

Soluciones

Introducción Teórica

UNID. FÍSICAS	UNID. QUÍMICAS	
$\% m/m = \frac{\text{\% en Masa: gr de soluto}}{\text{gr de solución}} \times 100$	$M = \frac{\text{Molaridad moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$	
$\% v/v = \frac{\text{\% en Volumen ml de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$	$m = \frac{\text{Molalidad moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$	
$\% m/v = \frac{\text{\% masa Volumen gr de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$	$X_{sto} = \frac{n \text{ de sto}}{n \text{ de sln}} \quad X_{ste} = \frac{n \text{ de ste}}{n \text{ de sln}}$	
$ppm = \frac{\text{Partes por millón mg de soluto}}{\text{l de solución}}$ $ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de solución}}$	$N = \frac{\text{Normalidad equivalente gr soluto}}{\text{Litro de solución}}$ $1 \text{ eq - gr} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{constante}}$	Ácido H ⁺ Base OH ⁻ Sal Carga Cación

Se denomina solución o disolución a una mezcla homogénea constituida por dos o más sustancias. Es decir que una solución es un sistema material homogéneo (una sola fase) y de dos o más componentes.

A diferencia de las sustancias puras, una solución puede separarse en sus componentes utilizando métodos fraccionamiento tales como la destilación, la cromatografía y la cristalización.

Desde el punto de vista del estado de agregación del sistema, una solución puede ser:

☑ **SÓLIDA:** como una aleación de metales y/o no metales. Por ejemplo, el acero, el bronce, el oro blanco.

☑ **LÍQUIDA:** disolución de un gas, un líquido y/o un sólido en un líquido. Por ejemplo, el agua de mar, el agua de canilla, el alcohol medicinal.

☑ **GASEOSA:** mezcla de gases. Por ejemplo, el aire atmosférico, el aire exhalado de los pulmones.

En la vida cotidiana utilizamos y preparamos muchas soluciones. Por ejemplo, al disolver un polvo para hacer jugos en agua potable. Si lo disolvemos en poca agua será intomable, porque la solución estará muy concentrada. En cambio, si disolvemos en demasiada cantidad de agua tendrá poco sabor ya que será una solución muy diluida. Luego volveremos sobre estos conceptos.

En Química, las soluciones son muy importantes. Su interés proviene de diversas causas:

☑ **PRACTICIDAD.** Muchas sustancias se almacenan con mayor facilidad estando disueltas en un líquido (generalmente agua). Por ejemplo, los ácidos y las bases.

☒ **CONSERVACIÓN.** Algunas sustancias se conservan mejor, permanecen más tiempo inalteradas, cuando se hayan disueltas en un líquido. Por ejemplo, aquellas que absorben la humedad ambiente como el cloruro de magnesio.

☒ **VELOCIDAD DE REACCIÓN.** Las reacciones químicas llevadas a cabo en solución disponen de mayor número de corpúsculos disponibles para reaccionar.

También es posible clasificar a las soluciones según el número de componentes. Así tenemos soluciones binarias, ternarias, cuaternarias, etc. Sin lugar a dudas, las soluciones más útiles en un laboratorio de Química son las soluciones binarias y líquidas. Tal es así que se le asigna un nombre a cada componente de una solución de este tipo:

☒ **SOLUTO:** es la sustancia que se disuelve en un líquido y es, en general, la que se encuentra en menor proporción en la mezcla.

☒ **SOLVENTE:** es la sustancia que disuelve al soluto y es, en general, la que se encuentra en mayor proporción en la mezcla.

Cualquier líquido puede actuar como solvente, pero el más utilizado es el agua; llamándose a éstas soluciones acuosas. También pueden prepararse soluciones alcohólicas (como los licores o el vino), clorofórmicas (cloroformo como solvente), bencénicas (benceno como solvente) y otras más.

Por razones prácticas utilizaremos abreviaturas para algunas palabras: solución (sno sc), solvente (sv) y soluto (st). Un dato importante para no olvidar es que las masas de st y sv son aditivas, dando por resultado la masa de la sc:

$$msn = msv + mst$$

Y recordar que, según la definición de densidad, tenemos que la densidad de una solución es el cociente entre la masa de la solución y el volumen de la solución:

$$\delta = msn : Vsn$$

Concentración de las soluciones

Se denomina concentración de una solución a la relación entre la cantidad de soluto disuelto y la cantidad total de la solución. Es posible, también, plantear la concentración en relación a la cantidad de solvente empleado, aunque es menos frecuente hacerlo.

Por ejemplo:

SOLUCIÓN A: 10g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución.

SOLUCIÓN B: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 100g de solución.

SOLUCIÓN C: 20g de sal disueltos en agua hasta tener 200g de solución.

Al comparar las tres soluciones A, B y C podemos concluir:

1. Las soluciones A y B tienen la misma cantidad de solución, pero la solución B es más concentrada (más salada).
2. Las soluciones B y C tienen la misma cantidad de soluto, pero la solución B es más concentrada (más salada).
3. Las soluciones A y C tienen la misma concentración, es decir son igualmente saladas.

Cualquier porción de una solución tendrá la misma concentración. Por ejemplo, al preparar un sobre de jugo todos los vasos servidos tendrán el mismo sabor.

La concentración de una solución puede expresarse de diversas maneras. En los laboratorios se emplean varios métodos diferentes para señalar la concentración de una solución. Y una vez calculada la concentración es indispensable anotarla en una etiqueta y pegarla en la botella donde se almacenó la solución. Una botella conteniendo una solución sin etiqueta no sirve porque no se sabe qué contiene, volviéndose peligroso su almacenamiento. Los métodos más utilizados y, por lo tanto, los que estudiaremos en este curso son:

☐ **Porcentaje masa/masa (% m/m)**

Si una etiqueta dice X %m/m significa que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100g de solución”. (gst/100g sn)

☐ **Porcentaje masa/volumen (% m/v)**

Si una etiqueta dice X %m/vsignifica que “hay X gramos de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (gst / 100cm³ sn)

☐ **Porcentaje volumen/volumen (% v/v)**

Si una etiqueta dice X %v/vsignifica que “hay X cm³ de soluto disueltos por cada 100cm³ de solución”. (cm³ st / 100cm³sn)

☐ **Molaridad (M)** Si una etiqueta dice X M significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000cm³ de solución”. (moles st / 1000cm³ sn)

EJEMPLO:

1- Cuántos gramos de AgNO₃, se necesitan para preparar 100 cm³ de solución 1M?

Previamente sabemos que:

Peso molecular del AgNO₃ = Masa de 1 mol de AgNO₃ = 170 g de AgNO₃

100 cm³= 100 mL = 0.1 L

Usando la definición de molaridad, se tiene que en una solución 1M hay 1 mol de AgNO₃ por cada Litro (1000 mL) de solución, es decir: $M = \frac{\text{moles AgNO}_3}{\text{L solución}}$

L solución

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

1mol AgNO₃ = 170 g

1L solución 1M ————— 170 gs

0,1 L solución ————— X gs X= 0,1 l . 170 gs / 1l = 17 gramos AgNO₃

Se necesitan 17 g de AgNO₃ diluirlos con agua hasta el volumen de 100 mL, para preparar una solución 1M.

2- 40 mL de una disolución contiene 0,02 moles de ácido carbónico (H₂CO₃). Calcular la molaridad de la misma.

Solución

Dado que la molaridad se calcula por litro de solución:

0,02 moles de H_2CO_3 ——— 40 mL de disolución
 $x=0,5$ moles de H_2CO_3 ——— 1000 mL de disolución
Por lo tanto, la concentración de la solución es 0,5 M

Molalidad (m)

Si una etiqueta dice X m significa que “hay X moles de soluto disueltos por cada 1000 gramos de solvente”. (moles st / 1000g sv) Como se observa en las definiciones, en cuatro de ellas la relación es entre soluto (medido en distintas magnitudes) y el total de la solución. En solo una de ellas, la molalidad, la relación es con el solvente.

Ejemplo

- 1- 100 gramos de una disolución contienen 12 gramos de cloruro de sodio (NaCl). Calcular la molalidad de la misma.

Solución

Lo primero que debemos hacer es pasar los 12 gramos de cloruro de sodio a moles. Como en el ejemplo anterior, utilizamos la masa molar:

58,5 gramos de NaCl ——— 1 mol de NaCl

12 gramos de NaCl ——— $X=0,205$ moles NaCl

A diferencia de la molaridad que se calcula por 1000 ml de solución, en este caso, será cada 1000 gramos y además de disolvente y no de disolución.

Como los 100 gramos son de disolución, calculamos la masa del disolvente:

masa de soluto + masa de disolvente = masa de disolución

12 gramos + x gramos de disolvente = 100 gramos de disolución

Despejando:

100 gramos de disolución – 12 gramos de soluto = 88 gramos de disolvente

Reuniendo los nuevos datos y aplicando la definición de molalidad, tenemos:

88 gramos de disolvente ——— 0,205 moles de NaCl

1000 gramos de disolvente ——— $x=2,33$ moles de NaCl

La concentración es 2,33 m

Fracción Molar

Fracción Molar (es un número puro, o sea, no tiene unidad).

La fracción molar de una solución puede ser expresada de dos maneras:

- Fracción molar del soluto.
- Fracción molar del solvente.

La **fracción molar del soluto** (x_1) es la relación entre el número de moles del soluto (n_1) y el número de moles de la solución ($n_1 + n_2$).

$$x_1 = n_1 / (n_1 + n_2)$$

La **fracción molar del solvente** (x_2) es la relación entre el número de moles del solvente (n_2) y el número de moles de la solución ($n_1 + n_2$).

$$x_2 = n_2 / (n_1 + n_2)$$

Siendo:

x_1 = fracción molar del soluto y x_2 = fracción molar del solvente

n_1 = número de moles del soluto.

n_2 = número de moles del solvente.

n = número de moles de la solución ($n_1 + n_2$).

La suma de la fracción molar del soluto (n_1) y de la fracción molar del solvente (n_2) es siempre igual a uno.

$$x_1 + x_2 = 1$$

El número de moles se obtiene a través de la aplicación de la relación masa por mol.

Aplicación: Una solución contiene 4 moles del soluto disueltos en 16 moles del solvente.

Determinar:

a) la fracción molar del soluto.

b) la fracción molar del solvente.

$$n_1 = 4 \quad \text{e} \quad n_2 = 16$$

$$x_1 = 4 / (4 + 16) = 4 / 20 = 0,2$$

$$x_2 = 16 / (4 + 16) = 16 / 20 = 0,8$$

Verificamos

$$x_1 + x_2 = 0,2 + 0,8 = 1$$

Normalidad

ES EL NÚMERO DE EQUIVALENTES POR LITRO DE SOLUCIÓN, A CONTINUACIÓN SE INDICAN FÓRMULAS PARA CALCULAR LOS EQUIVALENTES EN ÁCIDOS, BASES Y SALES

Formulas

NORMALES

Peso equivalente

Acido
Hidrogeno y un no metal

$$= \frac{PM}{\text{No. De H}}$$

Bases
Metal y un OH

$$= \frac{PM}{\text{No. De OH}}$$

Sales(binarias)
Metal y no metal

$$= \frac{PM}{\text{No. De cationes}} \\ (\text{no. Total de atomos del cation})$$

$$EQ \text{ ácido} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de átomos de hidrógeno}}$$

$$EQ \text{ base} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de grupo OH}}$$

Solubilidad

La capacidad de un solvente de disolver un soluto, en determinadas condiciones de presión y temperatura, es limitada. Cuando disolvemos un soluto en un solvente, en ciertas condiciones, llega un momento a partir del cual el soluto ya no se disuelve más. Es decir, se alcanza el punto de saturación. Se dice que dicha solución está saturada, para esa temperatura y presión.

Se define como solubilidad a la concentración de un soluto en la solución saturada, a determinada temperatura y presión. Suele expresarse a la solubilidad como los gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de solvente (X g st / 100 g de solvente)

La solubilidad de un soluto depende de la naturaleza del soluto, del solvente y de la temperatura, ya que la presión solo influye en el caso de solutos gaseosos. La solubilidad es un dato muy variable en la naturaleza. Se conocen solutos que tienen poca solubilidad, aun cuando la temperatura sea elevada y, en cambio, hay otros solutos cuya solubilidad es muy alta, siendo casi independiente de la temperatura. Por lo general, la solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura; aunque existen casos a la inversa.

Un gráfico cartesiano en el que se representa la solubilidad de un soluto en función de la temperatura, se denomina **curva de solubilidad del soluto**.



Aumento y disminución de la concentración

Para disminuir la concentración de una solución se debe agregar solvente. A este mecanismo se lo llama dilución. Al diluir una solución debemos recordar que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución diluida será menor al valor de la concentración de la solución original.

Para aumentar la concentración de una solución se debe eliminar solvente. Para lo cual se calienta la solución para evaporar una porción de solvente. A este mecanismo se lo llama concentración. Al concentrar una solución debemos recordar, también, que la cantidad de soluto no cambia, solo se modifica la cantidad de solvente. El valor de la concentración de la solución concentrada será mayor al valor de la concentración de la solución original.

ACTIVIDAD A REALIZAR POR LOS ALUMNOS

- 1- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) hay disueltos en 200cm³ de solución 20% m/v? ¿Cuál es la concentración de esta solución expresada en molaridad?
- 2- Se disuelven 20g de NaCl en 145g de agua, obteniéndose 150cm³ de solución. Calcular la concentración de esta solución expresándola en % m/v, en molaridad y en molalidad.
- 3- . ¿Cuántos gramos de FeSO₄ hay que pesar para preparar 350cm³ de solución acuosa 2,4M?
- 4- . En un vaso de precipitados se ponen 80cm³ de solución 6% m/v del soluto FeCl₃. Se agregan 100cm³ de agua al vaso para diluir a la solución. ¿Cuál será la nueva concentración expresada en % m/v y en molaridad?
- 5- Una persona bebe dos vasos de 170cm³ de vino tinto. La etiqueta de la botella dice que la graduación alcohólica (concentración) es de 13,5% v/v. ¿Qué volumen de alcohol ha bebido?
- 6- Indique cuántos gramos de H₃PO₄ necesita para preparar 2 litros de solución 2N
- 7- Una solución acuosa contiene 15,5 gr de glucosa (C₆H₁₂O₆) , 4 Ggr de NaCl y 12 gr de NaHCO₃ y 360 gr de agua H₂O. Calcular la fracción molar de cada componente. Dato: Mol de glucosa 180g/mol, mol NaCl 58,5 g/mol, mol de NaHCO₃ 84 g/mol, mol de H₂O 18 g/mol