

## 6. Disoluciones

### 6.1 Concepto de soluto y disolvente

Una **disolución** es un sistema en el cual una o más sustancias están mezcladas en forma homogénea en otra sustancia.

Una solución simple tiene dos componentes, un **soluto**, que es el componente que se disuelve, o el menos abundante en la solución y un **disolvente** que es el agente que disuelve o el más abundante de la solución.

Las propiedades de una solución son las siguientes:

- Es de dos o más componentes y tiene composición variable.
- Puede ser incolora o colorida y siempre es transparente.
- El soluto está distribuido de manera uniforme en la solución y no se sedimentará con el tiempo.
- Por lo general el soluto se puede separar del disolvente por medios físicos.

| Tipos de soluciones | Ejemplo              |
|---------------------|----------------------|
| • gas / gas         | aire                 |
| • gas / líquido     | bebidas gaseosas     |
| • líquido / líquido | anticongelantes      |
| • sólido / líquido  | agua salada          |
| • gas / sólido      | H <sub>2</sub> en Pt |
| • sólido / sólido   | latón                |

El término **solubilidad** describe la cantidad de una sustancia que se disuelve en una cantidad específica de otra sustancia en condiciones determinadas. La temperatura afecta la solubilidad de la mayoría de las sustancias, a mayor temperatura aumenta la solubilidad.

### 6.2 Cálculos de concentraciones Molares y Porcentuales

#### Concentración

Expresa la cantidad de soluto disuelta en determinada cantidad de una disolución.

Esta relación se expresa en las distintas **unidades de concentración**

- De tipo físico:
  - ✓ Porcentual (masa/masa, masa/volumen, volumen/volumen)
  - ✓ Partes por millón
- De tipo químico:
  - ✓ Molar
  - ✓ Normal
  - ✓ Molal
  - ✓ Fracción molar

Aquí consideraremos dos de las unidades más utilizadas en química, la **molaridad (M)** y la **concentración porcentual**.

### MOLARIDAD (M)

Es la forma más usual de expresar la concentración de una solución. Se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

moles =  $\frac{\text{gramos de soluto}}{\text{masa molar}}$

#### Ejemplo 6.1

Una muestra de cloruro de sodio, NaCl, que pesa 0.0678 g se coloca en un matraz volumétrico de 25.0 mL y se afora con agua destilada. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?

$$\begin{aligned} \text{Na} &= 23 \text{ g/mol} \\ \text{Cl} &= \frac{35.5 \text{ g/mol}}{58.5 \text{ g/mol}} \end{aligned}$$

Pasando la cantidad de gramos de NaCl a moles utilizando el factor de conversión correspondiente a partir de la masa del NaCl.

$$0.0678 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} = 0.00116 \text{ mol NaCl}$$

Ahora se divide entre el volumen pasándolo a Litros.

$$M = \frac{0.00116 \text{ mol}}{25 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.0464 \text{ M}$$

#### Ejemplo 6.2

¿Cuántos mililitros de NaCl 0.163 M se requieren para obtener 0.0958 g de cloruro de sodio?

Integramos la masa molar del compuesto como factor de conversión para obtener: gramos / mL.

$$\frac{0.163 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0.00954 \text{ g/mL}$$

Recuerda que Molaridad [M] es igual a

$$\left[ \frac{\text{num. de moles}}{1000 \text{ mL} \Leftrightarrow (1 \text{ Lt})} \right]$$

Finalmente el resultado obtenido previamente lo usamos como factor de conversión para transformar los gramos del compuesto y pasarlos a mL.

$$0.0958 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mL disolución}}{0.00954 \text{ g NaCl}} = 10.04 \text{ mL}$$

**Ejemplo 6.3**

¿Cuántos moles de cloruro de sodio deben colocarse en un matraz volumétrico de 50 mL para obtener una disolución 0.15 M de NaCl? y ¿A cuántos gramos de cloruro de sodio equivalen?

Usaremos la molaridad como factor de conversión para obtener el número de moles totales a partir del volumen (mL)

$$50 \text{ mL} \times \frac{0.15 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ mL}} = 7.5 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl}$$

Recuerda que Molaridad [M] es igual a

$$\left[ \frac{\text{num. de moles}}{1000 \text{ mL} \Leftrightarrow (1 \text{ Lt})} \right]$$

Usando la masa molar del NaCl como factor de conversión y relacionándola con el número de moles totales obtenemos la cantidad en gramos

Na=23 g/mol

Cl=35.5 g/mol

58.5 g/mol

$$7.5 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0.4388 \text{ g NaCl}$$

**Ejemplo 6.4**

¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 1.4 moles de ácido acético, HC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>, en 250 mL de solución?

Ya que la concentración molar o molaridad es:  $\frac{\text{num. de moles}}{1000 \text{ mL}} = (1 \text{ Lt})$

Por lo tanto sólo se debe dividir el número de moles entre el volumen que por estar en mililitros debe convertirse a Litros

$$\frac{1.4 \text{ mol}}{250 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} = 5.6 \left[ \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right] \text{ [M]}$$

**Ejemplo 6.5**

¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 2 g de KClO<sub>3</sub> en suficiente agua para formar 150 mL de solución?

Datos: masa molar de KClO<sub>3</sub>=122.6 g/mol

Hay 2 g de la sal en 150 mL que deben transformarse en Litros, después utilizamos la masa molar de clorato de potasio como factor de conversión para obtener la Molaridad o concentración Molar

$$\frac{2 \text{ g KClO}_3}{150 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122.6 \text{ g KClO}_3} = 0.109 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ [M]}$$

### Concentración porcentual (%)

En este método la concentración se expresa en gramos o mililitros de soluto por cada 100 mL de disolución

**% (m/m):** Se define como los gramos de soluto que se encuentran disueltos en 100 gramos de disolución.

$$\% (m/m) = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de disolución}} \times 100$$

g de soluto + g de disolvente

**% (m/v):** Se define como los gramos de soluto disueltos por cada 100 mL de disolución.

$$\% (m/v) = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de disolvente}} \times 100$$

**% (v/v):** Se define como la cantidad de mL del soluto disueltos por cada 100 mL de la disolución

$$\% (v/v) = \frac{\text{vol de soluto}}{\text{vol de disolución}} \times 100$$

vol de soluto + vol de disolvente

#### Ejemplo 6.6

¿Cuál será el porcentaje en masa de  $\text{CaCO}_3$  de una solución que tiene 25g de  $\text{CaCO}_3$  disueltos en 225 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?

g soluto: 25 g  
g solución: 250 g

$$\% = \frac{25 \text{ g}}{250 \text{ g}} \times 100 = 10 \% \text{ de } \text{CaCO}_3$$

#### Ejemplo 6.7

Se evaporan 50 g de solución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , se producen 40 g de sal. ¿Cuál es el porcentaje de sal en la solución?

No se agregan los 20 g de soluto a los 50 g de solución, ya que como se indica, se trata ya de la solución total

g soluto: 20 g  
g solución: 50 g

$$\% = \frac{20 \text{ g}}{50 \text{ g}} \times 100 = 40 \% \text{ de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

#### Ejemplo 6.8

Se disuelven 20 mL de alcohol en 80 mL de Agua ¿Cuál es el porcentaje de alcohol en el agua?

mL soluto: 20 mL

mL solución: 20 mL alcohol + 80 mL agua = 100 mL

$$\% = \frac{20 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 100 = 20 \% \text{ de alcohol}$$