

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN				
	NOMBRE ALUMNA:				
	ÁREA :	CIENCIAS NATURALES			
	ASIGNATURA:	QUÍMICA			
	DOCENTE:	ENRIQUE GÓMEZ			
	TIPO DE GUÍA:	CONCEPTUAL-PRÁCTICA			
	PERIODO	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
	1	11°	3	28/febrero/2020	12 horas

INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Identifica el concepto de solución química y los diferentes tipos de soluciones
- Comprende y explica los términos cualitativos y cuantitativos acerca de las concentraciones de una solución.

LAS SOLUCIONES QUÍMICAS

Llamadas también **soluciones verdaderas** y son mezclas homogéneas de dos o más componentes, son homogéneas porque poseen una sola **FASE**; entre la diversidad de soluciones que se conocen, las más comunes son aquellas en la que interviene el agua, denominadas **SOLUCIONES ACUOSAS**. Las soluciones homogéneas tienen entre sus dos componentes un **SOLVENTE O DISOLVENTE** que es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad y disuelve al soluto; un **SOLUTO O DISOLUTO** que es la sustancia que se encuentra en menor cantidad y que se disuelve en el solvente. Un ejemplo de **solución acuosa** podría ser Cloruro de Sodio en agua, en la cual el agua actúa como solvente universal y la sal como soluto; el soluto siempre se disuelve en el solvente por lo que se recomienda que toda solución se agite bien antes de ser usada.

CLASES DE SOLUCIONES:

Cualquier sustancia, sin importar su estado de agregación o estado físico, puede formar soluciones con otras; **SEGÚN LA CANTIDAD DE SOLUTO** que contenga la solución, las soluciones pueden ser:

- ✓ **Diluidas:** cuando contienen una pequeña cantidad de soluto con respecto a la cantidad de solvente presente, por ejemplo, unas cuantas gotas de limón en un vaso de agua.
- ✓ **Concentradas:** cuando la cantidad de soluto es la máxima que puede disolver el solvente a una temperatura determinada, por ejemplo, el zumo de un limón en un vaso de agua.
- ✓ **Sobresaturadas:** cuando la cantidad de soluto es mucho mayor de la que puede disolver el solvente a una temperatura dada, como por ejemplo, el zumo de tres limones en un vaso de agua. Este tipo de soluciones se consigue cuando se logra disolver el soluto por encima de su punto de saturación y por la alta concentración de soluto, son muy inestables.

En las soluciones químicas, juega un papel importante en grado de **SOLUBILIDAD**, porque existe un límite para la cantidad máxima de soluto soluble en un determinado solvente, y eso es lo que llamamos solubilidad. Un ejemplo de solubilidad es la que presenta la sal de cocina en agua a 20°C, que es de 311 gr sobre litro de solución; esto quiere decir, que a esta temperatura de 20°C un litro de agua puede contener como máximo 311 gr de sal.

HAY CIERTOS FACTORES que determinan la solubilidad en una solución:

- ✓ **LA NATURALEZA DEL SOLUTO Y DEL SOLVENTE**, esto quiere decir que “lo semejante disuelve lo semejante”, en otras palabras se quiere decir que la solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean análogas, eléctrica y estructuralmente, como por ejemplo, cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas del soluto y solvente, las fuerzas intermoleculares son intensas propiciando la solución de una en otra. Otro ejemplo, de acuerdo al anterior es con el agua, cuya molécula polar, se puede disolver con solutos polares como por ejemplo con alcohol, acetona y sales inorgánicas; otro ejemplo es con la gasolina debido a que el carácter es apolar en sus moléculas, disuelve solutos apolares como el aceite, las resinas y algunos polímeros.
- ✓ **LA TEMPERATURA**, influye mucho en la solubilidad de una solución, y en general puede decirse que a mayor temperatura mayor solubilidad, por lo que es frecuente usar el efecto de la temperatura para obtener soluciones sobresaturadas.
- ✓ **LA PRESIÓN**, no afecta demasiado la solubilidad de sólidos y líquidos, pero sí afecta bastante en los gases; un aumento en la presión produce un aumento de la solubilidad de los gases en líquidos, como por ejemplo cuando se destapa una gaseosa, la presión disminuye, por lo que el gas carbónico disuelto en ella, escapa en forma de pequeñas burbujas.
- ✓ **LA CONDICIÓN PULVURULENTA O ESTADO DE SUBDIVISIÓN**, esto quiere decir que cuanto más finamente dividido se encuentre un sólido en una solución, mayor superficie de contacto existirá entre las moléculas del soluto y el solvente, y con ello se aumenta la eficacia de la solvatación, por lo que en algunas situaciones la trituración de los solutos facilita bastante la disolución.

LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES QUÍMICAS

De acuerdo con la cantidad de soluto presente vimos que hay soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas, pero si podemos diferenciar una solución concentrada de otra diluida, no podemos determinar exactamente, de forma cuantitativa, qué tan concentrada o diluida esta; por eso veremos cuánto se cuantifica **LA CANTIDAD DE SOLUTOS** presente en una solución química, a través del concepto de concentración.

CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN, se define como la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución; esta relación suele expresarse en porcentajes, en unidades de concentración; **UNA SOLUCIÓN SIEMPRE SERÁ IGUAL AL SOLUTO MÁS EL SOLVENTE**. Las unidades de concentración son de dos clases: UNIDADES FÍSICAS Y UNIDADES QUÍMICAS:

- ✓ **LAS UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN**, son de cuatro clases:

$$1. \quad \% \text{ m/m} = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Masa (g) de solución}} \times 100$$

$$2. \quad \% \text{ v/v} = \frac{\text{Volumen (v) de soluto}}{\text{Volumen (v) de solución}} \times 100$$

$$3. \quad \% \text{ m/v} = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Volumen (v) de solución}} \times 100$$

$$4. \quad \text{Ppm} = \frac{\text{Miligramos (mgr) de soluto}}{\text{Litros (L) de solución}} \quad \text{Ppm} = \frac{\text{Miligramos (mg) de soluto}}{\text{Kilogramos (kg) de solvente}}$$

✓ **UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN**, también son de cuatro clases:

1. Molaridad (M): se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución; o también se puede expresar como los milimoles de soluto disueltos en mililitros de solución

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

2. molalidad (m): nos indica la cantidad de moles de soluto presentes en un kilogramo de solvente

$$m = \frac{\# \text{ de moles de soluto}}{\text{kgr de solvente}}$$

3. Normalidad (N): nos relaciona el número de equivalente – gramo de soluto, con la cantidad de solución en litros

$$N = \frac{\# \text{ de equivalentes} - \text{gramos de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Para hallar el número de equivalentes gramos del soluto, que es el numerador de la anterior expresión, ha sido desarrollado especialmente para referirse a ácidos y bases.

Para los ácidos se calcula así:

Se divide la masa molecular del ácido sobre el número de hidrógenos que tenga la fórmula del ácido, como por ejemplo, con el ácido sulfúrico, su fórmula es H_2SO_4 , el número de equivalente-gramo se calcula con la siguiente fórmula:

$$1 \text{ p eq gr de } H_2SO_4 = \frac{\text{Masa molecular del ácido sulfúrico}}{2 H^+} = \frac{98 \text{ gr}}{2} = 49 \text{ gr}$$

Para las bases o hidróxidos se calcula así:

Se tiene en cuenta el número de OH^- que tenga la base, es decir, se divide la masa molecular de la base sobre el número de oxhidilos que tenga la fórmula de la base, como por ejemplo, con el hidróxido de aluminio, su fórmula es $Al(OH)_3$, el número de equivalente-gramo se calcula con la siguiente fórmula:

$$1 \text{ p eq gr de } Al(OH)_3 = \frac{\text{Masa molecular del hidróxido de aluminio}}{3 OH^-} = \frac{78 \text{ gr}}{3} = 26 \text{ gr}$$

4. La fracción molar (X): se expresa con el número de moles de un componente de la solución en relación con el número total de moles de toda la solución; y se calcula mediante la expresión:

$$X_A = \frac{\# \text{ de moles de A}}{\# \text{ de moles totales de la solución}} = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

De igual manera, se calcula las moles del componente B, como se acaba de hacer con el componente A; la suma de las fracciones molares de una solución debe ser igual a 1

$$X_A + X_B = 1$$

ACTIVIDAD DE AULA

- 1) Se disuelven 10 gr de KOH (Hidróxido de Potasio) en 450 mls de agua, ¿cuál es la concentración molar de la solución?

R/: 0,39 molal

- 2) ¿Cuál será la normalidad de una solución de NaOH (Hidróxido de sodio) que contiene 8 gr de NaOH en 200 mls de solución?

R/: 1,0 normal

- 3) Una solución contiene 5,08 gr de NaCl (Cloruro de sodio) y 100 gr de agua; determinar la fracción molar del agua y la fracción molar.

R/: Fracción molar del agua es 0.985 y la fracción molar de NaCl es 0.015

- 4) ¿Cuál es la Molaridad de una solución que se preparó disolviendo 5 gr de HCl en 1000 mls de solución

R/: 0.13 Molar

- 5) Calcular los ppm de una solución conformada por 500 mgr de LiOH (Hidróxido de aluminio) contenidos en medio litro de solución

R/: 1 ppm

CONSULTA

1. Buscar un ejemplo en internet de una solución expresada en % p/p
2. Buscar un ejemplo en internet de una solución expresada en % v/v
3. Buscar un ejemplo en internet de una solución expresada en % p/v

“La educación no cambia el mundo, cambia a las personas que van a cambiar el mundo”. PAULO FREIRE