

	INSTITUCION EDUCATIVA LA PRESENTACION				
	NOMBRE ALUMNA:				
	AREA :		CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL		
	ASIGNATURA:		QUÍMICA		NOTA
	DOCENTE:		LEADY RODRIGUEZ		
	TIPO DE GUIA:		CONCEPTUAL – PRACTICA		
	PERIODO	GRADO	FECHA	N°	DURACION
	1	11°	ENERO 14 DE 2019	6	UNIDADES

INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Identifica las características del átomo de carbono como componente fundamental en los compuestos orgánicos.
- Relaciona los diferentes tipos de hibridación con la formación de enlaces simples, dobles y triples en las moléculas orgánicas.
- Analiza las normas generales para nombrar los compuestos orgánicos.
- Analiza los diferentes tipos de reacciones orgánicas atendiendo a la ruptura de enlaces
- construye, comprende y desarrolla una actitud científica, que se manifiesta en la búsqueda de explicaciones racionales a los fenómenos de la naturaleza

SOLUCIONES

Una **solución (o disolución)** es una mezcla de dos o más componentes, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. Esto último significa que los constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en **una sola fase (sólida, líquida o gas)** bien definida.

Una solución que contiene agua como solvente se llama **solución acuosa**.

Si se analiza una muestra de alguna solución puede apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante. Entonces, reiterando, llamaremos **solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida**. Es decir, las mezclas homogéneas que se presentan en fase sólida, como las aleaciones (acero, bronce, latón) o las que se hallan en fase gaseosa (aire, humo, etc.) no se les conoce como disoluciones.

Las mezclas de gases, tales como la atmósfera, a veces también se consideran como soluciones.

Las soluciones son distintas de los **coloides** y de las **suspensiones** en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y están dispersas uniformemente entre las moléculas del solvente.

Las sales, los ácidos, y las bases se ionizan cuando se disuelven en el agua.

Características de las soluciones (o disoluciones):

- I) Sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.
- II) Sus componentes sólo pueden separarse por destilación, cristalización, cromatografía.
- III) Los componentes de una solución son **soluto y solvente**.

Soluto es aquel componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve. El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde el dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

Solvente es aquel componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto. El solvente es aquella fase en que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua.

IV) En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (moléculas, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las soluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.

Mayor o menor concentración

Ya dijimos que las disoluciones son mezclas de dos o más sustancias, por lo tanto se pueden mezclar agregando distintas cantidades: Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente de una disolución se utiliza una magnitud denominada **concentración**.

Dependiendo de su **concentración**, las disoluciones se clasifican en **diluidas, concentradas, saturadas, sobresaturadas**.

Diluidas: si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña. Ejemplo: una solución de 1 gramo de sal de mesa en 100 gramos de agua.

Concentradas: si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. Ejemplo: una disolución de 25 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua.

Saturadas: se dice que una disolución está saturada a una determinada temperatura cuando no admite más cantidad de soluto disuelto. Ejemplo: 36 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua a 20° C.

Si intentamos disolver 38 gramos de sal en 100 gramos de agua, sólo se disolvería 36 gramos y los 2 gramos restantes permanecerán en el fondo del vaso sin disolverse.

Sobresaturadas: disolución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a una temperatura determinada. La sobresaturación se produce por enfriamientos rápidos o por descompresiones bruscas. Ejemplo: al sacar el corcho a una botella de refresco gaseoso.

Modo de expresar las concentraciones: Unidades físicas de concentración

Las unidades físicas de concentración están expresadas en función del **peso** y del **volumen**, en forma porcentual, y son las siguientes:

a) Tanto por ciento peso/peso **%P/P** = (cantidad de gramos de soluto) / (100 gramos de solución)

b) Tanto por ciento volumen/volumen **%V/V** = (cantidad de cc de soluto) / (100 cc de solución)

c) Tanto por ciento peso/volumen **% P/V** = (cantidad de gr de soluto) / (100 cc de solución)

a) Porcentaje peso a peso (% P/P): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \cdot 100$$

b) Porcentaje volumen a volumen (% V/V): se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la solución}} \cdot 100$$

c) Porcentaje peso a volumen (% P/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{ml de la solución}} \cdot 100$$

Ejercicio:

Se tiene un litro de solución al 37%. ¿Cuántos litros de agua se tienen que agregar para que quede al 4%?

Resolvamos:

El problema **no indica** las unidades físicas de concentración. Se supondrá que están expresadas en % P/V.

Datos que conocemos: V = volumen, C = concentración

V₁ = 1 litro

C₁ = 37%

37% P/V = significa que hay **37 gramos de soluto en 100 ml de solución** (solución = soluto + solvente).

$$C_2 = 4\%$$

$$V_2 = ?$$

Regla para calcular disoluciones o concentraciones

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

Puede expresarse en: % P/V

Reemplazando los datos que se tienen del problema, se obtiene:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

$$1 \text{ litro} \cdot 37\% = V_2 \cdot 4\%$$

$$\frac{1 \text{ litro} \cdot 37\%}{4\%} = V_2$$

$$V_2 = 9,25 \text{ litros}$$

Entonces, si tenemos un litro de solución al 37%; para obtener una solución al 4% es necesario tener un volumen de 9,25 litros; por lo tanto, para saber **cuantos litros de agua hay que agregar** al litro inicial, hacemos:

$$V_2 - V_1 = \text{Volumen de agua agregado}$$

$$9,25 - 1 = 8,25 \text{ litros}$$

Respuesta: Se deben agregar 8,25 litros de agua

Modo de expresar las concentraciones: Unidades químicas de concentración

Para expresar la concentración de las soluciones se usan también sistemas con unidades químicas, como son:

a) Fracción molar

b) Molaridad **M** = (número de moles de soluto) / (1 litro de solución)

c) Molalidad **m** = (número de moles de soluto) / (1 kilo de solvente)

a) Fracción molar (Xi): se define como la relación entre los moles de un componente (ya sea solvente o soluto) de la solución y los moles totales presentes en la solución.

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

Ejercicio:

Se agregan 3 gramos de sal en una cacerola con 4 litros de agua ¿cuál es la concentración de sal?, o dicho de otra forma ¿cuál es la concentración de la solución?

Calcular la fracción molar de solvente y de soluto: Recordemos que la fracción molar expresa la concentración de una solución en Moles de Soluto o de Solvente por Moles Totales de la Solución.

Solvente: agua (H_2O)

Soluto: sal ($NaCl$)

Datos que conocemos: 3 gramos de soluto y 4.000 cm^3 (4 litros) de solvente.

Con estos datos debemos resolver el problema, calculando 4 valores significativos: **moles de solvente, moles de soluto, fracción molar de solvente y fracción molar de soluto.**

Para el agua, se conoce su masa molar = M (H₂O) = 18 g/mol (1 mol de H₂O contiene 18 g, formados por 2 g de H y 16 g de O).

Averiguar cuántos moles de solvente (H₂O) tenemos:

$$\text{Moles}_{\text{solvente}} = \frac{\text{masa total}_{\text{solvente}}}{\text{masa molar}_{\text{solvente}}}$$
$$\text{Moles}_{\text{solvente}} = \frac{4.000 \text{ g H}_2\text{O}}{18 \text{ g / mol}} = 222,22 \text{ moles}$$

Para la sal (NaCl) su masa molar = M (NaCl) = 58,5 g/mol (1 mol de sal equivale a 58,5 g, formados por 23 g de Na y 35,5 g de Cl)

Averiguar cuántos moles de soluto tenemos:

$$\text{Moles}_{\text{solute}} = \frac{\text{masa total}_{\text{solute}}}{\text{masa molar}_{\text{solute}}}$$
$$\text{Moles}_{\text{solute}} = \frac{3 \text{ g NaCl}}{58,5 \text{ g / mol}} = 0,05128 \text{ moles}$$

Ahora que conocemos la cantidad de moles de solvente y la cantidad de moles de soluto, podemos calcular las fracciones molares de solvente y de soluto:

Fracción molar del solvente = X_{solvente}

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$
$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{0,05128 \text{ moles de NaCl} + 222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,99977$$

Fracción molar del solvente (agua) = 0,99977

Fracción molar del soluto = X_{solute}

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$
$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,05128 \text{ moles de NaCl}}{0,05128 \text{ moles de NaCl} + 222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,00023$$

Fracción molar del soluto = 0,00023

Pero sabemos que: $X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$

Entonces: $0,99977 + 0,00023 = 1$

b) Molaridad (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. **Una solución 4 molar (4 M) es aquella que contiene cuatro moles de soluto por litro de solución.**

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

Ejercicio:

¿Cuál será la **molaridad** de una solución que contiene 64 g de Metanol (masa molar del metanol 32 gr/mol) en 500 ml de solución?

Datos conocidos: metanol 64 g

Masa molar del metanol: 32 g/mol

Masa de la solución: 500 ml (0,5 litro)

Primero calculamos la cantidad de moles que hay en 64 g de metanol.

Si un mol de metanol equivale a 32 g, 64 g equivalen a 2 moles (64/32=2)

Aplicamos la fórmula:

$$M = \frac{2 \text{ moles}}{0,5 \text{ litros}} = 4 \text{ molar}$$

Respuesta: **4 molar**

c) Molalidad

En primer lugar debemos advertir que **molalidad** no es lo mismo que **molaridad** por lo cual debemos evitar confundirlas puesto que el nombre es muy parecido pero en realidad cambian mucho los cálculos, y es un grave error pero muy frecuente.

En la **molalidad** relacionamos la **molaridad del soluto** con el que estamos trabajando con la **masa del disolvente** (en kg) que utilizamos.

La **definición** de molalidad es la siguiente: Relación entre el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente (m)

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$

ACTIVIDAD

Resuelva:

1. Calcula el % m/m de una solución que tiene 10 grs. de soluto y 110 grs. de solvente.
2. Como prepararía 2 lts. de una solución 0,5 M de hidróxido de sodio (NaOH) a partir de otra, también de hidróxido de sodio, cuya concentración es 1.8 M.
3. Cuantos gramos de soluto tendrán 1200 ml de solución cuya concentración es de 6% m/v
4. Cuantos grs. de soluto y solvente tendrán 320 grs. de solución cuya concentración es 5 % m/m
5. Cuantos grs. habrán en un volumen de 12 ml de una solución que tiene una densidad de 1.84 gr/ml.
6. Que volumen tendrá una solución que es 2 M y contiene 18 grs. de hidróxido de potasio. (KOH).
7. Cuál será la Normalidad de una solución de ácido clorhídrico que tiene 6 grs. de este en 1200 ml de volumen.
8. Que volumen tendrá una solución 2.6 N de hidróxido de calcio (Ca(OH)₂) si la cantidad de soluto usada fue de 4 moles.
9. Calcula la molalidad de una solución que se prepara con 16 gramos de Hidróxido de Potasio (KOH) y 1600 gramos de agua.
10. Calcula la Normalidad de:
 - Una solución 4 M de NaOH.
 - Una solución 6 M de Mg (OH)₂
 - Una solución 0.5 M de H₂SO₄
 - Una solución 0.8 M de HNO₃