

# Aspectos cuantitativos de la Química

DISOLUCIONES Y PROPIEDADES

COLIGATIVAS

PARTE II

---

**Física y Química**

# Fórmulas químicas



Expresan la composición cualitativa y cuantitativa de una sustancia pura.

- **Fórmula empírica:**

indica la proporción de los átomos en un compuesto. Para conocerla hay que obtener, la **composición centesimal del compuesto (porcentaje en masa de cada elemento)**.



Elementos presentes  
proporción mínima

- **Fórmula molecular:**

indica el número exacto de átomos de cada elemento que intervienen en la molécula del compuesto. Para determinarla necesitamos conocer la masa molecular. La fórmula molecular será un múltiplo entero de la fórmula empírica.



Número exacto de átomos



**Determina la composición centesimal del fosfato de calcio.**

Datos: masas atómicas (u): Ca=40; O=16; P=31

Fórmula del fosfato de calcio;  $\text{Ca}_3\text{PO}_4$

la masa de la molécula:  $40 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 215$  u y

la masa molecular  $M = 215$  g/mol

Teniendo en cuenta la participación de cada átomo

en el compuesto, hallamos la **composición centesimal**:

$$3 \text{ mol átomos Ca} \cdot \frac{40 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol átomos Ca}} \cdot \frac{100 \%}{215 \text{ g compuesto}} = 55,81\% \text{ de Ca}$$

$$1 \text{ mol átomos P} \cdot \frac{31 \text{ g P}}{1 \text{ mol átomos P}} \cdot \frac{100 \%}{215 \text{ g compuesto}} = 14,42\% \text{ de P y } 100 - (55,81 + 14,42) = 29,77\% \text{ de O}$$

# Determinación de fórmulas químicas



El análisis químico elemental de un compuesto orgánico dio este resultado: C: 62,01%; H: 10,32%; O: 27,67%. Sabiendo que la densidad de su vapor en c.n es 5,19 g/L, determina la fórmula molecular.

- 1) A partir de la composición centesimal, tenemos la masa de cada elemento en 100 g del compuesto y dividiendo entre sus respectivas masas molares **hallamos moles de cada elemento** químico:

$$n_C = \frac{62,01 \text{ g C}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,17 \text{ mol C}$$

$$n_H = \frac{10,32 \text{ g H}}{1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 10,32 \text{ mol H}$$

$$n_O = \frac{27,67 \text{ g O}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,73 \text{ mol O}$$

- 2) Dividimos entre el menor valor para obtener una **relación en moles de números enteros sencillos**;

$$C: \frac{5,17}{1,73} = 2,99 \approx 3$$

$$H: \frac{10,32}{1,73} = 5,98 \approx 6$$

$$O: \frac{1,73}{1,73} = 1$$

Esta relación indica que en el compuesto hay 3 mol de átomos de C, 6 mol de átomos de H y 1 mol de átomos de O.

Luego la **fórmula empírica** sería: **C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O**

- 3) A partir del dato de la densidad en c.n **hallamos la masa molar**:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad M = \frac{d \cdot R \cdot T}{p} = \frac{5,19 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 116,18 \text{ g/mol}$$

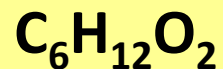
- 4) Como la fórmula molecular ha de ser un múltiplo entero de la fórmula empírica:

$$M_{\text{compuesto}} = n \cdot M_{\text{fórm. empírica}}$$

$$116,18 = n \cdot (12 \cdot 3 + 1 \cdot 6 + 16)$$

$$n = 2$$

La **fórmula molecular** será:



# Ejercicios



1 Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C = 24,24%, H = 4,05%, Cl = 71,71%. Calcula:

- la fórmula empírica
- su fórmula molecular, sabiendo que 0,942 g de dicho compuesto en estado gaseoso ocupan un volumen de 213 mL medidos a 1 atmósfera y 0°C

Datos: masas atómicas (u): C=12; H=1; Cl=35,5; R=0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>

*Sol: fórmula empírica: CH<sub>2</sub>Cl; fórmula molecular C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>*

2 ¿Qué fertilizante es más rico en nitrógeno: NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>?

Datos: masas atómicas (u): N=14; H=1; O=16; P=31

*Sol: el nitrato de amonio 35% N*

3 En condiciones normales de presión y temperatura, 1 mol de NH<sub>3</sub> ocupa 22,4 L y contiene 6,02·10<sup>23</sup> moléculas. Calcula:

- ¿Cuántas moléculas habrá en 37 g de amoníaco a 142°C y 748 mm de Hg?
- ¿Cuál es la densidad del amoníaco a 142°C y 748 mm de Hg?

*Sol: a) 1,31·10<sup>24</sup> moléculas NH<sub>3</sub>; b) d= 0,49 g/L*

# Disoluciones



Mezclas homogéneas de dos o más sustancias puras cuya composición puede variar.

**Componentes** de una disolución:

- **Soluto:** componente en menor proporción
- **Disolvente:** componente en mayor proporción. En disoluciones acuosas, el agua.

**Concentración de una disolución:**

expresa la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolución o de disolvente.



Tipos de disoluciones binarias según el estado de agregación

Fase de la disolución	Estado inicial del soluto	Ejemplo
Líquido	Sólido	Sal común en agua
	Líquido	Vino (agua y etanol)
	Gas	Agua carbónica
Sólido	Sólido	Bronce (Cu y Sn)
	Líquido	Amalgama de Hg y Au
	Gas	Hidrógeno en paladio
Gas	Sólido o líquido	Aerosol (humo, niebla)
	Gas	Aire

**Diluir** es el proceso por el cuál al añadir disolvente (agua) a una disolución, disminuye su concentración, al aumentar el volumen



[https://www.youtube.com/watch?v=kolWsU\\_-UxM](https://www.youtube.com/watch?v=kolWsU_-UxM)

# Formas de expresar la concentración



## Porcentaje en masa

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

Es adimensional. La  $m_{\text{soluto}}$  y  $m_{\text{disolución}}$  deben estar en las mismas unidades

## Molaridad ( $M$ )

$$\text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

También se suele llamar concentración molar.  
Se expresa: 1,5 mol/L o 1,5 M

## Molalidad ( $m$ )

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$$

La masa del disolvente siempre en kg

## Fracción molar ( $X$ )

$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{suma de los moles de todos los componentes}}$$

La fracción molar no tiene unidades, debido a que representa una relación de dos cantidades semejantes.

La suma de las fracciones molares de los componentes de una disolución siempre es 1

## Concentración en masa

$$\text{concentración en g/L} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$



[https://phet.colorado.edu/sims/html/molarity/latest/molarity\\_es.html](https://phet.colorado.edu/sims/html/molarity/latest/molarity_es.html)

# Ejercicios



- 4 Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene un 25 % de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad, molalidad y fracción molar.

Disolución al 25% significa que de cada 100 g de disolución, 25 g son de NaOH y que  $d = 1,25 \text{ g/mL}$  significa que cada 1 mL de disolución tiene una masa de 1,25 g. Por tanto, si tomamos como referencia un volumen de disolución de 1 L:

- 5 Calcular la molaridad y la concentración en g/L que se obtiene al mezclar 220 mL de una disolución de NaCl 1M con 280 mL de otra disolución de NaCl 0,5M.



<https://www.youtube.com/watch?v=jlO0rpczTJM>

# Ejercicios



- 4 Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene un 25 % de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad, molalidad y fracción molar.

Disolución al 25% significa que de cada 100 g de disolución, 25 g son de NaOH y que  $d = 1,25 \text{ g/mL}$  significa que cada 1 mL de disolución tiene una masa de 1,25 g. Por tanto, si tomamos como referencia un volumen de disolución de 1 L:

$$1000 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,25 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{25 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} = \mathbf{7,8 \text{ M}}$$

El litro de disolución tiene una masa de 1250 g de los cuáles el 25% son de NaOH (312,5 g) luego de agua tendríamos:  
 $1250 \text{ g} - 312,5 \text{ g} = 937,5 \text{ g}$  de agua

La molalidad de la disolución sería:

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{m_{\text{disolvente}} (\text{kg})} = \frac{\frac{312,5 \text{ g NaOH}}{40 \text{ g/mol}}}{0,9375 \text{ kg agua}} = 8,33 \text{ m}$$

fracción molar del soluto:  $x_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{agua}}} = \frac{\frac{312,5 \text{ g NaOH}}{40 \text{ g/mol}}}{\frac{312,5 \text{ g NaOH}}{40 \text{ g/mol}} + \frac{937,5 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}} = 0,13$

- 5 Calcular la molaridad y la concentración en g/L que se obtiene al mezclar 220 mL de una disolución de NaCl 1M con 280 mL de otra disolución de NaCl 0,5M.

Para resolver este problema, suponemos que los volúmenes de las dos disoluciones son aditivos y que por tanto el volumen final es:  $V = 280 \text{ mL} + 220 \text{ mL} = 500 \text{ mL}$

El número de moles de la primera disolución es:  $n = 0,22 \text{ L} \cdot 1 \text{ M} = 0,22 \text{ mol}$

El número de moles de la segunda disolución es:  $n = 0,28 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M} = 0,14 \text{ mol}$

El número total de moles es:  $n = 0,22 + 0,14 = 0,36 \text{ mol}$

La molaridad de la disolución es:  $M = \frac{0,36 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,72 \text{ M}$

Finalmente para calcular la concentración en g/l:  $\text{g/l} = \frac{0,36 \text{ mol} \cdot 58,5 \frac{\text{gNaCl}}{\text{mol}}}{0,5 \text{ L}} = 42,12 \text{ g/L}$



<https://www.youtube.com/watch?v=jlO0rpczTJM>

# Preparación de disoluciones



¿Cómo preparar una disolución a partir de un producto comercial de mayor concentración? El proceso se llama **dilución**.

**Ejemplo:** Preparar 250 mL de disolución 0,5 M de ácido clorhídrico a partir de un ácido clorhídrico comercial del 25% de riqueza en masa y densidad 1,14 g/mL.

- 1 Se calculan los mol de soluto necesarios a partir del Volumen y la Molaridad de la disolución a preparar:

$$n_{\text{solute}} = 0,25 \text{ L} \cdot 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,125 \text{ mol}$$

- 2 A partir de la riqueza y de la densidad, del ácido comercial se calcula el volumen de éste que contendrá esos moles:

$$0,125 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g ác. comercial}}{25 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,14 \text{ g ác. comercial}} = 16,0 \text{ mL ácido comercial}$$

**1** Se mide la cantidad necesaria de ácido comercial. **16,0 mL**

**2** Se vierte en un matraz de 250 mL, se añade un poco de agua destilada y se agita.

**3** Se enrasa con la ayuda de un cuentagotas añadiendo más agua destilada.

El menisco debe quedar así:

# Ejercicios



6

Calcula:

- la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza y densidad 1,19 g/mL
- El volumen del ácido sulfúrico comercial que necesitaríamos para preparar 100 mL de una disolución 0,75 M

Datos: masas atómicas (u): S=32; H=1; O=16



7

Determina:

- los gramos de hidróxido sódico comercial de un 85 % de riqueza en masa que harán falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,5 M
- El volumen de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza en masa y densidad 1,15 g/mL necesario para preparar 400 mL de una disolución 1,05 M

Datos: masas atómicas (u): Na=23; H=1; O=16; Cl=35,5



<https://www.youtube.com/watch?v=Mq8raJfacvY>

<https://www.youtube.com/watch?v=DICAixFPmG4>

**Sol: a) 5,9 g de NaOH; b) 3,60 mL**

# Ejercicios



6

Calcula:

- la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza y densidad 1,19 g/mL
- El volumen del ácido sulfúrico comercial que necesitaríamos para preparar 100 mL de una disolución 0,75 M

Datos: masas atómicas (u): S=32; H=1; O=16

a) Tomamos como referencia 1 L de disolución:

$$1 \text{ L disolución} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1,19 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{26 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 3,16 \text{ mol}$$

Luego la Molaridad de la disolución es 3,16 mol/L

b) Queremos preparar 100 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,75 M, es decir que dicha disolución contendrá  $0,1 \text{ L} \cdot 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,075 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$

$$0,075 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{26 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,19 \text{ g disolución}} = 23,75 \text{ mL}$$



7

Determina:

- los gramos de hidróxido sódico comercial de un 85 % de riqueza en masa que harán falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,5 M
- El volumen de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza en masa y densidad 1,15 g/mL necesario para preparar 400 mL de una disolución 1,05 M

Datos: masas atómicas (u): Na=23; H=1; O=16; Cl=35,5



<https://www.youtube.com/watch?v=Mq8raJfacvY>

<https://www.youtube.com/watch?v=DICAIXFPmG4>

**Sol: a) 5,9 g de NaOH; b) 3,60 mL**

# Propiedades coligativas

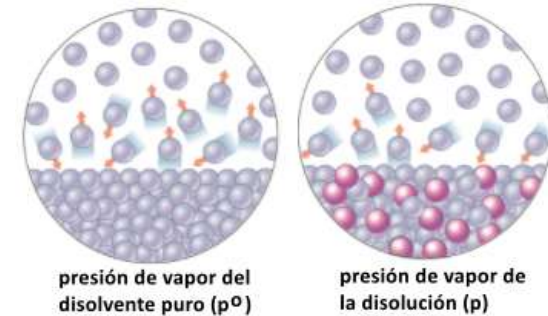


Propiedades de las disoluciones que dependen de la concentración del soluto y no de la naturaleza del mismo.

## Presión de vapor del disolvente:

presión que ejerce el vapor cuando alcanza el equilibrio con el líquido del que procede. Añadir un soluto no volátil a un disolvente siempre origina una **disminución en la presión de vapor** del disolvente, que es directamente proporcional a la fracción molar del soluto

$$\Delta p = p^\circ - p = p^\circ \cdot X_s$$



## Variación en los puntos de solidificación y ebullición:

añadir un soluto a un disolvente hace que disminuya el punto de fusión. Si se añade al agua un soluto, la disolución congelará por debajo de los  $0^\circ\text{C}$ . La variación (**descenso crioscópico**) depende de la concentración del soluto y de la naturaleza del disolvente:

Añadir un soluto a un disolvente hace que aumente la  $T_{\text{ebullición}}$ . Si al agua se añade un soluto, la disolución, a  $p=1 \text{ atm}$ , hierve por encima de los  $100^\circ\text{C}$ . La variación (**aumento ebulloscópico**) se expresa:

$$\Delta t_c = K_c \cdot m$$

$K_c$  = constante crioscópica  
 $m$  = molalidad

$$\Delta t_e = K_e \cdot m$$

$K_e$  = constante ebulloscópica  
 $m$  = molalidad

# Propiedades coligativas



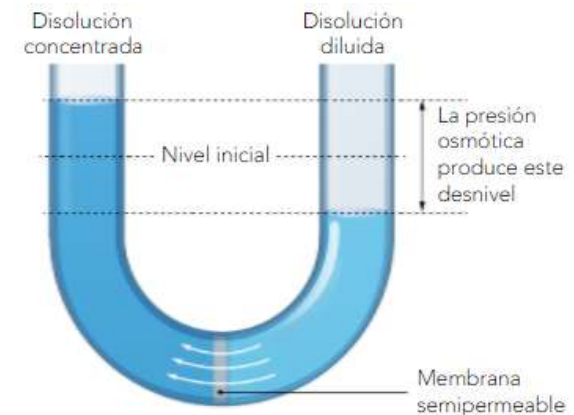
## Presión osmótica:

Se llama **osmosis**, al paso espontáneo de moléculas del disolvente a través de una membrana porosa, desde una disolución más diluida a otra más concentrada, igualándose así la concentración de soluto a ambos lados de la membrana.

La presión que ejerce la columna de líquido se llama presión osmótica ( $\pi$ ). **Ecuación de Van't Hoff:**



La presión osmótica de la sangre a 25°C, es de 7,65 atm. ¿Cuántos gramos de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) deben utilizarse por litro de agua para preparar una disolución intravenosa?



$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

$\pi$  = presión osmótica

$M$  = molaridad

$R$  = constante de los gases

$T$  = temperatura absoluta

# Ejercicios



- 8 Si el radiador de un coche de 6 L de capacidad lo llenamos con 4 L de agua y 2 L de etilenglicol ( $C_2H_6O_2$ ) cuya densidad es de  $1,12 \text{ g/cm}^3$ , ¿qué disminución se produce en el punto de fusión del agua?

Datos:  $K_c$  (agua) =  $1,86 \text{ kg}\cdot^\circ\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; masas atómicas (u): C=12; H=1; O=16

- 9 El alcanfor puro tiene un punto de fusión de  $178^\circ\text{C}$  y una constante crioscópica de  $40^\circ\text{C kg mol}^{-1}$ . La disolución resultante de añadir 2 g de un soluto no volátil a 10 g de alcanfor congela a  $158^\circ\text{C}$ . Calcula la masa molecular del soluto.

**Sol:  $M = 400 \text{ g/mol}$**

- 10 Cuando se agrega 27,8 g de una sustancia a  $200 \text{ cm}^3$  de agua, la presión de vapor baja de 23,7 mmHg a 22,9 mmHg. Calcula la masa molecular de la sustancia.

**Sol:  $M = 71,7 \text{ g/mol}$**

# Ejercicios



- 8 Si el radiador de un coche de 6 L de capacidad lo llenamos con 4 L de agua y 2 L de etilenglicol ( $C_2H_6O_2$ ) cuya densidad es de  $1,12 \text{ g/cm}^3$ , ¿qué disminución se produce en el punto de fusión del agua?

Datos:  $K_c$  (agua) =  $1,86 \text{ kg}\cdot^\circ\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; masas atómicas (u): C=12; H=1; O=16

$$\Delta T_f = K_c \cdot m = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol} \cdot \frac{2 \text{ L} \cdot 1120 \text{ g/L}}{4 \text{ kg H}_2\text{O}} = 16,8^\circ\text{C}$$

$$T^\circ - T = 16,8^\circ\text{C} \quad 0^\circ\text{C} - T = 16,8^\circ\text{C} \quad T = -16,8^\circ\text{C}$$

- 9 El alcanfor puro tiene un punto de fusión de  $178^\circ\text{C}$  y una constante crioscópica de  $40^\circ\text{C kg mol}^{-1}$ . La disolución resultante de añadir 2 g de un soluto no volátil a 10 g de alcanfor congela a  $158^\circ\text{C}$ . Calcula la masa molecular del soluto.

**Sol:  $M = 400 \text{ g/mol}$**

- 10 Cuando se agrega 27,8 g de una sustancia a  $200 \text{ cm}^3$  de agua, la presión de vapor baja de 23,7 mmHg a 22,9 mmHg. Calcula la masa molecular de la sustancia.

**Sol:  $M = 71,7 \text{ g/mol}$**

