

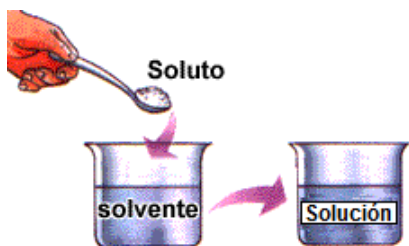
GUÍA DE QUÍMICA N° 2 (GRADO 11°)		Fecha: / /2020
DBA: ANALIZA LAS RELACIONES CUANTITATIVAS ENTRE SOLUTOS Y SOLVENTES, ASÍ COMO LOS FACTORES QUE AFECTAN LA FORMACIÓN DE SOLUCIONES		
Evidencia de aprendizajes.		
-Explica qué factores afectan la formación de soluciones a partir de resultados obtenidos en procedimientos de preparación de soluciones de distinto tipo (insaturadas, saturadas y sobresaturadas) en los que modifica variables (temperatura, presión, cantidad de soluto y disolvente) - Predice qué ocurrirá con una solución si se modifica una variable como la temperatura, la presión o las cantidades de soluto y solvente. - Identifica los componentes de una solución y representa cuantitativamente el grado de concentración utilizando algunas expresiones matemáticas: % en volumen, % en masa, molaridad (M), molalidad (m).		
Eje temático: LAS DISOLUCIONES		

1° - Consignar en el cuaderno

SOLUCIONES O DISOLUCIONES:

Una solución está definida como una mezcla homogénea formada por dos o más sustancias denominadas componentes, es una mezcla ya que las cantidades de los componentes no son fijas y no hay reacción química en la unión de los componentes.

• Componentes de una solución:



Soluto: es la sustancia que se disuelve y que se encuentra en menor cantidad o proporción que el solvente, en

muchos casos es el componente que cambia de fase cuando se produce la disolución. También denominado cuerpo disperso.

Disolvente o Solvente: es el componente que disuelve al soluto y que se encuentra en mayor proporción.

• Clasificación de las soluciones:

a) Las soluciones pueden estar en los tres estados de la materia:

-Sólidas: ejemplo: las aleaciones como el acero.

-Líquidas: en este caso, el solvente debe ser líquido, pero el soluto puede estar en cualquiera de los tres estados. En el agua de mar, el soluto (cloruro de sodio) está en el estado sólido; en el caso de un licor, el soluto (etanol) está en el estado líquido y finalmente en una gaseosa, el soluto está en estado gaseoso (dióxido de carbono).

-Gaseosas: soluto y solvente son gases, por ejemplo, el aire que respiramos.

b) Las disoluciones también las podemos clasificar en función de la proporción relativa de soluto y disolvente

- Solución diluida o insaturada: es aquella en la que la proporción de soluto respecto a la de disolvente es muy pequeña.

- Solución concentrada: es aquella en la que la proporción de soluto respecto al disolvente es alta.

- Solución saturada: es la que no admite más cantidad de soluto sin variar la de disolvente.

- Solución sobresaturada: es una solución que contiene una cantidad de soluto mayor a la cantidad que puede disolver el solvente a una temperatura determinada.

c) Según cuál sea la composición de la solución, se podrá distinguir una solución concentrada (que contiene mucho soluto formando parte de la solución), de una solución diluida (que contiene poco soluto en solución). Estos términos son cualitativos Solubilidad

Solubilidad: la solubilidad es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en cierta cantidad de disolvente a una temperatura dada. Para medir la solubilidad se suele utilizar la siguiente unidad:

Gramos de soluto / litros de disolvente

CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

La concentración de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente o de disolución.

Formas de expresar la concentración: según cuál sea la composición de la solución, se podrá distinguir una solución concentrada de una solución diluida. Estos términos son cualitativos y en química es necesario que se conozcan exactamente las cantidades que existen en la mezcla, es decir, una magnitud cuantitativa.

La concentración de las soluciones puede expresarse en unidades físicas y químicas, así:

- **UNIDADES DE CONCENTRACIÓN FÍSICAS:** las unidades físicas de concentración están expresadas en función del peso y del volumen, en forma porcentual, y son las siguientes:

- a) **Porcentaje en peso (% P/P) o porcentaje en masa (%m/m):** indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

- Ejemplo: se disuelven 50 gramos de NaCl en 180 gramos de agua. Calcular la concentración de la solución en %P/P

Peso total de solución = 50 g NaCl + 180 g H₂O = 230 g

$$\% \frac{P}{P} = \frac{50 \text{ g}}{230 \text{ g}} \times 100 = 21.74\%$$

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

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \times 100$$

- Ejemplo: se disuelven 120 mL de etanol en 250 mL de agua, calcule la concentración en %V/V.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{120 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} \times 100 = 48\%$$

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

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \times 100$$

- Ejemplo: calcule la concentración en %P/V de una solución que se preparó disolviendo 150 mL de una sustancia líquida cuya densidad es 1.25 g/mL en 250 mL de solución.

Primero se calculan los gramos de soluto con la ayuda de la densidad. $D = m/V$, al despejar $m = D.V$

$$m = 1.25 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 150 \text{ mL} = 187.5 \text{ gramos}$$

$$\% \frac{P}{V} = \frac{187.5 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \times 100 = 75\%$$

- d) **Partes por millón (ppm):** se emplea para hablar de soluciones muy diluidas y expresa las partes en gramo de un soluto por cada millón de partes de solución

$$\text{ppm} = \frac{\text{miligramo de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{miligramo de soluto}}{\text{Kilogramos de solución}}$$

- Ejemplo: Una muestra de agua contiene 3.5 mg de iones fluoruro (F⁻) en 825 mL de solución. Calcule las partes por millón del ion fluoruro en la muestra.

Primero se debe pasar los 825 mL a litros, así:

$$825 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.825 \text{ L}$$

$$\text{ppm} = \frac{3.5 \text{ mg}}{0.825 \text{ L}} = 4.2 \text{ ppm}$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS

Estas unidades se basan en el uso del concepto de MOL. Recordando que un mol indica la cantidad de moléculas presentes en una sustancia y su equivalencia corresponde al peso moléculas del compuesto o peso atómico de los átomos.

a) Molaridad (M): se define como el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución. Matemáticamente se expresa así:

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

- Ejemplo: Calcule la molaridad de una solución preparada disolviendo 1.50 g de Nitrato de sodio (NaNO_3) en 125 mL de solución.

Primero se debe pasar los 125 mL a litros, así:

$$125 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.125 \text{ L}$$

Ahora se pasan los 1.50 g de soluto a moles, peso molecular del $\text{NaNO}_3 = 85 \text{ g/mol}$

$$\text{Por tanto, moles} = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{1.50 \text{ g}}{85 \text{ g/mol}} = 0.018 \text{ moles de NaNO}_3$$

$$M = \frac{0.018 \text{ moles}}{0.125 \text{ L}} = 0.14 \frac{\text{moles}}{\text{litros}} = 0.14M$$

b) Molalidad (m): Indica la cantidad de moles de soluto presentes en 1 Kg de solvente. Se expresa así:

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

- Ejemplo: calcular la concentración molal de una solución que contiene 18 g de NaOH en 100 mL de agua. Puesto que la densidad del agua es 1 g/mL, 100 mL de agua = 100 g de agua = 0.1 kg.

Peso molecular del $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$

$$\text{moles} = \frac{18 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0.45 \text{ moles de NaOH}$$

$$m = \frac{0.45 \text{ moles}}{0.1 \text{ kg}} = 4.5 \frac{\text{moles}}{\text{kg}} = 4.5 m$$

c) Normalidad (N): relaciona el número de equivalentes gramos o equivalentes químicos de un soluto con la cantidad de solución (1 Litro). se expresa:

$$N = \frac{\text{N° de equivalentes de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

El concepto de equivalente gramo o equivalente químico ha sido desarrollado para referirse a ácidos y bases.

Por ejemplo, para el ácido sulfúrico (H_2SO_4), un equivalente gramo corresponde al peso molecular dividido entre el número de H^+ capaz de producir, en este caso serían 2:

$$1 \text{ equivalente de H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} / 2 = 49 \text{ gramos.}$$

Para una base como el hidróxido de aluminio (Al(OH)_3), un equivalente gramo corresponde al peso molecular dividido entre el número de OH^- capaz de producir, en este caso serían 3:

$$1 \text{ equivalente de Al(OH)}_3 = 78 \text{ g} / 3 = 26 \text{ gramos.}$$

- Ejemplo: calcular la normalidad de una solución de H_3PO_4 que contiene 2.50 g de ácido en 135 mL de solución. (peso molecular del $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mol}$)

$$1 \text{ equivalente de H}_3\text{PO}_4 = \frac{98}{3} = 32.7 \text{ gramos}$$

Por tanto, en 2.50 gramos de ácido habrá:

$$2.50 \text{ g de H}_3\text{PO}_4 \times \frac{1 \text{ equivalente de H}_3\text{PO}_4}{32.7 \text{ g}} = 0.076 \text{ equivalentes de soluto}$$

$$N = \frac{0.076 \text{ equivalentes}}{0.135 \text{ Litros}} = 0.56 N$$

d) Fracción molar (X_i): 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.

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

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

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

A partir de los pesos moleculares y de las masas es posible encontrar que la solución contiene 0,0100 moles de sacarosa y 1,00 moles de agua. Entonces:

$$X_{\text{solvente}} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ mol} + 0.0100 \text{ mol}} = 0.99$$

$$X_{\text{solute}} = 1 - X_{\text{solvente}} = 1 - 0.99 = 0.01$$

- Ejemplo: Si tenemos 3,42 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, 342 g/mol) disueltos en 18,0 g de agua (18,0 g/mol), ¿cuáles son las fracciones molares de cada uno?

2° - VER LOS SIGUIENTES VIDEOS DE LAS CLASES GRABADAS POR EL PROFESOR:

<https://youtu.be/t8rYCgeFZVA>

<https://youtu.be/W1mzYSGQPeg>

3° - RESOLVER LOS SIGUIENTES EJERCICIOS:

NOTA: Inicialmente sólo resolver los primeros 8 ejercicios que corresponden a unidades de concentración físicas

- 1) Al disolver 30 gramos de clorato de potasio (KClO_3) en 80 gramos de agua, ¿cuál será la concentración de la solución %p/p?
- 2) Calcule la concentración en %V/V de una solución que se preparó disolviendo 150 mL de alcohol etílico en 550 mL de agua.
- 3) Calcule la concentración en %P/V de una solución que se preparó disolviendo 130 mL de una sustancia líquida cuya densidad es 0.25 g/mL en 550 mL de solución.
- 4) ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 250 cm^3 de una solución al 13% P/V?
- 5) Calcule la concentración en ppm de una disolución que se preparó disolviendo 5 mg de un soluto en 2500 gramos de solución.
- 6) ¿Cuál es el porcentaje m/V de dextrosa en una solución que contiene 19 gramos de soluto en 70 ml de solución?
- 7) ¿Cuál es el %V/V de una solución que se preparó disolviendo 10 ml de ácido clorhídrico en 90 ml de agua?
- 8) ¿Cuántos gramos de solventes se requieren para preparar una solución del 50% p/p de CuSO_4 , que contenga 70 gramos de soluto?
- 9) Una disolución de alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; en agua es de 1.30 M. ¿Cuántos gramos de alcohol etílico estarán disueltos en 500 mL de solución?
- 10) Calcule la Molaridad de una solución que se preparó disolviendo 7.50 g de la sal CuSO_4 , en 550 cm^3 de solución.

- 11) Se ha encontrado que el consumo de 44 g de etanol puro tomado de forma de 140 mL de pisco (Aguardiente de uva fabricado en Perú), produce una concentración promedio de alcohol en la sangre de 0.08 g por cada 100 mL de sangre. Si el volumen total de sangre de un adulto es de 7 litros. ¿Qué porcentaje de alcohol ingerido se encuentra en la sangre?
- 12) Calcular cuántas moles de bisulfito de sodio (NaHSO_3) hay en 80 mL de una solución 0.55 M.
- 13) Calcular la molaridad y la normalidad de una solución que contiene 12.9 gramos de H_2SO_4 en 1200 mL de solución.
- 14) ¿Cuántos gramos de Na_3PO_4 se necesitan para preparar 550 ml de solución 0,23 Normal?
- 15) Calcule la M y N de una solución que contiene 275 g de KOH en 800 mL de solución.
- 16) Calcule la molalidad de una solución que contiene 441 g de HCl disueltos en 1500 g de agua.
- 17) Calcula la Molaridad, molalidad y fracción molar de un ácido nítrico comercial del 45% en masa y densidad de $1,72 \text{ g/cm}^3$

=====

4° - ENVIAR FOTOGRAFÍAS DEL CUADERNO AL CORREO DEL PROFESOR: rmartinez@inemadol.edu.co

- NO OLVIDAR COLOCAR SU NOMBRE Y APELLIDO, EL GRADO QUE CURSA E INDICAR QUE SE TRATA DE LA GUÍA N° 2.
- NOTA: NO ENVIAR TAREAS POR WHATSAPP, PORQUE MI CELULAR ESTÁ SATURADO Y NO ME PERMITE DESCARGAR IMÁGENES