

SOLUCIONES: MOLARIDAD Y MOLALIDAD

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. En una disolución, el componente que está en mayor proporción se denomina disolvente, y el que está en menor proporción soluto.

El soluto y el disolvente pueden encontrarse en cualquier estado físico: sólido, líquido o gas.

Las disoluciones líquidas son las más corrientes, y de ellas las disoluciones acuosas. En los laboratorios gran parte de las reacciones rutinarias son en medio acuoso, en este capítulo sólo trataremos disoluciones acuosas.

Para conocer en que proporción se encuentra el soluto y el disolvente en una disolución necesitamos determinar la concentración de ésta. Se puede expresar de diversas maneras.

Molaridad:

$$M = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Volumen (L disolución)}}$$

M: molaridad de la solución en M (se lee molar o concentración molar)

n: moles de soluto en [mol]

V: volumen de la solución expresado en litros [L]

Ejemplo: Una solución contiene 8,5g de NaNO₃ por cada 500 mL. Calcule su molaridad. MM (NaNO₃)=85 [g/mol]

$$\text{n}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{MM}} = \frac{8,5 \text{ (mol)}}{85 \text{ (g/mol)}} = 0,1 \text{ (mol)} \quad \text{moles presentes en la solución}$$

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{\text{Vol (L)}} = \frac{0,1 \text{ (mol)}}{0,5 \text{ (L)}} = 0,2 \text{ M (mol/L)}$$

Molalidad:

$$m = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Masa (kg disolvente)}}$$

Donde:

m : molalidad de la solución medida en m (molal)

n: número de moles de soluto medido en [mol]

m solvente= masa del solvente medida en [Kg]

por ejemplo: Se disuelven 17 [g] de NaNO₃ en 400 [mL] de H₂O.

Calcule la molalidad de la solución formada sabiendo que la densidad del solvente es

$$D_{\text{solvente}} = 1 \text{ [g/mL]} ; \text{ MM NaNO}_3 = 85 \text{ [g/mol]}$$

$$m_{\text{solvente}} = 400 \text{ (mL)} \times 1 \text{ (g/mL)} = 400 \text{ [g]}$$

$$\text{n}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{MM}} = \frac{17 \text{ (mol)}}{85 \text{ (g/mol)}} = 0,2 \text{ (mol)} \quad \text{moles presentes en la solución}$$

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{\text{Kg solvente}} = \frac{0,2 \text{ (mol)}}{0,4 \text{ (Kg)}} = 0,5 \text{ m}$$

Dilución de las disoluciones

Es importante señalar que las disoluciones experimentan procesos de dilución, es decir, teniendo una concentración ya establecida, se agrega mayor cantidad de disolvente para alcanzar menores concentraciones. Esto se calcula aplicando la formula:

$$M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$$

Donde M1 = molaridad inicial de la disolución.

V1 = volumen inicial de la disolución.

M2 = molaridad final de la disolución.

V2 = volumen final de la disolución.

Ejemplos:

1. A 10 mL de una disolución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) 5 M se agregan 10 mL mas de agua. .Cual será la nueva concentración de la disolución?

$$M1 = 5 \text{ M}$$

$$V1 = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$M2 = x$$

$$V2 = 20 \text{ mL} = 0,02 \text{ L}$$

$$\text{Reemplazando en } M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$$

$$5 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = x \cdot 0,02 \text{ L}$$

$$x = \frac{5 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L}}{0,02 \text{ L}} = 2,5 \text{ M}$$

$$0,02 \text{ L}$$

2. .Cuánta agua se debe agregar a 250 mL de una disolución de jugo de frambuesas 7 M para que alcance una concentración 6,5 M?

$$M1 = 7 \text{ M}$$

$$V1 = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$M2 = 6,5 \text{ M}$$

$$V2 = x$$

$$7 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 6,5 \text{ M} \cdot x$$

$$x = \frac{7 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L}}{6,5 \text{ M}} = 0,269 \text{ L}$$

Por lo tanto, deben agregarse 20 mL para completar el volumen de 270 mL.

Ejercicios propuestos:

1.- Calcular la **Molaridad** de las siguientes soluciones:

- 3,5 g de NaCl en 750 mL de solución
- 0,98 g de AgNO₃ en 200 mL de solución
- 400 g de K₂Cr₂O₇ en 20,0 L de solución
- 22,3 g de Li₂SO₄ en 900mL de solución
- 7,1 g de H₃BO₃ en 0,25 L de solución

2.- Calcular la **molalidad** de las siguientes soluciones:

- 2,8 kg de solvente y 400 g de NH₄NO₃
- 600 g de solvente y 0,609 g de AlCl₃
- 22,6 L de solvente y 23,9 g de CoCl₂, d solvente = 1,096 g/mL
- 3,8 L de solvente y 71,9 g de Ni(NO₃)₂, d solvente = 0,92 kg/L

3.- Calcular los gramos necesarios para preparar las siguientes soluciones:

- 300 mL de solución de KI al 0,0075 M
- 1,25 L de solución de K₂Cr₂O₇ al $1,9 \times 10^{-3}$ M
- 250 mL de solución de KOH al 0,065 M
- 500 mL de solución de NaCl al 0,00034 M

Diluciones de soluciones.

1) Si se toman 50 ml de una solución NaCl 0,4M y se llevan a un volumen final de 1l ¿Cuál es la concentración final?

2) ¿Qué volumen de HCl 6M debe usarse para preparar 500 ml de una solución de HCl 2,5 M?

3) ¿Cuál sería la concentración final de una solución preparada al diluir 45,0 ml de KOH 4,2 M en un volumen final de 300 ml?

4) ¿qué volumen debes de tomar de una disolución 2 M de ácido nítrico HNO₃ para preparar 200 cm³ de otra que sea 0,5 M del mismo ácido ?

5) Se prepara 100 mL de una disolución de H₂SO₄ 0,15M, a partir del ácido 1,2 M, ¿ Qué volumen de este ácido se debe tomar?.

SOLUCIONES: MOLARIDAD Y MOLALIDAD

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. En una disolución, el componente que está en mayor proporción se denomina disolvente, y el que está en menor proporción soluto.

El soluto y el disolvente pueden encontrarse en cualquier estado físico: sólido, líquido o gas.

Las disoluciones líquidas son las más corrientes, y de ellas las disoluciones acuosas. En los laboratorios gran parte de las reacciones rutinarias son en medio acuoso, en este capítulo sólo trataremos disoluciones acuosas.

Para conocer en que proporción se encuentra el soluto y el disolvente en una disolución necesitamos determinar la concentración de ésta. Se puede expresar de diversas maneras.

Molaridad:

$$M = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Volumen (L disolución)}}$$

M: molaridad de la solución en M (se lee molar o concentración molar)

n: moles de soluto en [mol]

V: volumen de la solución expresado en litros [L]

Ejemplo: Una solución contiene 8,5g de NaNO₃ por cada 500 mL. Calcule su molaridad. MM (NaNO₃)=85 [g/mol]

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{MM}} = \frac{8,5 \text{ (mol)}}{85 \text{ (g/mol)}} = 0,1 \text{ (mol)} \quad \text{moles presentes en la solución}$$

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{\text{Vol (L)}} = \frac{0,1 \text{ (mol)}}{0,5 \text{ (L)}} = 0,2 \text{ M (mol/L)}$$

Molalidad:

$$m = \frac{\text{Moles (soluto)}}{\text{Masa (kg disolvente)}}$$

Donde:

m : molalidad de la solución medida en m (molal)

n: número de moles de soluto medido en [mol]

m solvente= masa del solvente medida en [Kg]

por ejemplo: Se disuelven 17 [g] de NaNO₃ en 400 [mL] de H₂O.

Calcule la molalidad de la solución formada sabiendo que la densidad del solvente es

$$D_{\text{solvente}} = 1 \text{ [g/mL]} ; \text{ MM NaNO}_3 = 85 \text{ [g/mol]}$$

$$m_{\text{solvente}} = 400 \text{ (mL)} \times 1 \text{ (g/mL)} = 400 \text{ [g]}$$

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{MM}} = \frac{17 \text{ (mol)}}{85 \text{ (g/mol)}} = 0,2 \text{ (mol)} \quad \text{moles presentes en la solución}$$

$$m = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{\text{Kg solvente}} = \frac{0,2 \text{ (mol)}}{0,4 \text{ (Kg)}} = 0,5 \text{ m}$$

Dilución de las disoluciones

Es importante señalar que las disoluciones experimentan procesos de dilución, es decir, teniendo una concentración ya establecida, se agrega mayor cantidad de disolvente para alcanzar menores concentraciones. Esto se calcula aplicando la formula:

$$M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$$

Donde M1 = molaridad inicial de la disolución.

V1 = volumen inicial de la disolución.

M2 = molaridad final de la disolución.

V2 = volumen final de la disolución.

Ejemplos:

1. A 10 mL de una disolución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) 5 M se agregan 10 mL mas de agua. .Cual será la nueva concentración de la disolución?

$$M1 = 5 \text{ M}$$

$$V1 = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$M2 = x$$

$$V2 = 20 \text{ mL} = 0,02 \text{ L}$$

$$\text{Reemplazando en } M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$$

$$5 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L} = x \cdot 0,02 \text{ L}$$

$$x = \frac{5 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L}}{0,02 \text{ L}} = 2,5 \text{ M}$$

$$0,02 \text{ L}$$

2. .Cuánta agua se debe agregar a 250 mL de una disolución de jugo de frambuesas 7 M para que alcance una concentración 6,5 M?

$$M1 = 7 \text{ M}$$

$$V1 = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L}$$

$$M2 = 6,5 \text{ M}$$

$$V2 = x$$

$$7 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 6,5 \text{ M} \cdot x$$

$$x = \frac{7 \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L}}{6,5 \text{ M}} = 0,269 \text{ L}$$

Por lo tanto, deben agregarse 20 mL para completar el volumen de 270 mL.

Ejercicios propuestos:

1.- Calcular la **Molaridad** de las siguientes soluciones:

- 3,5 g de NaCl en 750 mL de solución
- 0,98 g de AgNO₃ en 200 mL de solución
- 400 g de K₂Cr₂O₇ en 20,0 L de solución
- 22,3 g de Li₂SO₄ en 900mL de solución
- 7,1 g de H₃BO₃ en 0,25 L de solución

2.- Calcular la **molalidad** de las siguientes soluciones:

- 2,8 kg de solvente y 400 g de NH₄NO₃
- 600 g de solvente y 0,609 g de AlCl₃
- 22,6 L de solvente y 23,9 g de CoCl₂, d solvente = 1,096 g/mL
- 3,8 L de solvente y 71,9 g de Ni(NO₃)₂, d solvente = 0,92 kg/L

3.- Calcular los gramos necesarios para preparar las siguientes soluciones:

- 300 mL de solución de KI al 0,0075 M
- 1,25 L de solución de K₂Cr₂O₇ al 1,9 x 10⁻³ M
- 250 mL de solución de KOH al 0,065 M
- 500 mL de solución de NaCl al 0,00034 M

Diluciones de soluciones.

1) Si se toman 50 ml de una solución NaCl 0,4M y se llevan a un volumen final de 1l ¿Cuál es la concentración final?

2) ¿Qué volumen de HCl 6M debe usarse para preparar 500 ml de una solución de HCl 2,5 M?

3) ¿Cuál sería la concentración final de una solución preparada al diluir 45,0 ml de KOH 4,2 M en un volumen final de 300 ml?

4) ¿qué volumen debes de tomar de una disolución 2 M de ácido nítrico HNO₃ para preparar 200 cm³ de otra que sea 0,5 M del mismo ácido ?

5) Se prepara 100 mL de una disolución de H₂SO₄ 0,15M, a partir del ácido 1,2 M, ¿ Qué volumen de este ácido se debe tomar?.