

Parte4 Disoluciones

rm.- Tenemos una disolución de ácido clorhídrico del 37% en masa y densidad 1,15g/mL. Calcula su molaridad **11,66mrm**

1. 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>

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

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

ru.- Disponemos de una disolución de ácido clorhídrico del 37,5% de masa y densidad 1,19g/mL. Calcula su molalidad **16,44mru**

2. 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

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

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

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

rr.- El frasco de un producto químico dice HCl al 35% y densidad 1,09g/mL. Calcula su molaridad **10,45mrr**

3. 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/_BdfFQlxRKU

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

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

rc.-Disolvemos 0,7g de cloruro de sodio en agua hasta obtener 150mL de disolución de densidad 1,06g/mL. Calcula la fracción molar del cloruro de sodio **0,00136rc**

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

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

$$\text{Molaridad: } \frac{\text{moles sol.}}{\text{L. dión.}} = \frac{0,7 \text{ g. sol.}}{0,150 \text{ L. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58,5 \text{ g. sol.}} = 0,008 \text{ M.}$$

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

$$\text{Molalidad: } \frac{\text{moles sol.}}{\text{Kg. dte.}} = \frac{0,7 \text{ g. sol.}}{0,1583 \text{ Kg. dte.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58,5 \text{ g. sol.}} = 0,0076 \text{ m.}$$

$$X_{\text{sol.}} = \frac{0,7}{0,7 + 158,3} = 0,00136$$

ri.-En la etiqueta de un frasco de ácido sulfúrico comercial podemos leer 94,72% y 1,833g/mL. Calcula su molaridad **17,72mri**

11. 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>

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

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

re.-Calcula la cantidad de soluto que tiene 1L de una disolución del 12% en masa si su densidad es 1,12g/mL **134,4gre**

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

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

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

rl.-Del recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio, cuyo etiquetado pone 50,5% en masa y 1,4g/mL de densidad, cogemos 150mL. Calcula la masa de ácido sulfúrico que hay **106,05grl**

22. 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

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

ra.- Una disolución de ácido sulfúrico posee una concentración de 50g de soluto por cada litro de disolución. Calcula el volumen que tenemos que coger para obtener 1,5 moles de soluto **2,94lra**

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

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)

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

rg.- Se desea preparar 200mL de una disolución acuosa de amoníaco 1M. En el laboratorio se dispone de una disolución más concentrada del 23% en masa, cuya densidad es 0,914g/mL. Calcula el volumen, en mL, de esta última disolución que necesitamos para, añadiendo agua, preparar la primera **16mlrg**

30. 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

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

$$0'2.1 = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot 12,37$$

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

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

ro.- Queremos preparar 100 mL de disolucion 1N de hidróxido de calcio. Calcula el volumen de disolución 3M que se necesitamos **16,67mlro**

31. 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

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

$$0,1.0,5 = V_{\text{dión más concentrada}} \cdot 3$$

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