

EJERCICIOS DE DISOLUCIONES. PENDIENTES DE 1º BACHILLERATO

(RESUELTO)

1) **Calcula la concentración molar de una disolución preparada mezclando 50 ml de ácido sulfúrico 0,136 M, con 70 mL de agua. Supón que los volúmenes son aditivos.**

(Sol: 0,057 M)

$$\text{Molaridad (concentración molar)} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}}$$

Mezclamos 50 ml de ácido sulfúrico 0,136 M, con 70 mL de agua.

Calculamos los moles de la disolución inicial de ácido sulfúrico 0,136 M

$$\text{Moles} = \text{Molaridad} \cdot \text{Volumen} = 0,136 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 0,05 \text{ L} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

El volumen total es la suma de volúmenes = 50 mL + 70 mL = 120 mL = 0,12 L

$$\text{Molaridad (concentración molar)} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{6,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{H}_2\text{SO}_4}{0,12 \cdot \text{L}} = \mathbf{0,057 \text{ M}}$$

2) **Se disuelven 5 g de cloruro de hidrógeno en 35 g de agua. La densidad de la disolución resultante es 1,06 g/ml. Calcula la concentración de la disolución, expresando el resultado en concentración molar, en g/L y en porcentaje en masa. Datos: Masas atómicas: H = 1 Cl = 35,5 (Sol: 3,63 M; 132,5 g/L ; 12,5%)**

5 g de cloruro de hidrógeno en 35 g de agua = 40 g de disolución

$$\text{Densidad de la disolución} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

$$\text{Volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = \frac{40 \text{ g}}{1,06 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 37,74 \text{ mL} = 0,0377 \text{ L}$$

$$\text{Molaridad (concentración molar)} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} \quad ; \quad \text{moles} = \frac{\text{masa} \cdot (\text{g})}{\text{Masa-molecular}} = \frac{m}{M_m}$$

$$M_m (\text{HCl}) = 1 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 36,5 \text{ u}$$

$$\text{Moles de soluto (HCl)} = \frac{5 \cdot \text{g}}{36,5 \cdot \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1369 \text{ moles de HCl}$$

$$\text{Molaridad (concentración molar)} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,1369 \cdot \text{moles}}{0,0377 \cdot \text{L}} = \mathbf{3,63 \text{ M}}$$

$$\text{g/L} = \frac{\text{g-de-soluto}}{\text{L-de-disolución}} = \frac{5 \cdot \text{g}}{0,0377 \cdot \text{L}} = \mathbf{132,49 \text{ g/L}}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{gramos-de-soluto}}{\text{gramos-de-disolución}} \cdot 100 = \frac{5 \cdot \text{g}}{40 \cdot \text{g}} \cdot 100 = 12,5 \%$$

3) Tenemos una botella que contiene una disolución de ácido clorhídrico concentrado. En la etiqueta de la botella puede leerse: $d = 1,175 \text{ g/cm}^3$; $R = 35,2\%$. Calcula:

a) La molaridad de la disolución

b) El volumen de dicha disolución que se necesita para preparar 1 litro de otra disolución de ácido clorhídrico 0,5 M.

Datos: Masas atómicas: $H = 1$; $Cl = 35,5$ (Sol: 11,33 M; 44,1 mL)

a) Aplicamos factores de conversión sucesivamente $M_m(\text{HCl}) = 1 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 36,5 \text{ u}$

$$1,175 \frac{\text{g-de-disolución}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \cdot \text{L}} \cdot \frac{35,2 \cdot \text{g} \cdot \text{HCl}}{100 \cdot \text{g-de-disolución}} \cdot \frac{1 \cdot \text{mol} \cdot \text{HCl}}{36,5 \cdot \text{g}} = 11,33 \frac{\text{moles} \cdot \text{HCl}}{\text{L}}$$

Molaridad = 11,33 M

b) Hay que preparar 1 litro de otra disolución de ácido clorhídrico 0,5 M a partir de la disolución concentrada. Calculamos los moles que tendremos en la nueva disolución.

$$\text{Moles} = \text{Molaridad} \cdot \text{Volumen} = 0,5 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 0,5 \text{ moles de HCl}$$

Los moles los obtendremos de la disolución inicial del ácido clorhídrico concentrado 11,33 M y luego la diluimos con agua completando hasta 1 litro.

$$0,5 \text{ moles de HCl} \frac{1 \cdot \text{L-de-disolución-concentrada}}{11,33 \cdot \text{moles-de-HCl}} = 0,04413 \text{ L de disolución concentrada}$$

0,04413 L = **44,13 mL de disolución concentrada que se necesitan**

Para obtener la nueva disolución se diluyen los 44,13 mL hasta 1 litro;

Se añaden $1000 \text{ mL} - 44,13 \text{ mL} = 955,87 \text{ mL de agua}$

4) Se toman 50 mL de disolución de ácido nítrico de densidad 1,405 g/ml, y que contiene un 68,1% en masa de dicho ácido. Se diluyen en un matraz aforado de 500 mL hasta enrasar. Calcula la molaridad de la disolución obtenida.

Datos: Masas atómicas: $H = 1$; $N = 14$ $O = 16$ (Sol: 1,52 M).

Aplicamos factores de conversión sucesivamente:

$$50 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{1,405 \cdot \text{g-de-disolución}}{1 \cdot \text{mL-de-disolución}} \cdot \frac{68,1 \cdot \text{g-de-HNO}_3}{100 \cdot \text{g-de-disolución}} \cdot \frac{1 \cdot \text{mol-de-HNO}_3}{63 \cdot \text{g-de-HNO}_3} =$$

$$= 0,759 \text{ moles de HNO}_3$$

El volumen final es de 500 mL = 0,5 L

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,759 \cdot \text{moles}}{0,5 \cdot \text{L}} = 1,52 \text{ M}$$

5) Se prepara una disolución de ácido sulfúrico mezclando 95,94 g de agua y 10,66 g de ácido. El volumen de la disolución resultante es de 0,100 L. Calcula:

a) La fracción molar de soluto y disolvente.

b) La molaridad y la riqueza (% en masa) de la disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16 S = 32 (Sol: 0,02; 0,98; 1,09 M; 10%)

$$\text{Fracción molar de soluto (} X_S \text{)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

$$X_S = \frac{n_S}{n_S + n_D} \quad \text{Fracción molar de disolvente (} X_D \text{)} = \frac{n_D}{n_D + n_S}$$

$$X_S + X_D = 1 \rightarrow X_D = 1 - X_S$$

$$\text{Moles de soluto (} \text{H}_2\text{SO}_4 \text{)} = \frac{m}{M_m} = \frac{10,66 \cdot \text{g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,11 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Moles de disolvente (} \text{H}_2\text{O) = } \frac{m}{M_m} = \frac{95,94 \cdot \text{g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,33 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

$$X_S = \frac{n_S}{n_S + n_D} = \frac{0,11 \cdot \text{moles}}{0,11 \cdot \text{moles} + 5,33 \cdot \text{moles}} = 0,02 \quad X_D = 1 - X_S = 1 - 0,02 = 0,98$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,11 \cdot \text{moles}}{0,1 \cdot \text{L}} = 1,1 \text{ M}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \cdot 100 = \frac{10,66 \cdot \text{g}}{10,66 \cdot \text{g} + 95,94 \cdot \text{g}} \cdot 100 = 10\%$$

6) Se desean preparar 200 mL de una disolución acuosa de amoníaco de 1M. En el laboratorio se dispone de una disolución más concentrada, del 23% en masa, cuya densidad es 0,914 g/mL. Calcula el volumen necesario de esta última disolución para, añadiéndole agua, preparar la primera.

Datos: Masas atómicas: H = 1 N = 14 (Sol: 16,17 ml)

Hay que preparar 200 mL (0,2 L) de una disolución de amoníaco 1M a partir de la disolución más concentrada. Calculamos los moles que tendremos en la nueva disolución.

$$\text{Moles} = \text{Molaridad} \cdot \text{Volumen} = 1 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,2 \text{ moles de NH}_3$$

Los moles los obtendremos de la disolución inicial del amoníaco concentrado y luego la diluimos con agua completando hasta 200 mL. Vamos a calcular la molaridad de la disolución concentrada aplicando los factores de conversión sucesivamente

$$0,914 \frac{\text{g} \cdot \text{disolución}}{\text{mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{23 \cdot \text{g} \cdot \text{NH}_3}{100 \cdot \text{g} \cdot \text{disolución}} \cdot \frac{1 \cdot \text{mol} \cdot \text{NH}_3}{17 \cdot \text{g} \cdot \text{NH}_3} = 12,37 \frac{\text{mol} \cdot \text{NH}_3}{\text{L}} = 12,37$$

M

Calculamos los mL de disolución concentrada que contienen los moles de NH₃ necesarios:

$$0,2 \text{ moles de NH}_3 \cdot \frac{1 \cdot \text{L} \cdot \text{de} \cdot \text{disolución} \cdot \text{concentrada}}{12,37 \cdot \text{moles} \cdot \text{de} \cdot \text{NH}_3} = 0,016168 \text{ L}$$

0,016168 L = **16,17 mL de disolución concentrada que se necesitan**

Para obtener la nueva disolución se diluyen los 16,17 mL hasta 200 mL;
Se añaden 200 mL - 16,17 mL = 183,83 mL de agua

7) Calcula la molaridad de una disolución preparada al mezclar 75 mL de ácido clorhídrico 0,5 M con 75 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,05 M. Supón que los volúmenes son aditivos. (Sol: 0,275 M).

La molaridad de la mezcla de disoluciones se obtiene dividiendo los moles totales entre el volumen total

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}}$$

$$\text{Disolución 1} \rightarrow M_1 = 0,5 \text{ M} \quad V_1 = 75 \text{ mL} = 0,075 \text{ L}$$

$$\text{Disolución 2} \rightarrow M_2 = 0,05 \text{ M} \quad V_2 = 75 \text{ mL} = 0,075 \text{ L}$$

$$\text{Moles de la disolución 1} \quad n_1 = M_1 \cdot V_1 = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,075 \text{ L} = 0,0375 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de la disolución 2} \quad n_2 = M_2 \cdot V_2 = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,075 \text{ L} = 0,00375 \text{ moles}$$

$$\text{Moles totales} \rightarrow n_T = n_1 + n_2 = 0,0375 \text{ moles} + 0,00375 \text{ moles} = 0,04125 \text{ moles}$$

$$\text{Volumen total} \rightarrow V_T = V_1 + V_2 = 0,075 \text{ L} + 0,075 \text{ L} = 0,15 \text{ L}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,04125 \cdot \text{moles} \cdot \text{de} \cdot \text{HCl}}{0,15 \cdot \text{L}} = \mathbf{0,275 \text{ M}}$$