}$ de ácido puro	} $x = 293,02 \text{ g}$ de ácido puro
En 1.150 g de ácido comercial	-----	$x \text{ g}$ de ácido puro	

Finalmente, calculamos la molaridad:

$$M = \frac{m}{M_m \cdot V} = \frac{293,02}{63 \cdot 1} = 4,65 \text{ moles/L}$$

b | Calculamos, primero, los gramos de ácido puro que hay en los 5 mL de ácido comercial:

$$m = d \cdot V = 1,15 \cdot 5 = 5,75 \text{ g de ácido comercial}$$

Aplicando la riqueza, calculamos la masa de ácido puro:

$$m = 5,75 \cdot 0,2548 = 1,47 \text{ g de ácido puro [También puede calcularse mediante una regla de tres como en el apartado anterior]}$$

Calculamos, ahora, la molaridad:

$$M = \frac{m}{M_m \cdot V} = \frac{1,47}{63 \cdot 0,250} = 0,09 \text{ moles/L}$$

c | Determinamos, en primer lugar, la masa de ácido puro que contiene la disolución que queremos preparar:

$$M = \frac{m}{M_m \cdot V} \rightarrow 1 = \frac{m}{63 \cdot 0,100} \rightarrow m = 6,3 \text{ g de ácido puro}$$

Aplicando la riqueza, calculamos la masa de ácido comercial:

Si en 100 g de ácido comercial	-----	$25,48 \text{ g}$ de ácido puro	} $x = 24,73 \text{ g}$ de ácido comercial
$x \text{ g}$ de ácido comercial	-----	$6,3 \text{ g}$ de ácido puro	

Utilizamos la densidad para expresar este resultado en volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{24,73}{1,15} = 21,5 \text{ mL de ácido comercial}$$

2 | Se prepara una disolución disolviendo 90 g de cloruro de sodio (NaCl) en agua, hasta completar un volumen de medio litro. La densidad de la disolución preparada es de 1,20 g/cm³. Determina:

- a) La concentración de la disolución, expresada en gramos por litro.
- b) La concentración de la disolución, expresada en % en masa.
- c) La concentración de la disolución, expresada en molaridad.
- d) La concentración de la disolución, expresada en molalidad.

a | Utilizando la fórmula de esta unidad de concentración:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{volumen de disolución en litros}} = \frac{90}{0,5} = 180 \text{ g/L}$$

b | Utilizando la fórmula de esta unidad de concentración:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{90}{600} \cdot 100 = 15 \% \text{ en masa}$$

La masa de la disolución se calcula utilizando la densidad:

$$m = d \cdot V = 1,20 \cdot 500 = 600 \text{ g de disolución}$$

c | Utilizando la fórmula para el cálculo de la molaridad:

$$M = \frac{m}{M_m \cdot V} = \frac{90}{58,5 \cdot 0,5} = 3,08 \text{ moles/L}$$

d | Para calcular la molalidad, necesitamos conocer la masa de disolvente:

$$\text{masa de disolvente} = \text{masa de disolución} - \text{masa de soluto} = 600 - 90 = 510 \text{ g de disolvente}$$

Utilizando la fórmula para el cálculo de la molalidad:

$$m = \frac{m}{M_m \cdot \text{kg de disolvente}} = \frac{90}{58,5 \cdot 0,510} = 3,02 \text{ moles/kg}$$

3 | Se dispone de 250 mL de disolución de ácido sulfúrico 2 M (H_2SO_4). Calcula:

- Los gramos de ácido sulfúrico que contiene.
- La normalidad de la disolución.
- La molaridad de la disolución resultante de añadir 350 mL de agua a la disolución inicial.

a | En la fórmula de la molaridad, determinamos la masa de soluto:

$$M = \frac{m}{M_m \cdot V} \rightarrow 2 = \frac{m}{98 \cdot 0,250} \rightarrow m = 49 \text{ g de ácido sulfúrico}$$

b | Utilizando la fórmula de la normalidad:

$$N = M \cdot \text{"valencia"} = 2 \cdot 2 = 4 \text{ N}$$

c | Cuando añadimos agua a una disolución, la cantidad de soluto no varía, sólo cambia el volumen de la disolución.

$$M = \frac{m}{M_m \cdot V} = \frac{49}{98 \cdot (0,250 + 0,350)} = 0,83 \text{ moles/L}$$