

EJERCICIOS DE DISOLUCIONES
RESUELTOS DE 2º BACHILLERATO
EJERCICIOS SOBRE CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES
(RESUELTOS)

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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.

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

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 mL - 44,13 mL = 955,87 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:

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

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

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%)

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

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

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

$$\text{Moles de soluto (} H_2SO_4 \text{)} = \frac{m}{M_n} = \frac{10,66 \cdot \text{g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,11 \text{ moles de } H_2SO_4$$

$$\text{Moles de disolvente (} H_2O \text{)} = \frac{m}{M_n} = \frac{95,94 \cdot \text{g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,33 \text{ moles de } H_2O$$

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

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

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

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.

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

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 NH_3 necesarios:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Concentración de una disolución

1 PAU Indica de qué modo prepararías 250 cm³ de disolución 0,5 M de ácido nítrico, si dispones de ácido nítrico comercial del 70 % y densidad 1,42 g/mL, y no tienes balanza.

Estrategia de resolución

Para calcular la masa de HNO₃ que necesitamos, partimos de la molaridad de la disolución que queremos preparar:

$$n(\text{HNO}_3) = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,125 \text{ mol}$$

Sabemos que 1 mol de HNO₃ equivale a 63 g de HNO₃; por consiguiente 0,125 mol corresponden a:

$$0,125 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 7,88 \text{ g de HNO}_3 \text{ puro}$$

Pero como el HNO₃ disponible está al 70 %, necesitamos tomar de él: $7,88 \text{ g} \cdot 100/70 = 11,26 \text{ g de HNO}_3 \text{ al } 70 \%$

Esa cantidad de gramos podemos convertirla en mililitros con ayuda de la densidad:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{11,26 \text{ g}}{1,42 \text{ g/mL}} = 7,93 \text{ mL de HNO}_3 \text{ al } 70 \%$$

Preparación:

- En un matraz aforado de 250 cm³ que contenga algo de agua destilada, se introducen 7,93 mL de la disolución de HNO₃ al 70 % que hemos vertido en una bureta.
- Se agita con cuidado el matraz hasta que el soluto se disuelva.
- Se añade más agua destilada al matraz hasta alcanzar exactamente la marca de 250 mL.

2 PAU Se disuelven en agua 100 g de hidróxido de potasio (KOH) hasta obtener 2 L de disolución. Sabiendo que la densidad de la misma, a 20 °C, es de 1,01 g/cm³, calcula:

- a) La concentración de la disolución en porcentaje en masa.
- b) La molaridad.
- c) La molalidad.
- d) Las fracciones molares del soluto y del disolvente.

Estrategia de resolución

1. A partir de la densidad podemos conocer la masa de la disolución: si a 1 cm³ le corresponde una masa de 1,01 g, entonces a 2 000 cm³ le corresponderá una de 2 020 g.

2. Pasamos a calcular la masa de disolvente: si 100 g son de KOH, entonces, 2 020 g – 100 g = 1 920 g son de agua.

a) % de KOH = (masa de soluto/masa de disolución) · 100

$$\% \text{ de KOH} = (100 \text{ g}/2 020 \text{ g}) \cdot 100 = 4,95 \%$$

b) $M = \frac{n_s}{\text{volumen (L) de disolución}} = \frac{100 \text{ g}/56 \text{ g/mol}}{2 \text{ L}} =$

$$= 0,89 \text{ mol/L}$$

c) $m = \frac{n_s}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{100 \text{ g}/56 \text{ g/mol}}{1,92 \text{ kg}} =$

$$= 0,93 \text{ mol/kg}$$

d) Moles de H₂O: $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1 920 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 106,67 \text{ mol}$

Moles de soluto: $100 \text{ g}/56 \text{ g/mol} = 1,79 \text{ mol}$

$$X_s = 1,79/(1,79 + 106,67) = 0,0165 \text{ y } X_d = 1 - 0,0165 = 0,983$$

Comentario. Siempre que la composición de una disolución se conozca en g/L y la tengamos que expresar en porcentaje en masa o en molalidad, es necesario conocer su densidad.

3 Un ácido sulfúrico (H₂SO₄) concentrado tiene una densidad de 1,8 g/cm³ y una pureza del 90,5 %. Calcula:

- a) Su concentración en g/L.
- b) El volumen necesario para preparar 1/4 L de disolución 0,2 M.

Estrategia de resolución

1. Obtenemos información del soluto a partir de la riqueza. Una pureza del 90,5 % indica que en 100 g de ese ácido sulfúrico hay 90,5 g de H₂SO₄ puro (el resto es agua).

2. Obtenemos información de la disolución a partir de la densidad. La densidad del ácido sulfúrico es 1,8 g/cm³ = 1 800 g/L. Es decir, 1 800 g de disolución ocupan un volumen de 1 L. Entonces:

a) $\text{g/L} = \frac{\text{masa (g) de H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{\text{volumen (L) de disolución}}$

$$\text{g/L} = \frac{1 800 \cdot (90,5/100) \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{1 \text{ L de disolución}} = 1 629 \text{ g/L}$$

b) $M = \frac{n_s}{\text{volumen (L) de disolución}} \Rightarrow 0,2 \text{ M} = \frac{n_s}{0,25 \text{ L}}$

$$n_s = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}) = 0,05 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 4,9 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 90,5 \%) = 4,9 \text{ g} \cdot \frac{100}{90,5} = 5,4 \text{ g}$$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 90,5 \%) = \frac{m}{\rho} = \frac{5,4 \text{ g}}{1,8 \text{ g/cm}^3} = 3 \text{ cm}^3$$

Comentario. Cuando necesites añadir una cierta cantidad de soluto y no dispongas de un soluto del 100 % de pureza, puedes averiguar la cantidad necesaria de soluto impuro de la siguiente forma:

$$\text{masa (g) de soluto puro} \cdot \frac{100 \text{ g de soluto impuro}}{\% \text{ de pureza del soluto}}$$

4 PAU Es preciso preparar 100 cm³ de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico y para ello se dispone de 1 L de disolución 1,5 M del mismo ácido. Indica cómo la prepararías.

Estrategia de resolución

En primer lugar debemos conocer el número de moles de HCl necesarios para preparar la primera disolución:

$$n_1 = M_1 V_1 = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

Esa cantidad, en mol, la tenemos que extraer de la disolución ya preparada, para ello debemos de sacar un volumen de:

$$V_2 = \frac{n_1}{M_2} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol/L}} = 0,033 \text{ L} = 33,3 \text{ cm}^3$$

Es decir, en un volumen de 33,3 cm³ de la disolución ya preparada (la 1,5 M), hay 0,05 mol de ácido clorhídrico.

Ya estamos en disposición de preparar la disolución problema: en un matraz aforado de 100 cm³, vertemos 33,3 cm³ de la disolución dada y completamos con agua destilada hasta enrasar.

Concentración de una disolución

- 3** Define molaridad y molalidad.
- 4** ¿Por qué la fracción molar no tiene unidades?
- 5** Se disuelven 10 g de sacarosa en 250 g de agua. Indica la concentración de la disolución en:
- a) masa (g) soluto/100 g de disolvente
 - b) masa (g) de soluto/100 g de disolución

Solución: a) 4; b) 3,85

- 6** **PAU** El agua de mar contiene un 2,8 % de cloruro de sodio (NaCl) y tiene una densidad de $1,02 \text{ g/cm}^3$ a una cierta temperatura. Calcula el volumen de agua de mar necesario para obtener 1 kg de NaCl.

Solución: 35 L

- 7** Se prepara una disolución con 5 g de hidróxido de sodio (NaOH) en 25 g de agua destilada. Si el volumen final es de $27,1 \text{ cm}^3$, calcula la concentración de la disolución en:
- a) Porcentaje en masa.
 - b) Masa (g) por litro.
 - c) Molaridad.
 - d) Molalidad.

Solución: a) 16,7 %; b) 184,5 g/L; c) 4,6 M; d) 5 m

- 8** Calcula la fracción molar del soluto del problema anterior.

Solución: 0,083

- 9** En 100 cm^3 de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) hay 6 g de dicho ácido. Determina:
- a) La cantidad de esta sustancia en mol.
 - b) La molaridad de la disolución.

Solución: a) 0,16 mol; b) 1,6 M

- 10** Halla la cantidad, en gramos, de nitrato de potasio (KNO_3) y agua destilada necesarios para preparar un volumen de 250 cm^3 de disolución al 20 %. La densidad de la disolución es $1,2 \text{ g/cm}^3$.

Solución: 60 g de KNO_3 ; 240 g de agua destilada

- 11** ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) puro hay contenida en 100 cm^3 de disolución 0,2 M de dicho ácido?

Solución: 1,96 g

- 12** Para preparar la disolución del problema anterior disponíamos de H_2SO_4 comercial al 96 % y densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$. Calcula el volumen de ácido que hubo que incluir para obtener los 100 cm^3 de disolución 0,2 M.

Solución: $1,1 \text{ cm}^3$

- 13** Partiendo de una disolución 2 M de ácido nítrico (HNO_3), indica cómo prepararías 1 L de otra disolución del mismo ácido, pero de concentración 1 M.

- 14** **PAU** Tomamos 10 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) comercial al 96 % y de densidad $1,84 \text{ g/cm}^3$ y lo añadimos, con precaución, a un matraz de 1/2 L lleno hasta la mitad de agua destilada. Agitamos la mezcla y añadimos más agua destilada hasta el nivel de 1/2 L. Indica la molaridad y la molalidad de la disolución así preparada.

Solución: 0,36 M; 0,37 m

- 15** **PAU** Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M. Calcula el volumen de HCl comercial al 37,5 % y densidad $1,19 \text{ g/cm}^3$ que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución.

Solución: 81,8 mL; 1 918,2 mL

- 16** **PAU** Mezclamos 400 mL de una disolución 0,5 M de amoníaco (NH_3) con 100 mL de una disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué concentración en molaridad tendrá la disolución resultante?

Solución: 0,8 M