

SOLUCIONES

1. SOLUCIÓN

Una solución (disolución) es una mezcla homogénea formada por dos o más sustancias puras llamadas componentes, y es fraccionable por métodos físicos (destilación, por ejemplo). En este curso se trabajan con soluciones acuosas, es decir que se considera como solvente al agua y en caso contrario se indicará el solvente.

2. SOLUTO Y SOLVENTE

Las soluciones de mayor interés analítico son las soluciones binarias. Estas están formadas por **solutos**, que son las sustancias que se disuelven o desagregan, hasta el tamaño de moléculas o iones, en el **solvente** que es la sustancia que disuelve al soluto.

3. CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Es una relación que indica la cantidad de soluto presente en una dada cantidad de solvente o solución.

La concentración es una propiedad intensiva, por lo tanto, sin importar el volumen de una solución, su concentración será la misma.

La densidad es una propiedad física intensiva de la materia y muestra la relación de la masa con el volumen. Las unidades de densidad aplicadas a la química son g/mL (para expresar densidad de sólidos y líquidos) y g/L (para los gases).

A las concentraciones de una dada solución se las pueden expresar de diferentes formas, una de ellas es teniendo en cuenta las unidades físicas y las unidades químicas.

3.1. UNIDADES FÍSICAS

Las más comunes son las porcentuales.

3.1.1. Porcentaje Masa en Volumen de Solución = % m/v

Indica los gramos de soluto disueltos en 100 mL de solución, o masa de soluto disuelto cada 100 partes en volumen de solución.

Ejemplo 1: solución de NaCl 10 % m/v = 10 g de NaCl disueltos en 100 mL de solución.

3.1.2. Porcentaje Masa en Masa de Solución = % m/m

Indica los gramos de soluto disueltos en 100 g de solución, o masa de soluto disuelto cada 100 partes de solución.

Ejemplo 2: solución acuosa de H₂SO₄ al 98 % y $\bar{d}_{20^{\circ}\text{C}} = 1,84 \text{ g/mL}$

98 % = 98 g soluto disueltos en 100 g solución.

Se puede pasar los 100 g de solución a mL (volumen) con la densidad de la solución.

De lo que resulta: 100 g solución = 54,4 mL solución, entonces se puede decir que 98 g de H₂SO₄ (solute) están disueltos en 54,4 mL de solución.

Entonces: ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ se necesitan para preparar 200 mL de solución?

54,4 mL de solución _____ 98 g de H₂SO₄

$$200 \text{ mL de solución} \text{ _____ } x = \frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \times 200 \text{ mL de solución}}{54,4 \text{ mL de solución}} = 360 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

3.1.3. Porcentaje volumen de soluto en volumen de solución = % v/v

Es la concentración que indica el volumen de soluto (mL) disueltos en 100 mL de solución.

3.1.4. Porcentaje Masa en Masa de Solvente = % m/m solvente

Es la concentración que indica los gramos de soluto disueltos en agua 100 g de solvente.

Ejemplo 3: Solución de cloruro de magnesio al 8,0% m/m solvente = 8,0 g de MgCl₂ (solute) disueltos en 100g de solvente (en general agua).

Entonces: ¿Cuántos gramos de soluto necesito para preparar 200g de solución? Uso la densidad para hacer cambios de unidad.

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$108\text{g} = 8,0\text{g} + 100\text{g}$$

108 g de solución _____ 8 g de soluto

$$200 \text{ g de solución} \text{ _____ } x = \frac{8 \text{ g de soluto} \times 200 \text{ g de solución}}{108 \text{ g de solución}} = 15 \text{ g de soluto}$$

3.1.5. Partes por millón (ppm)

Equivale a una parte de soluto en un millón (1.000.000 o 1x10⁶) de parte de solución. Tanto la parte de soluto como la parte de millón, tienen que estar expresadas en la misma unidad de masa.

Ejemplo 4: Una solución que contiene Ca²⁺ 15ppm:

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$1 \times 10^6 \text{ mg} = 15 \text{ mg} + \dots$$

$$1 \times 10^6 \text{ g} = 15 \text{ g} + \dots$$

Estas soluciones son tan diluidas que poseen una densidad aproximadamente igual a la del agua.

$$\delta_{20^\circ\text{C}} \text{ H}_2\text{O} = 1,00 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \Rightarrow 1 \text{ g H}_2\text{O ocupa un volumen de 1 mL}$$

$$\Rightarrow 1000 \text{ g H}_2\text{O ocupa un volumen de 1000 mL (1L)}$$

Entonces se puede definir también **ppm** como los mg de soluto disueltos por cada 1L (1000mL) de solución.

¿Cuántos mg de Ca²⁺ hay en 10 mL de solución?

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$1000 \text{ mL} = 15\text{mg} + \dots$$

1000 mL de solución _____ 15 mg de soluto

$$10 \text{ mL de solución } ______ x = \frac{15 \text{ mg de soluto} \times 10 \text{ mL de solución}}{1000 \text{ mL de solución}} = 0,15 \text{ mg de soluto}$$

Entonces es posible calcular densidades, ejemplo: Si 200g de solución ocupan un volumen de 175mL, ¿cuál es la densidad de dicha solución?

$$\delta_{\text{solución}} = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}} \Rightarrow \delta = \frac{200g}{175\text{mL}} \Rightarrow \delta = 1,14g/mL$$

3.2. UNIDADES QUÍMICAS

Son las concentraciones que indican en forma general la cantidad de soluto (moles o equivalentes) disueltos en una dada masa o volumen de solución.

3.2.1. Molaridad (M)

Es la concentración que indica el número de moles de soluto disueltos en 1Litro (o 1000mL) de solución.

Ejemplo 5: Se tiene una solución de HCl 0,8M.

$$\begin{aligned} \text{Solución} &= \text{Soluto} + \text{Solvente} \\ 1000\text{mL} &= 0,8\text{moles} + \dots \end{aligned}$$

3.2.2. Molalidad (m)

Es la concentración que indica el número de moles de soluto disueltos en 1000g (1Kg) de solvente.

Ejemplo 6: se tiene una solución de NaOH 5 m

$$\begin{aligned} \text{Solución} &= \text{Soluto} + \text{Solvente} \\ \dots &= 5,0 \text{ moles} + 1000g \end{aligned}$$

Se puede calcular el %m/m y el %m/m solvente en la solución si se pasan los moles de soluto a gramos teniendo como dato la masa molar molecular (\mathcal{M}).

3.2.3. Fracción Molar X_1 (solvente) y X_2 (soluto):

✓ **Fracción Molar del Soluto X_2 :** es la concentración que indica el número de moles de soluto disueltos en 1mol de solución.

✓ **Fracción Molar del Solvente X_1 :** es la concentración que indica el número de moles de solvente disueltos en 1mol de solución.

Es decir que:

- La Fracción molar es el tanto por uno en moles.
- La Fracción molar del soluto más la del solvente debe dar en total 1.

$$\begin{aligned} \text{Solución} &= \text{Soluto} + \text{Solvente} \\ n_T &= n_2 + n_1 \\ 1 &= X_2 + X_1 \end{aligned}$$

- La fracción molar del solvente (X_1) es el número de moles de solvente (n_1) dividido el número total de moles (n_T).

$$X_1 = \frac{n_1}{n_T}$$

La fracción molar del soluto (X_2) es el número de moles de soluto (n_2) dividido el número total de moles (n_T).

$$X_2 = \frac{n_2}{n_T}$$

Por ejemplo, si se tiene una solución de KOH $X_{KOH} = 0,05$ significa que:

$$\begin{aligned} \text{Solución} &= \text{Solute} + \text{Solvente} \\ 1 \text{ mol} &= 0,05 \text{ mol} + 0,95 \text{ mol} \end{aligned}$$

Ejemplo 7: ¿Cuál es la fracción molar del soluto (X_2), si se dispone de una solución al 70% de HCl ($\delta = 1,15 \text{ g/mL}$)?

Datos:

$$M_{HCl} = 36,45 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2O} = 18,00 \text{ g/mol}$$

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$100 \text{ g} = 70 \text{ g} + 30 \text{ g}$$

$$3,59 \text{ moles} = 1,92 \text{ moles} + 1,67 \text{ moles}$$

$$\checkmark X_2 = \frac{n_2}{n_T} \Rightarrow X_2 = \frac{1,92 \text{ moles}}{3,59 \text{ moles}} \Rightarrow X_2 = 0,535$$

3.2.4. Normalidad (N): es la concentración que indica el número de equivalentes de soluto disueltos en 1 Litro (1000 mL) de solución.

Ejemplo 8: Si se tiene una solución de HCl 2,0 N, significa que:

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$1000 \text{ mL} = 2,0 \text{ eq.} + \dots$$

Para cálculo de masas equivalentes ver apunte de Reacciones Químicas

3.3. EXTRACCIÓN Y DILUCIÓN

Partiendo de una solución de una dada concentración (C_i), al **extraer** un dado volumen de la misma, ese volumen de solución lleva una dada cantidad de soluto (n_2 , m_2), pero la solución original y la extraída poseen la misma cantidad de soluto.

Al **diluir** una solución significa agregar solvente a esa dada solución. En la dilución la cantidad de soluto no varía, lo que varía es la concentración de la solución diluida. Por lo tanto la concentración de la solución diluida (C_f) va a ser menor a la concentración inicial (C_i).

$$C_i < C_f$$

Ejemplo 9: Si se tiene una solución de HNO_3 al 60% ($\delta_{20^\circ} = 1,30 \text{ g/mL}$).

Se extraen 10 mL de solución y luego se diluyen con agua hasta 50 mL. ¿Cuál es la molaridad de la solución diluida?

$$\delta_{\text{solución}} = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}} \Rightarrow V = \frac{m}{\delta} \Rightarrow V = \frac{100g}{1,30g/mL} \Rightarrow V_{\text{solución}} = 77mL$$

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$100g = 60g + 40g$$

$$77mL$$

- Extracción

77 mL de solución _____ 60 g de HNO₃

$$10 \text{ mL de solución} \text{ _____ } x = \frac{60 \text{ g de HNO}_3 \times 10 \text{ mL de solución}}{77 \text{ mL de solución}} = 7,8 \text{ g de HNO}_3$$

- Dilución

$$\text{Solución} = \text{Solute} + \text{Solvente}$$

$$10mL = 7,8g + \dots$$

$$50mL = 7,8g + \dots$$

$$50mL = 0,12\text{moles} + \dots$$

Cálculo de la molaridad (M): $\mathcal{M}_{\text{HNO}_3} = 63g/mol$

50 mL solución _____ 0,12moles de soluto

$$1000 \text{ mL solución} \text{ _____ } x = \frac{0,12\text{moles de HNO}_3 \times 1000 \text{ mL de solución}}{50 \text{ mL de solución}} = 2,4 \text{ moles de soluto} \Rightarrow \mathbf{2,4M}$$

Otro caso de dilución de solución es cuando se preparan soluciones a partir de otras soluciones más concentradas, es decir que la solución que se dispone es más concentrada de la que se quiere preparar.

Ejemplo 10: Se dispone de una solución concentrada de HCl al 35% $\delta_{20^\circ\text{C}} = 1,36g/mL$ y se desea preparar 50mL de solución de HCl al 6,0% m/v. ¿Qué volumen de solución concentrada se debe diluir?

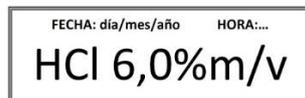
$\mathcal{M}_{\text{HCl}} = 36,45g/mol$

Solución disponible				Solución a preparar			
Solución de HCl al 35%, $\delta_{20^\circ\text{C}} = 1,36g/mL$				50mL de solución de HCl al 6,0% m/v			
Solución	=	Solute	+ Solvente	Solución	=	Solute	+ Solvente
100g	=	35g	+ 65g	100mL	=	6,0g	+ ...
73,5mL	=	35g	+ ...	50mL	=	3,0g	+ ...

Solución disponible: 35 g HCl _____ 73,5 mL de solución

$$\text{Necesito: } 3,0g \text{ HCl} \text{ _____ } x = \frac{73,5 \text{ mL de solución} \times 3 \text{ g HCl}}{35g \text{ HCl}} = x=6,3 \text{ mL de solución}$$

En el laboratorio se utiliza un matraz de 50mL que es el volumen de solución que quiero preparar al cual se le coloca un pequeño volumen de agua destilada. Se agregan luego los 6,3 mL de solución del HCl concentrado previamente extraídos con una pipeta de 10 mL. Finalmente se agrega agua destilada hasta la marca de aforo, se homogeneiza y se rotula.



Ejemplo 11: ¿Qué volumen de una solución de ácido sulfúrico al 90,0% y $\delta_{20^\circ\text{C}} = 1,815\text{g/mL}$ se deben diluir, si se necesita preparar 150 mL de solución de ácido sulfúrico 2,0M? $\mathcal{M}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98\text{g/mol}$

Solución disponible				Solución a preparar			
Solución de H_2SO_4 al 90,0%, $\delta_{20^\circ\text{C}} = 1,815\text{g/mL}$				150mL de solución de H_2SO_4 2,0M			
Solución	=	Soluto	+ Solvente	Solución	=	Soluto	+ Solvente
100g	=	90,0g	+ 10g	1000mL	=	2,0moles	+ ...
55,0mL	=	90,0g	+ ...	150mL	=	0,30moles	+ ...
				150mL	=	29g	+ ...

90,0 g H_2SO_4 _____ 55,0mL de solución

$$29,0 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ _____ } x = \frac{55,0\text{mL de solución} \times 29,0 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{90,0 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} = 18 \text{ mL de solución}$$

Se puede aplicar también la siguiente ecuación, llamada ecuación de Ostwald:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

V_1 = Volumen de la solución concentrada (mL)

C_1 = Concentración molar o normal de la solución concentrada (M ó N)

V_2 = Volumen de la solución diluida (mL)

C_2 = Concentración molar o normal de la solución diluida (M ó N)

Aplicando esta fórmula al problema anterior se tiene:

$$V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1} \Rightarrow V_1 = \frac{2,0\text{M} \times 150\text{mL}}{16,7\text{M}} \Rightarrow V_1 = 18\text{mL}$$

3.4. MEZCLA DE SOLUCIONES

Cuando se mezclan dos soluciones del mismo soluto, el volumen de la solución mezcla puede ser considerado aditivo, es decir se pueden sumar, esto es ideal ya que en la realidad puede haber una contracción o dilatación de volumen. La cantidad de soluto en la mezcla es la suma de las cantidades de solutos (n_1+n_2 , m_1+m_2 y eq_1+eq_2) de las soluciones individuales (soluciones antes de la mezcla).

Ejemplo 12: ¿Cuál es la concentración molar de la solución obtenida al mezclar la solución 1 con la solución 2? Considere los datos de la siguiente tabla.

Solución 1	Solución 2
50mL de solución de NaCl 0,75M	200mL de solución de NaCl al 10,0% m/v

<i>Solución</i>	=	<i>Soluto</i>	+	<i>Solvente</i>	<i>Solución</i>	=	<i>Soluto</i>	+	<i>Solvente</i>
1000mL	=	0,75mol	+	...	100mL	=	10,0g	+	...
50mL	=	$3,75 \times 10^{-2}$ mol	+	...	200mL	=	20,0g	+	...
					200mL	=	0,34moles	+	...

<i>Solución Mezcla</i>	=	<i>Soluto</i>	+	<i>Solvente</i>
(50+200)mL	=	$(3,75 \times 10^{-2} + 0,34)$ moles	+	...
250mL	=	0,38moles	+	...
1000mL	=	1,52moles	+	...

La concentración de la solución mezcla es igual a **1,5M**

3.5. EJERCICIOS INTEGRADORES

a) De la solución mezcla del ejemplo anterior se extraen 100mL de solución que se diluyen con agua hasta 200mL. ¿Cuál es la M de la solución diluida?

- *Extracción*

1000mL de solución _____ 1,5 moles de NaCl (por definición de M)

$$100 \text{ mL de solución} \quad x = \frac{1,5 \text{ moles de NaCl} \times 100 \text{ mL solución}}{1000 \text{ mL solución}} = 0,15 \text{ moles de NaCl}$$

- *Dilución*

200mL _____ 0,15 moles de NaCl

1000mL _____ $x=0,75$ moles de NaCl \Rightarrow **0,75 M**

b) ¿Qué volumen de la solución diluida se debe extraer para preparar 500 mL de solución de NaCl 0,007M?

<i>Solución disponible</i>	<i>Solución a preparar</i>
Solución de NaCl 0,75 M	500mL de solución de NaCl 0,007 M
<i>Solución</i> = <i>Soluto</i> + <i>Solvente</i>	<i>Solución</i> = <i>Soluto</i> + <i>Solvente</i>
1000mL = 0,75 moles + ...	1000mL = 0,007moles + ...
	500 mL = $3,5 \times 10^{-3}$ moles + ...

0,75 moles NaCl _____ 1000 mL de solución

$$3,5 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl} \quad x = \frac{1000 \text{ mL de solución} \times 3,5 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl}}{0,75 \text{ moles NaCl}} = 4,7 \text{ mL de solución}$$

Se mezclan 100mL de una solución de NaOH al 10% y $\delta = 1,11\text{g/mL}$, con 50mL de solución del mismo soluto al 12% m/v. De la mezcla se extraen 70mL que se diluyen con agua hasta 100mL. ¿Qué volumen de la solución diluida se debe tomar para preparar 50mL de solución al 3% y $\delta = 1,03\text{g/mL}$?