

# Problemas disoluciones



- Determinar la concentración de una disolución expresada de diferentes formas: g/l, % en masa y en volumen, Molaridad y fracción molar
- Preparar disoluciones a partir de solutos sólidos o de disoluciones concentradas. Realizar los cálculos y nombrar el material de laboratorio adecuado para cada proceso.
- Diluir disoluciones
- Calcular la concentración de una disolución obtenida mezclando otras disoluciones
- Determinar el volumen de una disolución que contiene determinada cantidad de soluto que necesitamos por ejemplo para una reacción química.

Conocida la concentración de la disolución,  
determinar la relación entre las cantidades de  
los componentes de la disolución

- Lee con atención los enunciados y no sólo una vez
- Explica los datos
- Recapita sobre lo que te preguntan

¿Cuanto soluto necesito para preparar mi disolución?

¿Que mediré mejor su masa o su volumen?

¿Cuanta disolución debo coger para tener determinada cantidad de soluto?

¿Qué influye en lo que quiero calcular?



$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ g/mol}$$

Soluto: 63 g / 1 mol

¿Cuántos gramos de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$  son necesarios para preparar 1,5 litros de disolución acuosa de dicho ácido 0,6 M?.  
(Solución: 56,7 g)

Volumen de disolución

concentración

La disolución debe tener 0,6 moles de  $\text{HNO}_3$  por cada litro de disolución pero debemos tener en cuenta que queremos preparar 1,5 litros de disolución.

1,5 l. disolución	0,6 moles de $\text{HNO}_3$	63 g de $\text{HNO}_3$	= 56,7 g de $\text{HNO}_3$ se necesitan
	1 l. dis	1 mol de $\text{HNO}_3$	

La concentración de un ácido sulfúrico comercial es del **93 %**. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico habrá en **650 g de ácido sulfúrico comercial**? Sol: 604,5 g.

En 100 g de ácido comercial, el de la botella, hay 93 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$



<b>650 g disolución comercial</b>	93 g de $\text{H}_2\text{SO}_4$	<b>= 604,5 g de <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></b>
	100 g de ácido comercial	

- A menudo en los problemas de disoluciones es fácil confundir el soluto con la disolución porque como el disolvente casi siempre es agua denominamos a la disolución con el nombre del soluto.
- En este caso el soluto es el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (**ácido sulfúrico**). A la disolución la llamamos ácido sulfúrico comercial .
- Cuando nos pregunta qué cantidad de ácido sulfúrico, nos está preguntando por la cantidad de soluto.

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 ml, calcula la concentración de la disolución en: a) Porcentaje en masa b) gramos por litro c) Molaridad.

**Sol.: 16,7 % 184,5 g/l 4,6 M**

$$\% \text{masa} = \frac{\text{masa de soluto(g)}}{\text{masa de disolución(g)}} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{5 \text{ g NaOH}}{(5+25) \text{ g de disolución}} \cdot 100 = 16,7 \%$$

g/l = gramos de soluto/litros de disolución

$$\text{g/l} = \frac{5 \text{ g NaOH}}{27.1 \text{ ml de disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ litro}} = 184,5 \text{ g/l}$$

$$M = \frac{n}{L}$$

$$\frac{5 \text{ g NaOH}}{27.1 \text{ ml dis}} \cdot \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ litro}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} = 4,6 \text{ moles/litro}$$

**Donde:** M = Concentración molar  
n = Número de moles de soluto  
L = Número de litros de solución

Para calcular la molaridad podíamos haber partido de la concentración expresada en g/l que habíamos obtenido y sólo tendríamos que pasar los gramos de NaOH a moles.

## Para practicar

- Se disuelven 12 g de hidróxido sódico y se completa con agua hasta 250 ml. Halla: a) el número de moles de soluto; b) La Molaridad; **Sol.: a) 0,3 moles; b) 1,2 M**
- Se disuelven 180 g de sosa cáustica NaOH en 800 g de agua. La densidad de la disolución, a 20°C resulta ser de 1,340 g/cc. Calcula la concentración de la disolución en: a) Tanto por ciento en masa b) Gramos por litro c) Molaridad **(Solución: 18,36%; 246,0g/l; 6,15M)**
- Se han disuelto 180 g de NaOH en agua hasta formar 500 cc de disolución cuya densidad es 1,12 g/cc. Determina la molaridad. **(Solución: 9M)**

Tenemos una disolución, al 10 %, de  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Si disponemos de 200 g, ¿qué cantidad de azúcar habrá que añadir para conseguir que el contenido en  $C_{12}H_{22}O_{11}$  suba al 20 %?. **(Sol.: 25 g)**

$$\% \text{ en masa} = \frac{10 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{100 \text{ g de disolución}} \quad \text{Para concentrar la disolución debemos añadir soluto}$$

1° Utilizamos el dato del % para calcular la masa de soluto que tenemos inicialmente.

$$200 \text{ g de disolución} \cdot \frac{10 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{100 \text{ g de disolución}} = 20 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \text{ teníamos inicialmente}$$

2° Llamamos x a la masa de soluto que demos añadir. Esta masa también hará aumentar la masa de la disolución.

$$20 \% \text{ en masa} = \frac{(20 + X) \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{(200 + X) \text{ g de disolución}} \cdot 100$$

$$0,2 = \frac{(20 + X)}{(200 + X)}$$

**X = 25 g de  $C_{12}H_{22}O_{11}$  debemos añadir**

Una disolución acuosa de hidróxido de sodio NaOH al 20 % en masa tiene una densidad de 1,25 g/cc. Halla: a) La masa de la disolución que contiene 36 g de hidróxido de sodio. b) El volumen de disolución que debemos tomar si necesitamos 40 g de NaOH. c) La masa de hidróxido de sodio contenida en 300 g de disolución. d) La masa de hidróxido de sodio que hay disuelta en 200 ml de disolución. **(Solución: 180 g; 160cc; 60g; 50g)**

Antes de empezar a realizar ningún cálculo debemos explicar el significado de los datos.

20% en masa de NaOH → Hay 20 g de NaOH por cada 100 g de disolución = 20 g de NaOH / 100 g de disolución

densidad de 1,25 g/cc →

1,25 g de disolución ocupan 1 cm<sup>3</sup> o lo que es lo mismo, cada cm<sup>3</sup> de disolución tiene una masa de 1,25 g.

a) La masa de la disolución que contiene 36 g de hidróxido de sodio

$$36 \text{ g de NaOH} \times \frac{100 \text{ g de disolución}}{20 \text{ g de NaOH}} = 180 \text{ g de disolución}$$

b) El volumen de disolución que debemos tomar si necesitamos 40 g de NaOH

$$40 \text{ g de NaOH} \times \frac{100 \text{ g de disolución}}{20 \text{ g de NaOH}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1,25 \text{ g de disolución}} = 160 \text{ cm}^3 \text{ de disolución}$$

c) La masa de hidróxido de sodio contenida en 300 g de disolución

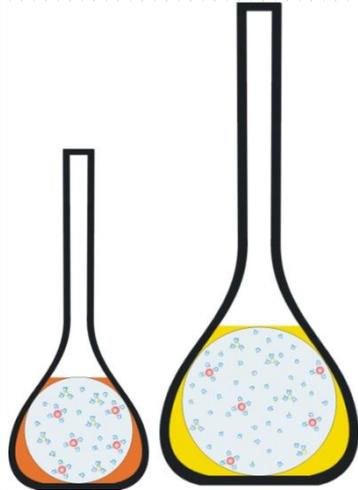
$$300 \text{ g de disolución} \times \frac{20 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} = 60 \text{ g de NaOH}$$

d) La masa de hidróxido de sodio que hay disuelta en 200 ml de disolución.

$$200 \text{ ml de disolución} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ ml}} \times \frac{1,25 \text{ g de disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \times \frac{20 \text{ g de NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} = 50 \text{ g de NaOH}$$

# Diluir disoluciones

Al diluir sólo añadimos agua y, por tanto todo el soluto que tiene la disolución final es el que había en la primera disolución.  
La disolución final tendrá menor concentración que la inicial.



Disponemos de 25 cc de  $\text{HNO}_3$ , 16 M. Si se diluyen hasta que ocupen 0,4 litros, ¿qué molaridad tendrá la nueva disolución? (**Solución: 1M**)

$$V_{\text{disolución}} = 25 \text{ cc} = 25 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ l}$$

El soluto es el  $\text{HNO}_3$

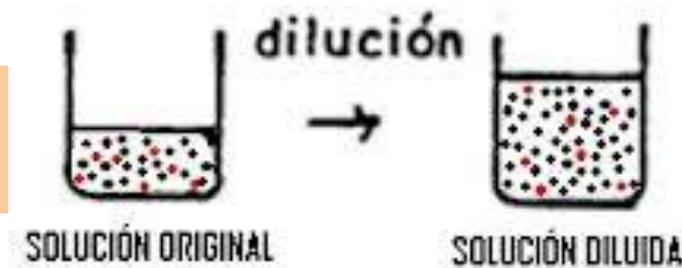
## DILUIR

Al diluir sólo añadimos agua y, por tanto todo el soluto que tiene la disolución final es el que había en la primera disolución.

$$0,25 \text{ l de disolución} \frac{16 \text{ moles de } \text{HNO}_3}{1 \text{ litro de disolución}} = 0,4 \text{ moles de } \text{HNO}_3 \text{ tenía la 1}^{\text{a}} \text{ disolución}$$

Hemos añadido agua HASTA 0,4 litros, luego este será el volumen de la disolución diluida, por lo que su molaridad será:

Molaridad =



Como es lógico, al diluir disminuyó la concentración de la disolución

\* Representa una partícula de solviente

# Preparar disoluciones



- Los ácidos comerciales son ácidos muy concentrados lo que facilita su almacenaje y transporte, pero por sus propiedades deben ser manejados con cuidado.
- A partir de ellos, en los laboratorios se preparan las disoluciones diluidas que se van a utilizar por lo que diluir disoluciones es un proceso muy habitual en Química

# Preparación de disoluciones a partir de ácidos comerciales



Los ácidos comerciales son ácidos muy concentrados. A partir de ellos se preparan las disoluciones diluidas que se van a utilizar

Se desea preparar un litro de disolución 1M de ácido sulfúrico a partir de un ácido comercial cuya etiqueta indica su concentración centesimal **97,6 %** y su densidad **1,85 g/cm<sup>3</sup>**. Determina:

A) La molaridad de dicho ácido. B) El volumen necesario para preparar la disolución pedida.

**Sol.: 18,424 M; V= 54,3 cm<sup>3</sup>**



Los ácidos comerciales están muy concentrados

En 100 g de ácido comercial (el de la botella) hay **97,6 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

**1,85 g de ácido comercial ocupan 1 cm<sup>3</sup>**

$$M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles de soluto (H}_2\text{SO}_4\text{)}}{\text{litro de disolución}}$$

$$\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$$

Masas atómicas  
S=32  
O=16  
H=1

$$\frac{97,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de dis. comercial}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,85 \text{ g de dis. comercial}}{1 \text{ cm}^3 \text{ dis. comercial}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ dis. comercial}}{1 \text{ litro dis. comercial}} = \mathbf{18,42 \text{ moles/litro}}$$

Calculamos la cantidad de soluto que necesitamos para preparar 1 litro de disolución 1 M, en este caso necesitamos 1 mol de **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**.

**Ahora debemos determinar el volumen de ácido comercial que debemos coger de la botella para tener 1 mol de soluto. Tenemos en cuenta la molaridad que acabamos de calcular.**

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ litro dis. comercial}}{18,42 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ dis. comercial}}{1 \text{ litro dis. comercial}} = \mathbf{54,3 \text{ cm}^3}$$

Cogemos 54,3 cm<sup>3</sup> de la botella, lo vertemos en un matraz aforado de 1 litro y enrasamos con agua

Preparar disoluciones a partir de disoluciones de ácidos comerciales (concentrados):

QUIERO → TENGO

b)  $100 \text{ cm}^3$  de HCl 0,3 M a partir del ácido comercial (35% en masa y  $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$ )



En 100 g de ácido comercial (el de la botella hay 35 g de HCl)

1,19 g de ácido comercial ocupan  $1 \text{ cm}^3$



Preparamos  $100 \text{ cm}^3$

La dificultad en estos problemas suele estar en confundir

- el soluto (HCl)
- con las disoluciones:
  - la comercial que es la concentrada y que está en la botella
  - y la diluida que queremos preparar y que al final estará en el matraz aforado



1° calculo el soluto que necesito para los 100 ml de disolución 0,3 M

2° calculo cuál es la masa de ese soluto.

3° tengo en cuenta que me lo venden con agua (35% en masa)

4° cuando sé la masa que tengo que coger de la botella con ayuda de la densidad, calculo el volumen ya que al tratarse de un líquido se mide mejor el volumen y lo cogemos con una pipeta

100 cm <sup>3</sup> dis. diluida	0,3 moles de HCl	36,5 g de HCl	100 g dis concentrada	1 cm <sup>3</sup> dis concentrada	Este es el volumen de ácido comercial que tenemos que coger para preparar la disolución diluida
	1000 cm <sup>3</sup>	1 mol de HCl	35 g de HCl	1,18 g concentrada	

Los problemas de preparar disoluciones diluidas a partir de ácidos comerciales también se pueden resolver calculando en primer lugar la molaridad del ácido comercial, y utilizando ese dato para saber el volumen de disolución que debemos coger, tal y como se hizo en un problema anterior.

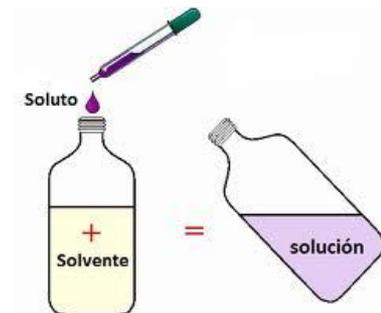
¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 63 % y 1,700 g/cc de densidad?. ¿Qué volumen de dicha disolución deberemos tomar si se quiere preparar 3 litros de disolución 0,25 M del mismo ácido?. **(Solución: 10,93M; 68,6 cc)**



En 100 g de ácido comercial (el de la botella) hay **63 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

**1,700 g de ácido comercial ocupan 1 cm<sup>3</sup>**

Este problema es idéntico al anterior.



En este caso voy a determinar el volumen de la disolución comercial que debo coger para preparar la disolución que me piden sin tener en cuenta la molaridad del ácido comercial

1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

98 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

1º calculo el soluto que necesito para los **3 litros de disolución 0,25 M** (Disolución diluida)

2º calculo cuál es la masa de ese soluto.

3º tengo en cuenta que en el ácido comercial, el soluto no está puro (63% en masa)

4º cuando sé la masa que tengo que coger de la botella con ayuda de la densidad, calculo el volumen ya que al tratarse de un líquido se mide mejor el volumen y lo podemos coger con una pipeta

$$3 \text{ litros dis. diluida} \times \frac{0,25 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ litro dis. diluida}} \times \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{100 \text{ g dis concentrada}}{63 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ dis concentrada}}{1,700 \text{ g concentrada}} = 68,6 \text{ cm}^3$$

Este es el volumen de ácido comercial que tenemos que coger para preparar 3 litros de la disolución diluida

# Para practicar

- Queremos preparar 2 L de disolución de ácido clorhídrico HCl 0,5 M. Calcula el volumen de ácido clorhídrico comercial del 37,5% y densidad 1,19 g/cm<sup>3</sup> que debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución. **Sol: 81,8 ml; Añadir agua hasta los dos litros. Si se suponen volúmenes aditivos 1918,2 ml.**
- Queremos preparar 100 ml de disolución 1,25 M de HCl. ¿Qué volumen de ácido al 40 %, y de densidad 1,20 g/ml, deberemos tomar?. **(Solución: 9,5 ml)**

Queremos preparar 250 ml de disolución 1 M de NaOH en agua a partir de un hidróxido de sodio cuya pureza es del 97 % en masa. Indica todos los pasos que debemos realizar

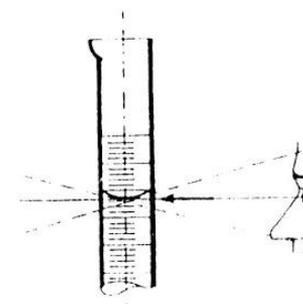
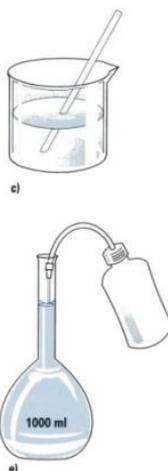
1° calculo el soluto que necesito para los 250 ml de disolución 1M

2° calculo cuál es la masa de ese soluto.

3° tengo en cuenta que me lo venden con ciertas impurezas. (cada 100 g del bote sólo 97 g son NaOH)

250 ml disol	$\frac{1 \text{ mol}}{1000 \text{ ml dis}}$	40 g de NaOH	100 g de lentejas (bote
		1 mol NaOH	97 g de NaOH

Estos son los gramos de lentejas que cogemos del bote



- Para preparar una disolución como la anterior hay que realizar los siguientes pasos:
- Calcular la masa necesaria para realizar la disolución. Coger el producto y mirar sus pictogramas de peligrosidad para saber las precauciones que debemos tomar.
- A continuación debemos encender la balanza, poner el vidrio de reloj sobre ella y pulsar la tecla de tara para que la balanza se ponga en 0,0 y no medir la masa del vidrio de reloj. Con la cucharilla-espátula echar la cantidad de soluto necesaria.
- Coger el frasco lavador y echar agua destilada en un vaso de precipitados en cuyo interior tiene el soluto. Añadir agua destilada hasta que el soluto se disuelva y agitar con la varilla de agitación hasta que se disuelva por completo.
- Coger el matraz aforado apropiado a la cantidad que vamos a preparar. La disolución que contiene el vaso de precipitado hay que traspasarla al matraz aforado con ayuda de un embudo si fuera necesario.
- Coger el frasco lavador y añadir agua al matraz aforado hasta enrasar. Ayudarse en la fase final con una pipeta o cuentagotas.
- Por último poner un tapón al matraz aforado y poner una etiqueta con la fecha, la fórmula, la concentración y el tipo de disolución que es.

# Para practicar

DILUIR

- Si mezclamos 250ml de ácido nítrico 0.5M y medio litro de agua, ¿cuál será la molaridad de la disolución resultante? ¿Cuántos gramos de ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  contendrá?
- Queremos obtener una disolución 0,08 M de ácido fosfórico, y la que tenemos en el laboratorio es 0,32 M. Si partimos de 50 cc de la disolución del laboratorio, ¿hasta qué volumen debemos diluirla?. **(Solución: hasta 200 cc)**
- ¿Cuántos gramos de ácido nítrico hay en 20 ml de disolución 0,02 M? Determina la cantidad de agua que habrá que añadir a los 20 ml para que la disolución pase a ser 0,0125 M. **Sol.: 0,0252g; 12 ml de agua.**

Mezclamos 400 ml de una disolución 0,5 M de amoníaco con 100 ml de una disolución 2 M de la misma sustancia. ¿Qué concentración en molaridad tendrá la disolución restante? **Sol.: 0,8 M**

**MEZCLA DE  
DISOLUCIONES**

Puesto que las dos disoluciones son del mismo soluto, estamos seguros que no se producirá una reacción química.

$$M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles de soluto (NH}_3\text{)}}{\text{litro de disolución}}$$



Para calcular la molaridad de la disolución final debemos

- Calcular los moles de soluto que contiene (serán los que tenía la disolución A más los de la disolución B)
- Determinar el volumen final de la disolución en litros. En este caso puesto que no nos dice el volumen final de la disolución, y tampoco tenemos la densidad, debemos suponer que los volúmenes son aditivos (es decir que el volumen final es la suma de los volúmenes de las disoluciones mezcladas)

$$400 \text{ ml dis. A} \quad \frac{0,5 \text{ moles de NH}_3}{1000 \text{ ml}} = 0,2 \text{ moles de NH}_3$$

$$100 \text{ ml dis. B} \quad \frac{2 \text{ moles de NH}_3}{1000 \text{ ml}} = 0,2 \text{ moles de NH}_3$$

$$M = \frac{(0,2 + 0,2) \text{ moles de soluto (NH}_3\text{)}}{0,5 \text{ litro de disolución}} = \mathbf{0,8 \text{ M}}$$