

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

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

¿Qué volumen de ácido nítrico comercial debemos tomar para preparar 250 cm³ de una disolución 0,1 M, si la densidad del mismo es de 1,405g/cm³ y la riqueza es de 68,1% en masa?

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)?

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

$$180g \left\{ \begin{array}{l} H_2SO_4 \\ 96\% \text{ de } 180g = 172,8g \\ H_2O \\ 4\% \text{ de } 180g = 7,2g \end{array} \right.$$

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.

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

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.

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

¿Qué volumen de ácido nítrico comercial debemos tomar para preparar 250 cm³ de una disolución 0,1 M, si la densidad del mismo es de 1,405g/cm³ 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

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

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

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.

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 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 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 HNO_3 puro
- 40 g H_2O

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

Soluto:

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

Disolvente:

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

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):

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

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

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):

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

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 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 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 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.