

Tenemos 100cc de una disolución de ácido sulfúrico en agua de densidad 1,8 g/cc y 96% de riqueza en masa. Calcula:

- La masa de soluto y la masa de disolvente que hay en la disolución.
- Concentración en moles por litro de la disolución.
- Concentración de una nueva disolución preparada al añadir agua hasta 3 litros a los 100cc de la disolución anterior.

a) Para hallar la masa de soluto y la masa de disolvente debemos averiguar primero la masa total de la disolución. Con los datos que nos proporcionan podemos hallarla (la densidad es igual a la masa partido por el volumen)..

$$d = \frac{m}{v} ; 1,8 = \frac{m}{100} ; m = 1,8 \cdot 100; m = 180g$$

El porcentaje de riqueza en masa nos indica la proporción de soluto que hay en la disolución, por tanto, el 96% de la masa total será la masa de soluto y el 4% la masa de disolvente

$$180g \begin{cases} H_2SO_4 \\ 96\% \text{ de } 180g = 172,8g \\ H_2O \\ 4\% \text{ de } 180g = 7,2g \end{cases}$$

b) Para averiguar la concentración en moles por litro, es decir, la molaridad, tenemos que conocer la cantidad de sustancia (mol) de soluto que hay. Para ello, dividimos la masa de soluto entre la masa molecular de éste, calculada previamente.

$$Mm \ H_2SO_4 = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ uma}$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m}{Mm} = \frac{172,8}{98} = 1,76 \text{ mol } H_2SO_4$$

Al aplicar la fórmula de la molaridad debemos tener en cuenta que el volumen ha de estar en litros, por lo que 100cc pasan a ser 0,1 litros.

$$[H_2SO_4] \text{ mol/l} = \frac{n_{\text{soluto}}}{v_{\text{disolución}}} = \frac{1,76}{0,1} = 17,6 \text{ mol/l}$$

c) Cuando nos dice “al añadir agua” nos da a entender que la cantidad de soluto que había no es modificada, por lo tanto, será la misma. Sólo tenemos que aplicar la fórmula cambiando el volumen inicial por el nuevo.

$$n_1 = n_2 \quad [H_2SO_4] \text{ mol/l} = \frac{n_{\text{soluto}}}{v_{\text{disolución}}} = \frac{1,76}{3} = 0,59 \text{ mol/l}$$

AUTOR: Inés Durán (2007)

**¿Qué volumen de ácido nítrico comercial debemos tomar para preparar 250 cm<sup>3</sup> de una disolución 0,1 M, si la densidad del mismo es de 1,405g/cm<sup>3</sup> y la riqueza es de 68,1% en masa?**

DATOS:

$$V = 250\text{cm}^3 = 0,25\text{L}$$

$$M = 0,1 \text{ M}$$

$$\% \text{ en masa} = 68,1 \%$$

$$\text{Masa Molar HNO}_3 = 1+14+16.3 = 63 \text{ u}$$

1º. La molaridad expresa el número de moles de soluto que hay en cada litro de disolución. En esta disolución el soluto es el ácido nítrico.

**Molaridad (M) = nº moles de soluto / Volumen (L) de disolución**

Si debemos preparar 0,25 litros de disolución 0,1 M lo primero que tenemos que calcular es el número de moles de soluto necesarios.

$$\text{Nº moles} = M \cdot V = 0,1 \text{ moles/L} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,025 \text{ moles de soluto (HNO}_3)$$

2º. Conocido el número de moles vamos a calcular la masa de ácido nítrico correspondiente, sabiendo que la masa de un mol de ácido nítrico es de 63 g.

**Nº de moles = masa / Masa molar**

$$m = \text{nº de moles} \cdot \text{Masa molar}$$

$$m = 0,025 \text{ moles} \cdot 63 \text{ g/mol} = 1,575 \text{ gramos HNO}_3$$

3º. Necesitamos por tanto 1,575 g de ácido nítrico puro, que debemos tomar de otra disolución que tiene una riqueza del 68,1 %.

**% en masa = (Masa de soluto / Masa de disolución) x 100**

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluto}} \times 100 / \%$$

$$m_{\text{disolución}} = 1,575 \text{ gramos} \cdot 100 / 68,1 ; m_{\text{disolución}} = 2,31 \text{ gramos.}$$

4º A partir del dato de la densidad calculamos el volumen de esta disolución

**Densidad = Masa / Volumen**

$$V = m / d ; V = 2,31 \text{ gramos} / 1,405$$

$$V_{\text{HNO}_3} = 1,64 \text{ cm}^3 = 1,64 \text{ mL.}$$

Tomando 1,64 mL de la disolución de ácido nítrico comercial y añadiendo agua hasta 250 mL obtendremos la disolución que nos piden.

Autor: Daniel Sanchez-Carnerero Polo (2008)

IES Victoria Kent

En el laboratorio he encontrado una botella de ácido nítrico. En la etiqueta ponía que tenía una riqueza del 60% en masa y una densidad de 1,38 g/cc.

a) Calcula la molaridad y la fracción molar de la disolución.

b) ¿Cómo prepararías 100 mL de una disolución de ácido nítrico 1 M (a partir de la anterior)?

---

a) Calcula la molaridad y la fracción molar de la disolución.

Tenemos una botella con una disolución de ácido nítrico (fórmula molecular  $\text{HNO}_3$ ), de la cual tenemos los siguientes datos:

$$[\text{HNO}_3] \% \text{ masa} = 60 \%$$

$$d = 1,38 \text{ g/cc} \cdot \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ cc}} = 1380 \text{ g/L (nos será más útil tener la densidad en g/L)}$$

Sin embargo, desconocemos el volumen o la masa de  $\text{HNO}_3$  de que disponemos. Pero no es problema, ya que la concentración de una disolución es una magnitud intensiva, no depende de la cantidad de materia que tengamos, y lo mismo sucede con la densidad. Por ello, podemos tomar una muestra cualquiera para hacer los cálculos.

Por ejemplo, se pueden tomar 100 g de disolución, lo cual facilita los cálculos de las cantidades de soluto y disolvente en masa, puesto que se conoce la concentración en tanto por ciento:

En 100 g de disolución al 60% de riqueza en masa hay:

- 60 g  $\text{HNO}_3$  puro
- 40 g  $\text{H}_2\text{O}$

Con estos datos calculamos la cantidad de sustancia que tenemos de soluto y de disolvente en la muestra:

Soluto:

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{Mm(\text{HNO}_3)} = \frac{60\text{g}}{(1*1 + 14*1 + 16*3) \text{ g/mol}} = \frac{60\text{g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,95 \text{ mol HNO}_3$$

Disolvente:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{Mm(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40\text{g}}{(1*2 + 16) \text{ g/mol}} = \frac{40\text{g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,22 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Y también necesitaremos calcular el volumen de la muestra, de la cual conocemos la masa (100 g) y su densidad (1380 g/L, recordando que es intensiva):

$$d_{\text{disolución}} = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1380 \text{ g/L}} = 7,246 \cdot 10^{-4} \text{ L de disolución (muestra)}$$

Con estos datos que hemos calculado ya podemos hallar:

La molaridad (necesitamos la cantidad de sustancia de soluto y el volumen total de la muestra):

$$[HNO_3] = \frac{n_{HNO_3}}{V_{total}} = \frac{0,95 \text{ mol } HNO_3}{7,246 \cdot 10^{-4} \text{ L}} = 13,11 \text{ M}$$

La fracción molar (necesitamos las cantidades de sustancia de soluto y disolvente):

$$\chi_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{disolvente}} = \frac{0,95 \text{ mol } HNO_3}{0,95 \text{ mol } HNO_3 + 2,22 \text{ mol } H_2O} = 0,3$$

Para hacer los cálculos de las cantidades de sustancia de soluto y disolvente, en vez de una muestra de 100 g también habría sido útil tomar una muestra de 1 L, lo cual facilita el cálculo de la molaridad (cantidad de sustancia entre volumen en litros). El resultado sería el mismo, y se haría de la siguiente forma:

1L de la disolución, al tener una densidad de 1380 g/L, tiene una masa de 1380 g, de los cuales son:

- $\frac{60}{100} * 1380 \text{ g} = 828 \text{ g } HNO_3$
- $1380 \text{ g totales} - 828 \text{ g } HNO_3 = 552 \text{ g } H_2O$

Con estas masas calculamos la cantidad de sustancia de ambos y así la molaridad (teniendo en cuenta el volumen de 1L) y la fracción molar:

$$n_{HNO_3} = \frac{m_{HNO_3}}{Mm(HNO_3)} = \frac{828 \text{ g}}{(1*1 + 14*1 + 16*3) \text{ g/mol}} = \frac{828 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 13,14 \text{ mol } HNO_3$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{Mm(H_2O)} = \frac{552 \text{ g}}{(1*2 + 16) \text{ g/mol}} = \frac{552 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 30,67 \text{ mol } H_2O$$

Molaridad:

$$[HNO_3] = \frac{n_{HNO_3}}{V_{total}} = \frac{13,14 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L}} = 13,14 \text{ M}$$

Fracción molar:

$$\chi_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{disolvente}} = \frac{13,14 \text{ mol } HNO_3}{13,14 \text{ mol } HNO_3 + 30,67 \text{ mol } H_2O} = 0,3$$

El resultado debe ser el mismo (las pequeñas diferencias que pueda haber se deben a la inexactitud del redondeo)

**b) ¿Cómo prepararías 100 mL de una disolución de ácido nítrico 1 M (a partir de la anterior)?**

Se pide preparar una disolución con las siguientes características:

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{disolución 2}} = 1 \text{ M}$$

En primer lugar hay que calcular la cantidad de sustancia de  $\text{HNO}_3$  puro que se necesita para prepararla:

$$[\text{HNO}_3] = \frac{n_{\text{HNO}_3}}{V_{\text{total}}}$$

$$1 \text{ M} = \frac{n_{\text{HNO}_3}}{0,1 \text{ L}}; n_{\text{HNO}_3} = 1 \text{ M} * 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol HNO}_3$$

Esa cantidad de  $\text{HNO}_3$  la tenemos que obtener de la primera disolución. Con la molaridad de la primera disolución que calculamos anteriormente podemos hallar el volumen que nos hace falta para tener esa cantidad de  $\text{HNO}_3$  puro.

$$[\text{HNO}_3]_{\text{disolución 1}} = 13,14 \text{ M}$$

$$n_{\text{sóluto}} = 0,1 \text{ mol HNO}_3$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{n_{\text{HNO}_3}}{V_{\text{total}}}$$

$$13,14 \text{ M} = \frac{0,1 \text{ mol HNO}_3}{V_{\text{total}}}; V_{\text{total}} = \frac{0,1 \text{ mol HNO}_3}{13,14 \text{ M}} = 7,61 * 10^{-3} \text{ L} = 7,61 \text{ mL}$$

Por tanto, se necesitan 7,61 mL de la primera disolución para preparar la segunda.

Para preparar la disolución que se pide, lo que hay que hacer es medir 7,61 mL de la disolución que tenemos en la botella, empleando una probeta o una pipeta, y verterlos en un matraz aforado del tamaño adecuado (capacidad de 100 mL). Entonces se añade agua hasta llegar a los 100 mL, poco a poco, removiendo bien para que se mezcle adecuadamente.

Jesús Muñoz Bulnes (1º ACT, noviembre de 2009)

IES Victoria Kent

Disueltas 15 g de sulfato de sodio en 100 g de agua.

a) Expresa la concentración en % en masa.

b) Calcula su fracción molar.

c) Si la disolución tiene una densidad de  $1,08 \text{ g/cm}^3$ , ¿qué molaridad tiene?

d) Si  $100 \text{ cm}^3$  de esta disolución se diluyen hasta 2 L, ¿qué molaridad tendrá la nueva disolución?

---

a) Para calcular la concentración en % en masa, debemos calcular la masa de la disolución, y la del soluto. Como la masa del soluto ya la sabemos, nos queda por calcular la masa de la disolución. Para calcularla, sumamos la masa del disolvente y soluto:

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{disolvente}} + m_{\text{soluto}} = 100 \text{ g H}_2\text{O} + 15 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 = 115 \text{ g disolución.}$$

Ahora, calculamos la concentración:

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] \% = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{total}}} \cdot 100 = \frac{15 \text{ g}}{115 \text{ g}} \cdot 100 = 13,04 \% \text{ en masa.}$$

b) Para calcular la fracción molar, necesitamos los moles de soluto y los de disolvente. Para ello calculamos su masa molecular o molar.

$$M_m \text{ Na}_2\text{SO}_4 = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142 \text{ g/mol.}$$

$$M_m \text{ H}_2\text{O} = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ g/mol.}$$

Ahora, calculamos los moles con la fórmula de cantidad de sustancia:

$$n = \frac{m}{M_m}$$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{15 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 0,11 \text{ mol soluto}$$

$$n_{\text{disolvente}} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,56 \text{ mol disolvente}$$

Finalmente, calculamos la fracción molar:

$$\chi_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{Total}}} = \frac{0,11 \text{ mol}}{0,11 \text{ mol} + 5,56 \text{ mol}} = 0,019$$

c) Para calcular la molaridad, necesitamos saber los moles de soluto, que ya los tenemos, y el volumen de la disolución, que es lo que nos falta. Para averiguar este volumen, uso la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{115 \text{ g}}{1,08 \text{ g/cc}} = 106,48 \text{ cc} = 0,11 \text{ L}$$

Ahora calculo la molaridad :

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{0,11 \text{ mol soluto}}{0,11 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

d) Primero, habrá que calcular la masa de esos 100 centímetros cúbicos de disolución. Para calcular esta masa usaremos la densidad:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V$$

$$m = 1,08 \text{ g/cc} \cdot 100 \text{ cc} = 108 \text{ g disolución}$$

Después de calcular la masa de la disolución calculamos la masa de soluto. Como en el apartado a) calculamos el % en masa, lo único que tenemos que hacer es usarlo para calcular ese soluto:

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4]\% = 13,04\%$$

$$m_{\text{soluto}} = 108 \text{ g} \cdot 0,13 = 14,08 \text{ g soluto}$$

Ahora calculamos los moles y después de esto la molaridad :

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n = \frac{14,08 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol soluto}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{0,1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

Javier Lorenzo (1º Bachillerato. Noviembre de 2009)