

**COLEGIO INSTITUTO TECNICO INTERNACIONAL.
GUIA DE QUIMICA: GRADOS: 1101 Y 1102.
PARA DESARROLLAR: DEL 2 AL 6 DE AGOSTO.
DOCENTE: ISMAEL ANTONIO BAYONA. GUIA N° 8.**

Buenos días. Por favor desarrollar esta guía escribiendo nombre completo, curso, jornada, y N° de guía; realizarla en el cuaderno a tinta negra preferiblemente, con dibujos a tinta y color o si la van hacer en word (que no sea copiar y pegar) enviarla en formato PDF al correo: Ismael.bayona@iedtecnicointernacional.edu.co, o quienes no tengan la forma de enviarla por correo entonces utilicen el siguiente whatsapp 3053898743 (Se pueden recibir llamadas de 5 a 6 P.M. de lunes a viernes, para aclarar dudas respecto a la guía), se recomienda cumplir con las fechas establecidas para evitar acumulación de trabajos.

DESEMPEÑOS:

1. Identifica que es una solución y sus clases.
2. Reconoce las unidades químicas para hallar la concentración de las soluciones.

SOLUCIONES: Se denomina solución a la mezcla íntima entre dos o más sustancias para formar un sistema homogéneo. Recordemos que hay dos clases de mezclas homogéneas y heterogéneas. El agua de mar es una mezcla homogénea, el agua y el aceite es una mezcla heterogénea.

Componentes y clases de soluciones. Cuando se mezclan los componentes para formar una solución, la sustancia que se presenta en mayor proporción se denomina **solvente** y la sustancia que se presenta en menor proporción se denomina **soluto**. Atendiendo el número de componentes una solución puede ser binaria, terciaria etc.

La solvatación es la interacción de las moléculas del solvente con las moléculas, átomos o iones del soluto para formar agregados en solución.

Ejemplo: el alcohol etílico y el agua son miscibles en todas las proporciones y los gases son miscibles entre sí, sin embargo, otros solutos son solubles solo en una cantidad definida de un solvente dado a determinada temperatura. La cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una determinada temperatura se denomina **solubilidad**.

Cuando el azúcar se adiciona continuamente al café, se alcanza un punto donde **no** se disuelve más azúcar acumulándose en el fondo del recipiente. por tal razón las soluciones pueden ser: saturadas, insaturadas y sobresaturadas.

Una solución saturada es aquella en la cual están en **equilibrio** la cantidad de soluto y la cantidad de solvente.

Una solución sobresaturada es aquella que contiene más soluto que el requerido para el equilibrio a condiciones externas.

Una solución insaturada es la que contiene menos soluto que el requerido para el equilibrio de la solución.

Hay factores que afectan la solubilidad como son: La superficie de contacto, Agitación, temperatura y presión.

EXPRESION DE LA CONCENTRACION EN UNIDADES QUIMICAS.

Para medir la concentración de las soluciones usamos las siguientes unidades.

1. **Molaridad. (M)** Es el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución. Una solución 1 molar (1M) es aquella que contiene una mol de soluto disuelto en 1 litro de solución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución en litros}}$$

Ejemplo 1. ¿cuál es la molaridad de una solución cuando se disuelve 19 gramos Ca(OH)_2 en 0,5 litros de solución?

Una mol de Ca(OH)_2 es igual a $\text{Ca } 40,08 \text{ g} + \text{O } -15,99 \times 2 = 31,98 \text{ g} + \text{H } 1 \times 2 = 2 = 74,06 \text{ g}$.

Una mol de Ca(OH)_2 es igual a 74,08 g, entonces averiguamos a cuantas mole es igual los 19 g.

$$19 \text{ g de Ca (OH)}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Ca (OH)}_2}{74,08 \text{ g de Ca (OH)}_2} = 0,25 \text{ moles de Ca (OH)}_2$$

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{Volumen en litros}} \quad M = \frac{0,25 \text{ moles de Ca (OH)}_2}{0,5 \text{ litros de solución}} = 0,5 \text{ Molar} = 0,5 \frac{\text{moles}}{\text{litros}}$$

Ejemplo 2. ¿Qué volumen de una solución 2M, de cualquier sustancia son necesarios para obtener 0,8 moles de soluto?

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \quad \text{volumen de solución} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Molaridad}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto / litros de solución}}$$

$$\text{Volumen de solución} = \frac{0,8 \text{ mole}}{2M. \text{ moles de soluto/litros de solución}} = 0,4 \text{ litros de solución}$$

2. **Molalidad. (m)** Se representa con la m minúscula. Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente. Una solución formada por 98g de ácido sulfúrico H₂SO₄ y 1000 gramos de agua, es una solución 1molal (1 m).

$$\text{molalidad. } m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de solvente.}}$$

Ejemplo: Se disuelven 147 g de ácido sulfúrico H₂SO₄ en 750 ml de agua. Calcular la concentración molal de la solución.

hallamos el número de moles que hay en 147 g de H₂SO₄

$$H \ 2 \times 1 = 2g + S \ 32,06g + O \ 15,99 \ 4 = 98,02g.$$

$$147 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98,02 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 1,49 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}} \quad 1 \text{ g de agua es igual 1ml ---} 1000 \text{ ml} = 1000g$$

$$750 \text{ ml} = 750 \text{ g y pasamos esos 750 a Kg que son iguales a } 0,750 \text{ Kg.}$$

$$m = \frac{1,49 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{0,750 \text{ Kg de solvente}} = 1,98 \text{ molal (m)} = 1,98 \frac{\text{moles}}{\text{Kg de solvente}}$$

3. **Normalidad. (N)** es el número de equivalentes-gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$\text{Normalidad(N)} = \frac{\text{número de equivalentes-gramo de soluto}}{\text{litros de solución.}}$$

Para determinar el peso equivalente-gramo de un compuesto se divide el peso del compuesto entre: a) para ácidos el número de hidrógenos presentes en dicho ácido. b) para hidróxidos el número de (OH) que tenga la molécula y c) para las sales el número de cargas positivas del metal, por ejemplo:

$$\text{eq-gr de ácido nítrico (HNO}_3) = \frac{63 \text{ gr.}}{1} = 63g.$$

se divide 63 en 1 porque por que 63 es el peso molecular del ácido y tiene un hidrógeno.

$$\text{para el ácido fosfórico (H}_3\text{PO}_4) \text{ un equivalente-gramo es igual a } = \frac{98 \text{ gramos}}{3} = 32,66 \text{ gr.}$$

$$\text{un eq-gr de Al(OH)}_3 \text{ hidróxido de aluminio} = \frac{77,95g}{3} = 25,98 \text{ g.}$$

Ejemplo 1 : Hallar la normalidad de una solución formada por 30 gr de ácido nítrico HNO₃ en 0,7 litros de solución.

$$\text{hallamos el valor de un eq-gr de HNO}_3 = \frac{63 \text{ g.}}{1} = 63 \text{ g.}$$

ahora tenemos que hallar los eq-gr presentes en 30 g de HNO₃

$$30 \text{ g de HNO}_3 \times \frac{1 \text{ eq-gr de HNO}_3}{63 \text{ gr.}} = 0,47 \text{ eq-gr.}$$

$$\text{Hallamos la normalidad---N} = \frac{\text{eq-gr de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{0,47 \text{ eq-gr de HNO}_3}{0,71 \text{ litros}} = 0,67 \text{ N.}$$

Ejemplo 2. Calcular el peso del hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ que se necesitan para preparar 900 ml de solución 3 Normal, 3N.

$$N = \frac{\text{N}^\circ \text{ de eq-gr de } \text{Al}(\text{OH})_3}{\text{volumen.}}$$

$$\text{despejamos eq-gr} \quad \text{eq-gr} = \text{Normalidad} \times \text{volumen en litros, eq-gr} = \frac{3 \text{ eq-gr}}{\text{litros}} \times 0,9 \text{ litros} = \mathbf{2,7 \text{ eq-gr.}}$$

Para transformar los 2,7 eq-gr de $\text{Al}(\text{OH})_3$ a gramos, se debe hallar el peso de un eq-gr entonces dividimos el peso molecular del hidróxido en 3 ya que tiene 3 grupos (OH).

$$\text{eq-gr} = \frac{77,95 \text{ gr.}}{3} = 25,98 \text{ gr.} \quad \text{-----} \quad 2,7 \text{ eq-gr} \times \frac{25,98 \text{ gr}}{1 \text{ eq-gr}} = \mathbf{70,14 \text{ gramos de } \text{Al}(\text{OH})_3}$$

EJERCICIOS:

1. Copiar cuidadosamente la guía en el cuaderno.
2. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio (NaCl) se necesitan para preparar 4 litros de una solución 1,5 M?
3. Se disuelven 6 g de sulfato de sodio Na_2SO_4 en agua hasta obtener 320 cm^3 de solución ¿Cuál será la molalidad (m)?
4. Se tienen preparados 60 ml de solución 3M de hidróxido de calcio. determinar la cantidad de soluto contenida en los 60ml expresándola en: a) en moles y b) en gramos.
5. ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico (H_3PO_4) son necesarios para preparar 1,7 litros de solución 1,5 N?
6. Se disuelven 2,5 g de sulfato de cobre (CuSO_4) en agua hasta obtener 670 C.C. de solución. ¿Cuál será su normalidad de la solución?
7. Cuántos eq-gr y gramos de ácido clorhídrico (HCl) se encuentran en 860 C.C. de solución 3,5 N de HCl.
8. Determinar la molalidad (m) de una solución, si se disuelven 50 gramos de $\text{Al}(\text{OH})_3$ en 500 gramos de agua.
9. Que diferencia encuentra en una solución molar y una solución molal.
10. Que estudia la química orgánica.