



SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



DISOLUCIONES.

Formulario.

MAGNITUD	UNIDADES	FÓRMULAS
PORCENTAJE EN MASA	-	$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100$ $\%(\text{volumen}) = \frac{\text{volumen sol}}{\text{volumen total}} \cdot 100$ $M = \frac{\text{Moles sol.}}{\text{litros dión}}$ $m = \frac{\text{Moles sol.}}{\text{Kg. dte.}}$ $N = \frac{\text{Equivalentes sol.}}{\text{litros dión}}$ $N = M \cdot V$ $V \text{ es } \begin{cases} * n^{\circ} \text{ de H si tenemos un ácido} \\ * n^{\circ} \text{ de OH si tenemos un hidróxido} \\ * \text{valencia del metal x subíndice del metal si tenemos una sal} \end{cases}$ $X_s = \frac{\text{Moles sol.}}{\text{moles sol.} + \text{moles dte.}}$ $X_D = \frac{\text{Moles dte.}}{\text{moles sol.} + \text{moles dte.}}$ $\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$
PORCENTAJE EN VOLUMEN	-	
GRAMOS/LITRO	$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}}$	
MOLARIDAD (M)	$\frac{\text{Moles sol.}}{\text{litros dión}}$	
MOLALIDAD (m)	$\frac{\text{Moles sol.}}{\text{Kg. dte.}}$	
NORMALIDAD (N)	$\frac{\text{Equivalentes sol.}}{\text{litros dión}}$	
FRACCIÓN MOLAR DE SOL. (X _s)	$\frac{\text{Moles sol.}}{\text{moles sol.} + \text{moles dte.}}$	
FRACCIÓN MOLAR DE DTE.	$\frac{\text{Moles dte.}}{\text{moles sol.} + \text{moles dte.}}$	

Para una mezcla de disoluciones.

$$\text{Moles soluto en la dión 1} + \text{Moles soluto en la dión 2} = \text{Moles soluto en la mezcla}$$

$$V_{\text{dión 1}} \cdot M_{\text{dión 1}} + V_{\text{dión 2}} \cdot M_{\text{dión 2}} = (V_{\text{dión 1}} + V_{\text{dión 2}}) \cdot M_{\text{mezcla}}$$

Para preparar una disolución más diluida a partir de otra más concentrada.

$$\text{Moles de soluto en la dión más diluida} = \text{moles de soluto en la dión más concentrada}$$

$$V_{\text{dión más concentrada}} + V_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$V_{\text{dión más diluida}} \cdot M_{\text{dión más diluida}} = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot M_{\text{dión más concentrada}}$$

Ejercicios resueltos.

1. a. Mezclamos 300 mL de una disolución 1,8 M con 200 mL de una disolución 2,7 M del mismo soluto. Calcular la molaridad de la mezcla.
 b. Mezclamos 400 mL de una disolución de molaridad desconocida con medio litro de una disolución 3 M del mismo soluto. Si la molaridad de la mezcla es 2,6 M. Calcular la molaridad de la primera disolución.
 c. Mezclamos una cantidad desconocida de disolución 2,5 M con 700 mL de disolución 1,5 M del mismo soluto. Si la disolución de la mezcla es 2,1 M. Calcular el volumen de la primera disolución.

VER VÍDEO <https://youtu.be/HNgN1YpkWWE>

$$V_{\text{dión 1}} \cdot M_{\text{dión 1}} + V_{\text{dión 2}} \cdot M_{\text{dión 2}} = (V_{\text{dión 1}} + V_{\text{dión 2}}) \cdot M_{\text{mezcla}}$$

$$a. 0,3 \cdot 1,8 + 0,2 \cdot 2,7 = (0,3 + 0,2) \cdot x \rightarrow x = 2,16 \text{ M}$$

$$b. 0,4 \cdot x + 0,5 \cdot 3 = (0,4 + 0,5) \cdot 2,6 \rightarrow x = 2,1 \text{ M}$$

$$c. x \cdot 2,5 + 0,7 \cdot 1,5 = (x + 0,7) \cdot 2,1 \rightarrow x = 1,05 \text{ L.}$$

2. En el laboratorio tenemos un frasco de ácido sulfúrico del 35% en masa y densidad 1,21 g/mL.
 a. ¿Qué cantidad de dicho ácido debemos tomar para preparar 300 mL de disolución 1,6 molar?
 b. ¿Qué volumen de agua debemos añadir a 100 mL de la disolución del frasco para obtener una disolución 2 M?
 c. Si a 100 mL de la disolución del frasco le añadimos 80 mL de agua ¿cuál será la molaridad de la disolución obtenida?
 d. Si a 100 mL de una disolución de molaridad desconocida le añadimos 75 mL de agua obtenemos una disolución 2,5 molar. Calcular la molaridad de la primera disolución.

VER VÍDEO <https://youtu.be/tMB1bCWB9A4>

$$V_{\text{dión más concentrada}} \cdot M_{\text{dión más concentrada}} = \frac{V_{\text{dión más concentrada}} + V_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{dión más diluida}}} \cdot M_{\text{dión más diluida}}$$

$$\frac{35 \text{ g sol.}}{100 \text{ g dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g sol.}} \cdot \frac{1,21 \text{ g dión}}{1 \text{ mL dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 4,32 \text{ M.}$$

$$a. x \cdot 4,32 = 0,3 \cdot 1,6 \rightarrow x = 0,111 \text{ L.} = 111 \text{ mL.}$$

$$b. 0,1 \cdot 4,32 = (0,1 + x) \cdot 2 \rightarrow x = 0,116 \text{ L. de agua.}$$

$$c. 0,1 \cdot 4,32 = (0,1 + 0,08) \cdot x \rightarrow x = 2,4 \text{ M.}$$

$$d. 0,1 \cdot x = (0,1 + 0,075) \cdot 2,5 \rightarrow x = 4,375 \text{ M.}$$

3. Tenemos una disolución de HCl del 37% en masa y densidad 1,15 Kg./L. Calcular:

a. Molaridad.

b. Volumen de disolución necesarios para preparar 300 mL de disolución 2 M.

VER VIDEO <https://youtu.be/fCXL2R-ce9w>



$$37\% \begin{cases} 37 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \\ 63 \text{ g. de dte.} \end{cases}$$

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{37 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36,5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1,15 \text{ g. dión.}}{1 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 11,66 \text{ M.}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión. A}} = V_{\text{dión B}} \cdot M_{\text{dión. B}} \rightarrow V_{\text{dión A}} \cdot 11,66 = 0,3 \cdot 2 \rightarrow V_{\text{dión A}} = 0,0515 \text{ L.}$$

4. Disponemos de una disolución de ácido clorhídrico del 37,5% en masa y densidad 1,19 g/mL. Calcular la molalidad y la molaridad.

VER VIDEO https://youtu.be/hOg0s4ip_VA

$$37,5\% \begin{cases} 37,5 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \\ 62,5 \text{ g. de dte.} \end{cases}$$

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{37,5 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36,5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1,19 \text{ g. dión.}}{1 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 12,22 \text{ M.}$$

$$\text{Molalidad del ácido: } \frac{37,5 \text{ g. sol.}}{62,5 \text{ g. dte.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36,5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1000 \text{ g. dte.}}{1 \text{ Kg.}} = 16,44 \text{ m.}$$

5. El frasco de un producto químico dice HCl al 35% y densidad 1,09 g/mL. Calcular:

a. Molaridad.

b. Volumen de dicha disolución necesaria para preparar 1,2 L. de disolución 1,5 M.

c. Volumen de agua que debemos añadir a 40 mL. de la disolución inicial para tener una disolución 2,3 M.

VER VIDEO <https://youtu.be/BdfFQJxRKU>

$$35\% \begin{cases} 35 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \\ 65 \text{ g. de dte.} \end{cases}$$

$$\text{M: } \frac{\text{moles}_{\text{sol.}}}{\text{L. dión.}} = \frac{35 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36,5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1,09 \text{ g. dión.}}{1 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 10,45 \text{ M.}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión. A}} = V_{\text{dión B}} \cdot M_{\text{dión. B}} \rightarrow V_{\text{dión A}} \cdot 10,45 = 1,2 \cdot 1,5 \rightarrow V_{\text{dión A}} = 0,1722 \text{ L.} = 172,2 \text{ mL.}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión. A}} = (V_{\text{dión A}} + V_{\text{agua}}) M_{\text{dión. B}} \rightarrow 0,04 \cdot 10,45 = (0,04 + V_{\text{agua}}) \cdot 2,3 \rightarrow V_{\text{agua}} = 0,1417 \text{ L.} = 141,7 \text{ mL.}$$

- 6.**
- a. Dada una disolución de HNO₃ del 30 % en masa y d = 1,19 g/mL. calcular la molaridad.**
 - b. Dada una disolución de HNO₃ 5,67 M y d = 1,19 g/mL. calcular la concentración en % en masa.**
 - a. Dada una disolución de HNO₃ del 30 % en masa y molaridad 5,67 calcular la densidad.**

VER VIDEO <https://youtu.be/c3lmSeI14bg>

4

$$M: \frac{\text{mol sol.}}{\text{L. dión.}} = \frac{30 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{63 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1,19 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 5,67 \text{ M.}$$

$$x \text{ g. sol.} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{63 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1,19 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 5,67 \text{ M.} \rightarrow x = 30 \%$$

$$\frac{100 \text{ g. dión.}}{30 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{63 \text{ g. sol.}}{1 \text{ mol sol.}} \cdot \frac{1 \text{ mL. dión.}}{x \text{ g. dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 5,67 \text{ M.} \rightarrow x = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{mL.}}$$

7. Disolvemos 0'7 g. de NaCl en agua hasta obtener 150 mL. de disolución de densidad 1'06 g/mL. Calcula la molaridad, molalidad y fracción molar de la disolución.

VER VIDEO <https://youtu.be/OPt5-sTelyc>

$$\text{Molaridad: } \frac{\text{moles sol.}}{\text{L. dión.}} = \frac{0'7 \text{ g. sol.}}{0'150 \text{ L. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58'5 \text{ g. sol.}} = 0'08 \text{ M.}$$

$$150 \text{ mL. dión.} \cdot \frac{1'06 \text{ g. dión.}}{1 \text{ mL. dión.}} = 159 \text{ g. dión} \rightarrow 159 - 0'7 = 158'3 \text{ g. dte.}$$

$$\text{Molalidad: } \frac{\text{moles sol.}}{\text{Kg. dte.}} = \frac{0'7 \text{ g. sol.}}{0'1583 \text{ Kg. dte.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58'5 \text{ g. sol.}} = 0'076 \text{ m.}$$

$$X_{\text{sol.}} = \frac{\frac{0'7}{58'5}}{\frac{0'7}{58'5} + \frac{158'3}{18}} = 0'00136$$

8. ¿Qué cantidad de agua hay que añadir a 40 mL. de una disolución de ácido nítrico del 53'41% y densidad 1'33 g/mL. para obtener una disolución 1'2 molar?

VER VIDEO <https://youtu.be/CX7NZn3IEDw>

$$d = \left. \begin{array}{l} 53'41\% \\ 1'33 \text{ g} \\ \text{mL} \end{array} \right\} M = 11'28 \text{ M}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión A}} = (V_{\text{dión A}} + V_{\text{agua}}) M_{\text{dión B}} \rightarrow 0'04 \cdot 11'28 = (0'04 + V_{\text{agua}}) \cdot 1'2 \rightarrow V_{\text{agua}} = 0'336 \text{ L. de agua.}$$

9. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico del 50,50% en masa y densidad 1,4 g/mL. Calcular:

a. Molaridad.

b. Moléculas de ácido en 100 mL. de disolución.

VER VIDEO <https://youtu.be/XplkDTERTdU>

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{50'50 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'4 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 7,21 \text{ M.}$$

$$100 \text{ mL dión.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{7,21 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas.}}{1 \text{ mol}} = 4,34 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

10. Disolvemos 20 g. de NaCl en 280 g. de agua. Si la densidad de la disolución es 1,08 g/mL., calcular:

a. % en masa.

b. Molaridad.

VER VIDEO <https://youtu.be/okdUSVaMVQc>

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{g. sol.}}{\text{g. totales.}} \cdot 100 = \frac{20}{300} \cdot 100 = 6,67 \%$$

$$\text{Molaridad: } \frac{20 \text{ g. sol.}}{300 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58,5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'08 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 1,23 \text{ M.}$$

11. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y 1,225 g/mL de densidad. Calcular:

a. Molaridad.

b. Si a 40 mL de la disolución le añadimos agua hasta los 750 mL, ¿Qué molaridad tiene la nueva disolución?

c. Los mL de disolución necesarios para preparar 2 L. 0,1 M.

VER VIDEO <https://youtu.be/k8YeheW8QJs>

$$96\% \left\{ \begin{array}{l} 96 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \\ 4 \text{ g. de dte.} \end{array} \right.$$

$$\text{Molaridad: } \frac{96 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'225 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 12,25 \text{ M.}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión A}} = V_{\text{dión B}} \cdot M_{\text{dión B}} \rightarrow 0'04 \cdot 12'25 = 0,75. M_{\text{dión B}} \rightarrow M_{\text{dión B}} = 0,653 \text{ M}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión A}} = V_{\text{dión B}} \cdot M_{\text{dión B}} \rightarrow V_{\text{dión A}} \cdot 12'25 = 2. 0,1 \rightarrow V_{\text{dión A}} = 0,0163 \text{ L.}$$

12. Tenemos una disolución de HCl del 37,5% en masa y densidad 1,19 g/mL. Calcular:

a. Molaridad.

b. Molalidad.

VER VIDEO <https://youtu.be/C4tVs17R8X4>

$$37,5\% \left\{ \begin{array}{l} 37,5 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \\ 62,5 \text{ g. de dte.} \end{array} \right.$$

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{37'5 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36'5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'19 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 12'22 \text{ M.}$$

$$\text{Molalidad del ácido: } \frac{37'5 \text{ g. sol.}}{62'5 \text{ g. dte.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36'5 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1000 \text{ g. dte.}}{1 \text{ Kg.}} = 16'44 \text{ m.}$$

13. En la etiqueta de un frasco de ácido sulfúrico comercial podemos leer 94,72% y 1,833 g/mL.

Calcular la molaridad de la disolución.

VER VIDEO <https://youtu.be/auWxTOGtPAo>

$$37,5\% \left\{ \begin{array}{l} 94,72 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \\ 5,28 \text{ g. de dte.} \end{array} \right.$$

6

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{94,72 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'833 \text{ g. dión}}{1 \text{ mL. dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 17,72 \text{ M.}$$

14. Disolvemos 30 g. de sal en 270 g. de agua. Calcular la composición centesimal en masa y la concentración en g./L. si la disolución resultante tiene una densidad de 1,05 g/mL.

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{30}{30 + 270} \cdot 100 = 10 \%$$

$$300 \text{ g. de dión} \cdot \frac{1 \text{ mL. de dión}}{1,05 \text{ g. de dión}} = 285,71 \text{ mL. de dión.}$$

$$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{30}{0,28571} = 105 \frac{\text{g}}{\text{L.}}$$

15. Disolvemos 30 g. de sal hasta 270 g. de disolución. Calcular la composición centesimal en masa y la concentración en g./L. si la disolución resultante tiene una densidad de 1,05 g/mL.

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{30}{270} \cdot 100 = 11,11\%$$

$$270 \text{ g. de dión} \cdot \frac{1 \text{ mL. de dión}}{1,05 \text{ g. de dión}} = 257,14 \text{ mL. de dión.}$$

$$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{30}{0,25714} = 116,67 \frac{\text{g}}{\text{L.}}$$

16. Para sazonar un caldo de pescado se deben añadir 16 g de sal a 2 litros de caldo.

a. ¿Cuál es la concentración de sal (en g/l) en el caldo?

b. Si cogemos 150 ml de caldo ¿cuál será su concentración? ¿Qué cantidad de sal contendrán esos 150 ml?

a.

$$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{16}{2} = 8 \frac{\text{g}}{\text{L.}}$$

b. La misma 8 g./L.

$$150 \text{ mL. de dión} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión}}{1000 \text{ mL. de dión}} \cdot \frac{8 \text{ g. de dión.}}{1 \text{ L. de dión.}} = 1,2 \text{ g. de dión.}$$

17. Preparamos 30 mL. de una disolución disolviendo 4 gramos de sal en agua si dicha disolución tiene una masa de 31 g. Calcular:

a. la densidad de la disolución

b. la concentración en gramos por litro

c. la concentración centesimal en masa

a.

7

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de dión}}{\text{volumen de dión}} = \frac{31}{30} = 1,033 \text{ g./mL.}$$

b.

$$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{4}{0,03} = 133,33 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

c.

$$\%(masa) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{4}{31} \cdot 100 = 12,9 \%$$

18. ¿Qué cantidad de soluto contiene un litro de disolución del 12 % en masa si su densidad es 1,12 g/mL?

$$1 \text{ L. de dión} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{1,12 \text{ g.}}{1 \text{ mL}} = 1120 \text{ g.}$$

$$\%(masa) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 \rightarrow 12 = \frac{x}{1120} \cdot 100 \rightarrow x = 134,4 \text{ g. de sol.}$$

19. Disolvemos 30 mL. de alcohol en agua, obteniendo una disolución del 12 %. Calcula la cantidad de agua.

$$\%(volumen) = \frac{\text{volumen sol}}{\text{volumen total}} \cdot 100 \rightarrow 12 = \frac{30}{x} \cdot 100 \rightarrow x = 250 \text{ mL. de dión}$$

{ 30 mL de alcohol (sol.) → 250 – 30 = 220 mL. de agua.
250 mL. de dión.

20. ¿Cuántos gramos de soluto debemos de disolver en 200 g de agua para obtener una disolución del 15 % en masa?

$$\%(masa) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 \rightarrow 15 = \frac{x}{x + 200} \cdot 100 \rightarrow 15 \cdot (x + 200) = 100x$$

$$x = 35,29 \text{ g. de sol.}$$

21. Una disolución de 40 g./L. tiene una densidad de 1,09 g/mL. Calcula su concentración centesimal en masa.

$$1 \text{ L. de dión} \cdot \frac{1000 \text{ mL. de dión}}{1 \text{ L. de dión}} \cdot \frac{1,09 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL. de dión}} = 1090 \text{ g. de dión.}$$

$$\%(masa) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{40}{1090} \cdot 100 = 3,67 \%$$

22. Una disolución del 17 % en masa tiene una densidad de 1,08 g./mL. Calcular su concentración en gramos por litro.

17 % en masa significa que hay 17 g. de sol. Por cada 100 g. de dión.

$$100 \text{ g. de dión} \cdot \frac{1 \text{ mL. de dión.}}{1,08 \text{ g. de dión.}} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} = 0,093 \text{ L. de dión.}$$

$$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{17}{0,093} = 182,8 \text{ g./L.}$$

23. Tenemos una disolución de HCl del 35 % en masa. Calcular:

- Gramos de soluto que hay en 30 g. de disolución.
- Gramos de agua que hay en 30 gramos de disolución.

a.

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 \rightarrow 35 = \frac{x}{30} \cdot 100 \rightarrow x = 10,5 \text{ g de sol.}$$

$$\text{b. } g_{\text{agua}} = g_{\text{disolución}} - g_{\text{soluto}} = 30 - 10,5 = 19,5 \text{ g de agua.}$$

24. Del recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio, cuyo etiquetado pone 50,5% en peso y 1,4g/cm³ de densidad, cogemos 150ml. ¿Qué masa de soluto encontraremos? S=32; O=16; H=1

$$150 \text{ mL. de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,4 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL. de dión}} \cdot \frac{50,5 \text{ g. de sulfúrico.}}{100 \text{ g. de dión}} = 106,05 \text{ g de sulfúrico.}$$

25. El etiquetado de un frasco de ácido sulfúrico nos indica que se trata de una disolución al 50,50% en masa y 1,4g/cm³ de disolución. Calcular:

- Molaridad.
- Moléculas de ácido sulfúrico que hay en 100 cm³ de dión. S=31; O=16; H=1

$$50 \% \begin{cases} 50,5 \text{ g. de soluto.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \quad ; 1,4 \text{ g./L} \rightarrow 1,4 \text{ g. de dión} = 1 \text{ mL. de dión.} \\ 49,5 \text{ g. de dte.} \end{cases}$$

a)

Molaridad:

$$\frac{\text{moles de sol.}}{\text{l. de dión}} = \frac{50,5 \text{ g. de sol.}}{100 \text{ g. de dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{98 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1,4 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL. de dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 7,21 \text{ M.}$$

b)

$$100 \text{ mL.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{7,21 \text{ moles sol.}}{1 \text{ l. dión.}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas sol.}}{1 \text{ mol. de sol.}} = 4,34 \cdot 10^{21} \text{ moléc.}$$

26. Calcular la molaridad de una disolución de ácido nítrico de concentración en peso 33 % y densidad 1,22 g / cm³. H = 1; N = 14; O = 16

Molaridad:

$$\frac{\text{moles de sol.}}{\text{l. de dión}} = \frac{33 \text{ g. de sol.}}{100 \text{ g. de dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{63 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1,22 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL. de dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 6,39 \text{ M.}$$

27. Una disolución de ácido sulfúrico posee una concentración de 50 g de soluto por cada litro de disolución. Calcular:

9

- a) El volumen de disolución para obtener 1'5 moles de soluto.
 b) El número de moles de soluto que hay en 150 ml de disolución. S = 32 ;

$$O = 16 ; H = 1$$

a)

$$1,5 \text{ moles sol.} \cdot \frac{98 \text{ g. sol.}}{1 \text{ mol sol.}} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión.}}{50 \text{ g. sol.}} = 2,94 \text{ L. de dión.}$$

b)

$$150 \text{ mL. dión.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{50 \text{ g. sol.}}{1 \text{ L. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{98 \text{ g. sol.}} = 0,077 \text{ moles de sol.}$$

28. Preparamos una disolución mezclando 20 g de cloruro de sodio y 480 g de agua. Determinar:

- a) Concentración centesimal.
 b) Los gramos de soluto que hay en 850 g de disolución.

a)

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa sol}}{\text{masa total}} \cdot 100 = \frac{20}{500} \cdot 100 = 4\%.$$

b)

$$850 \text{ g. dión.} \cdot \frac{20 \text{ g. sol.}}{500 \text{ g. dión.}} = 34 \text{ g. sol.}$$

29. Preparamos una disolución mezclando 20 g de hidróxido de calcio con 400 g de agua. La densidad de la disolución es de 1'2 g/cm³. Calcular:

- a) Molaridad.
 b) Molalidad. O = 16 ; H = 1 Ca = 40

a)

Molaridad:

$$\frac{\text{moles de sol.}}{\text{l. de dión}} = \frac{20 \text{ g. de sol.}}{420 \text{ g. de dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{74 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1,2 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL. de dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 0'77 \text{ M.}$$

b)

Molalidad =

$$\frac{\text{moles sol.}}{\text{Kg. de dión.}} = \frac{20 \text{ g. de sol.}}{400 \text{ g. de.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{74 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1000 \text{ g.}}{1 \text{ Kg.}} = 0'68 \text{ m.}$$

30. El recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio posee una concentración 1 molar. Calcular el volumen de disolución que necesitamos para conseguir 20 g de soluto.

$$20 \text{ g. de sol.} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{98 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1 \text{ L. dión}}{1 \text{ mol sol.}} = 0,204 \text{ L. de dión.}$$

31. En un recipiente hay 100 cm³ de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1'17 g/cm³ y concentración 0'8 molar. Calcular:

- a) Número de gramos de soluto.
 b) Número de moléculas de soluto. Cl = 35'5 ; H = 1

10

$$100 \text{ mL dión} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,8 \text{ moles de sol.}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{36,5 \text{ g. de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 2,92 \text{ g. de sol.}$$

$$100 \text{ mL dión} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,8 \text{ moles de sol.}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de HCl}} = 4,82 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HCl.}$$

32. Se desea preparar 200ml de una disolución acuosa de amoníaco 1 molar. En el laboratorio se dispone de una disolución más concentrada, del 23% en peso, cuya densidad es 0,914g/ml. Calcula el volumen de esta última disolución que necesitamos para, añadiéndole agua, preparar la primera. N=14 ; H=1

Se trata de preparar una disolución más diluida a partir de otra más concentrada.
Moles de soluto en la dión más diluida = moles de soluto en la dión más concentrada

$$V_{\text{dión más concentrada}} + V_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{dión más diluida}} = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot M_{\text{dión más concentrada}}$$

$$0'2 \cdot 1 = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot 12,37$$

$$V_{\text{dión más concentrada}} = 0,016 \text{ L} = 16 \text{ mL.}$$

$$M_{\text{dión más concentrada}} \left\{ \begin{array}{l} 23\% \\ d = 0,914 \text{ g/mL} \end{array} \right\} = 12,37 \text{ M.}$$

33. Queremos preparar 100cm³ de disolución normal de hidróxido de calcio. Calcular:

a) ¿Qué volumen de disolución tres molar necesitaremos?

b) La concentración molar si a los 100cm³ de disolución normal le añadimos 100cm³ de agua pura.

Ca=40 ; O=16 ; H=1

a.)

Se trata de preparar una disolución mas diluida a partir de otra más concentrada.
Moles de soluto en la dión más diluida = moles de soluto en la dión más concentrada

$$V_{\text{dión más concentrada}} + V_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{dión más diluida}} = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot M_{\text{dión más concentrada}}$$

$$0,1 \cdot 0,5 = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot 3$$

$$V_{\text{dión más concentrada}} = 0,0167 \text{ L} = 16,67 \text{ mL.}$$

b.)

$$V_{\text{dión más concentrada}} + V_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{dión más diluida}} = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot M_{\text{dión más concentrada}}$$

$$(0,1 + 0,1) \cdot M_{\text{dión más diluida}} = 0,1 \cdot 3$$

$$M_{\text{dión más diluida}} = 1,5 \text{ M.}$$

34. Del recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio, cuyo etiquetado pone 50,5% en peso y 1,4g/cm³ de densidad, cogemos 150ml. ¿Qué masa de soluto encontraremos? S=32; O=16; H=1

$$150 \text{ mL de dión} \cdot \frac{1,4 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL de dión}} \cdot \frac{50,5 \text{ g. de sulfúrico}}{100 \text{ g. de dión}} = 106,05 \text{ g de H}_2\text{SO}_4.$$