



INSTITUCIÓN EDUCATIVA REPÚBLICA DE HONDURAS

Aprobada mediante Resolución No 033 del 21 de abril de 2003

SECUENCIA DIDÁCTICA No 6 del 2021

Generado por la contingencia del COVID 19

Título de la secuencia didáctica:		QUÍMICA INORGÁNICA: UNIDADES DE CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES Explico cambios químicos en la cocina, la industria y el ambiente.	
Elaborado por:	JAVIER ANDRÉS CÁRDENAS GIRALDO		
Nombre del Estudiante:			Grado: 10°
Área/Asignatura	CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL / QUÍMICA	Duración: 12 horas	
MOMENTOS Y ACTIVIDADES			
EXPLORACIÓN			
¿ QUÉ CARACTERÍSTICAS PRESENTAN LOS SISTEMAS MATERIALES ?			
<p>Casi todas las sustancias que utilizamos a diario son mezclas; algunas tienen apariencia homogénea, como en el caso del aire, el champú, el café o el jugo que tomamos. Sabemos que estas mezclas están formadas por más de una sustancia; el aire, por ejemplo, está compuesto por nitrógeno, oxígeno, argón, dióxido de carbono, y otros gases; el champú contiene varias sustancias como el Lauril sulfato de sodio, comperlán, cloruro de sodio, colorantes y aroma; estas sustancias no las podemos apreciar a simple vista porque forman una sola fase, por esta razón, se denominan mezclas homogéneas o soluciones. Pero, por el contrario, si a la leche de nuestro desayuno le agregamos cereal, azúcar y fruta picada, podemos distinguir a simple vista los componentes de esta mezcla; también observamos que éstos no están distribuidos de manera uniforme en ella y se encuentran en cantidades variables; este tipo de mezclas se denominan mezclas heterogéneas y pueden ser coloides, suspensiones, soles o emulsiones.</p> <ol style="list-style-type: none"> ¿ Cuántas clases de materiales conoces ? Da dos ejemplos de cada uno. ¿ Qué otras características presenta un material homogéneo? ¿ heterogéneo ? ¿ Qué es un coloide, cuáles son sus características? Da dos ejemplos. ¿ Cómo se diferencian las soluciones reales de los coloides? Explica. <p>Dé tres ejemplos de cada una de las mezclas que utilices a diario en tu casa.</p>			
ESTRUCTURACIÓN			
LAS SOLUCIONES			
<p>Son mezclas homogéneas (una fase) que contienen dos o más tipos de sustancias denominadas soluto y solvente; que se mezclan en proporciones variables; sin cambio alguno en su composición, es decir no existe reacción química. Se representa de la siguiente manera: Soluto + Solvente → Solución</p> <p>Soluto: Es la sustancia que se disuelve, dispersa o solubiliza y siempre se encuentra en menor proporción, ya sea en peso o volumen. En una solución puede haber varios solutos. A la naturaleza del soluto se deben el color, el olor, el sabor y la conductividad eléctrica de las disoluciones. El soluto da el nombre a la solución.</p> <p>Solvente o disolvente: Es la sustancia que disuelve o dispersa al soluto y generalmente se encuentra en mayor proporción. Existen solventes polares (agua, alcohol etílico y amoníaco) y no polares (benceno, éter, tetracloruro de carbono). En las soluciones líquidas se toma como solvente universal al agua debido a su alta polaridad. El solvente da el aspecto físico de la solución. Existen diferentes soluciones, no sólo líquidas, existen, además, las soluciones sólidas como las aleaciones o las amalgamas, y las gaseosas como el aire, los gases en sí son soluciones.</p> <p>Tal vez, habrás leído la etiqueta de algún producto de limpieza o desinfectante que se utiliza a diario en tu casa, y habrás encontrado frases como éstas, muy comunes en esta clase de productos : "hipoclorito de sodio al 5,25 %", "peróxido de hidrógeno al 4 %", "fluoruro de sodio al 0,32 %". También, en algunos productos alimenticios como el vinagre, encuentras frases como : " ácido acético al 4 % ". ¿Cuál es el significado de estas frases ? . Estos porcentajes están relacionados con la concentración de las soluciones, su significado y las diferentes maneras de expresarla.</p> <p>La relación entre la cantidad de sustancia disuelta (soluto) y la cantidad de disolvente se conoce como concentración. Esta relación se expresa cuantitativamente en forma de unidades físicas y unidades químicas, debiendo considerarse la densidad y el peso molecular del soluto.</p> <p>UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES : El valor de estas unidades no depende de la naturaleza de las sustancias que intervienen en la solución (soluto y solvente) . Se expresan en términos de unidades de masa o unidades de volumen. Las más utilizadas son las siguientes :</p> <p>Porcentaje masa a masa (% m/m o % p/p): Indica la masa de soluto en gramos, presente en 100 gramos de solución. Su expresión se define como : $\% m / m = \frac{\text{masa del soluto (en gramos)}}{\text{masa de la solución (en gramos)}} \times 100$</p> <p>Ejemplo : Una solución de azúcar en agua, contiene 20 g de azúcar en 70 g de solvente. Expresar la solución en % p/p.</p> <p>Respuesta : Utilizando la fórmula anterior, solamente reemplazamos los datos con la expresión.</p>			

Hay que tener en cuenta que siempre que se hable de solución se va a tener en cuenta los componentes de la misma (soluto y solvente) y recuerde que la solución es la sumatoria de los componentes de la misma.

Soluto (Sto) = Es el componente que siempre se encuentra en menor proporción.

Solvente (Ste) = Sustancia que permite disolver al o a los solutos de la solución.

Solución (Sln) = Sto(s) + Ste(s).

En este ejercicio el soluto es el azúcar, y la solución es de 90 g.

$$\% m / m = \frac{20 \text{ g de azúcar}}{90 \text{ g de solución}} \times 100 \Rightarrow \% m / m = 22,2222 \%$$

Porcentaje masa a volumen (%m/v o % p/v): Indica la masa de soluto en gramos disuelto en 100 ml de

solución. Su expresión se define como : $\% m / v = \frac{\text{masa del soluto (en gramos)}}{\text{volumen de la solución (en ml o cc)}} \times 100$

Ejemplo : ¿ Cuál es la masa de NaCl que se necesita para preparar una solución de suero fisiológico que se encuentra al 0,9 % m/v ?.

RESPUESTA = La concentración nos indica que la solución debe de tener 0,9 g de NaCl por cada 100 ml de solución. Para calcular la masa de la sal, utilizamos el siguiente factor :

$$\frac{? \text{ g de azúcar}}{100 \text{ ml de solución}} \Rightarrow ? \text{ g de NaCl} = 1000 \text{ ml de solución} \left(\frac{0,9 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ ml de solución}} \right) = 9,0 \text{ g de NaCl}$$

Porcentaje volumen a volumen (% v/v): Indica el volumen de soluto, en ml, presente en 100 ml de solución.

Su expresión se define como : $\% v / v = \frac{\text{volumen del soluto (en ml o cc)}}{\text{volumen de la solución (en ml o cc)}} \times 100$

Ejemplo : Calcular la concentración en volumen de 650 ml de una solución de HNO₃ que se preparó utilizando 70 g de ácido cuya densidad es de 1,42 g / cc.

RESPUESTA : a) Para determinar el % v/v de la solución, debemos calcular el volumen del ácido, utilizando

la densidad del mismo.

$$\text{De la expresión : } D = \frac{M}{V}$$

Densidad del ácido = Masa del ácido / Volumen del ácido, reemplazamos :

$$1,42 \text{ g / cc} = \frac{70 \text{ g de ácido}}{\text{Volumen del ácido}}$$

$$\text{Despejamos el Volumen del ácido} = \frac{70 \text{ g de ácido}}{1,42 \text{ g/cc}} = 49,2957 \text{ ml del ácido}$$

b) Conociendo el volumen del ácido, utilizamos la fórmula para calcular el % v / v

$$\% v / v = \frac{\text{volumen del soluto (en ml o cc)}}{\text{volumen de la solución (en ml o cc)}} \times 100$$

NOTA : Como es lo mismo mililitros que centímetros cúbicos, solamente cambiamos el factor.

$$\% v / v = \frac{49,2957 \text{ ml de ácido}}{650 \text{ ml de solución}} \times 100 \Rightarrow 7,5839 \% v / v$$

Partes por millón (ppm): Se define como los miligramos de soluto disueltos en 1000 ml o 1 litro de solución.

Nota 1 gramo = 1000 miligramos

Su expresión se define como : $\text{ppm} = \frac{\text{mg del soluto}}{\text{Volumen de la solución (en Litros) O Masa de la solución (en kilogramos)}}$

Ejemplo: Calcular la concentración en ppm de una solución que contiene 0,85g de KNO₃ disueltos en 670 ml de solución.

RESPUESTA : a) Observamos que la masa del soluto se encuentra en gramos, lo pasamos a miligramos
0,85 g = 850 mg

$$\text{b) Reemplazamos en la ecuación : } \text{ppm} = \frac{850 \text{ mg de soluto}}{670 \text{ ml de solución}} = 1,2686 \text{ ppm}$$

UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES : Estas unidades dependen del tipo de sustancia o sustancias que forman la solución. La concentración de una solución, empleando las unidades químicas, puede expresarse de dos maneras : tomando como unidad la masa molecular o la masa de un equivalente - gramo. Las unidades más utilizadas son las siguientes :

Molaridad (M): También conocida como concentración molar. Indica el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución. Los moles, generalmente se definen con la letra n, y los litros de la solución con la letra l. La expresión matemática de la Molaridad es : $M = n / l$

Ejemplo : Calcular la concentración molar de una solución de HCl que contiene 73 g en 500 ml de solución.

- a) Primero, debemos de calcular el número de moles de la solución, para ello, utilizamos la expresión :

$n = m - \text{sto} / m - \text{molecular del sto}$. En donde :

$m - \text{sto} = \text{masa del soluto}$

$m - \text{molecular del sto} = \text{masa molecular del soluto}$

Debemos de tener en cuenta las masas moleculares del soluto en sí.

Masa molecular del HCl = 36,5 g / mol

$$n = 73 \text{ g de HCl} / 36,5 \text{ g/mol de HCl} \Rightarrow n = 2,0 \text{ moles de HCl}$$

- b) Ahora reemplazamos los moles en la ecuación de la Molaridad. Como se puede observar, la cantidad del volumen se encuentra en mililitros, debemos de pasarlo a litros. 500 mililitros = 0,5 Litros

$$M = n / l \Rightarrow M = 2,0 \text{ moles de HCl} / 0,5 \text{ L de la solución} = 4,0 \text{ M}$$

ó 4,0 moles del soluto por litro de la solución

Normalidad (N) : Esta unidad se utiliza mucho para soluciones ácidas, básicas o sales. Se define como el número de equivalentes gramo de un soluto / Volumen de la solución (expresado en litros).

Su expresión matemática es : **N = # peso de equivalentes gramo del soluto / V de la solución.**

Antes de explicar la Normalidad, debe de tenerse en cuenta : \Rightarrow

PESO DE EQUIVALENTES GRAMO DE UN SOLUTO : También es llamado peso de equivalentes gramo.

Solamente voy a explicar para los ácidos y las bases, ya que con las sales, el proceso es un poco más complejo. Se define como la masa del ácido o la base que aporta un mol de iones hidronio o hidróxido que reacciona con un mol de hidróxido o hidronio.

PESO DE EQUIVALENTES GRAMO DE UN ÁCIDO : Se obtiene al dividir la masa molecular del ácido entre la cantidad de iones hidronio o el número de hidrógenos del ácido. Ejemplo : Para cada uno de los siguientes ácidos (HCl, H₂SO₄, H₃PO₄), determine el peso de un equivalente gramo de cada ácido.

$$\text{Para el HCl} \Rightarrow \text{peso - eq - g - sto} = \left(\frac{\text{masa molecular del ácido}}{\text{Número de Hidrógenos del Ácido}} \right) = \left(\frac{36,5 \text{ g/mol}}{1 \text{ (Hidrógeno)}} \right)$$

$$\Rightarrow 1 \text{ peso - eq - g de HCl} = 36,5 \text{ g,} \quad \text{Así mismo :}$$

Para el H₂SO₄ : 1 peso - eq - g de H₂SO₄ = 49 g y Para el H₃PO₄ : 1 peso - eq - g de H₃PO₄ = 32,66 g

PESO DE EQUIVALENTES GRAMO DE UNA BASE : Se obtiene al dividir la masa molecular de la base entre la cantidad de iones hidroxilos o el número de hidróxidos de la base. Ejemplo : Para cada una de las siguientes bases [KOH, Mg (OH)₂, Al₂ (OH)₃], determine el peso de un equivalente gramo de cada base.

$$\text{Para el KOH} \Rightarrow \text{peso - eq - g - sto} = \left(\frac{\text{masa molecular de la base}}{\text{Número de Hidróxidos de la Base}} \right) = \left(\frac{56,0 \text{ g/mol}}{1 \text{ (Hidróxido)}} \right)$$

$$\Rightarrow 1 \text{ peso - eq - g de KOH} = 56,0 \text{ g,} \quad \text{Así mismo :}$$

Para el Mg (OH)₂ : 1 peso - eq - g de Mg (OH)₂ = 29 g y

Para el Al₂(OH)₃ : 1 peso - eq - g de Al₂(OH)₃ = 35 g

Entendido esto, Ahora si vamos a realizar el ejemplo de NORMALIDAD:

Calcular la N de 450 ml de una solución que se preparó utilizando 35,8 g de NaOH

- a) Calculamos los equivalentes gramo del soluto presentes en 35,8 g de la base.

$$? \text{ eq - g de NaOH} = 35,8 \text{ g de NaOH} \left(\frac{1 \text{ - eq - g de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \right) = 0,895 \text{ eq - g de NaOH}$$

- b) Reemplazamos en la fórmula para calcular la Normalidad.

N = # peso de equivalentes gramo del soluto / V de la solución.

Como se puede observar, la cantidad del volumen se encuentra en mililitros, debemos de pasarlo a litros. 450 mililitros = 0,45 Litros

N = 0,895 eq - g de NaOH / 0,45 L = 1,9888 N ó 1,9888 eq - g de NaOH en 1 Litro de solución.

Molalidad (m) : La molalidad es el número de moles de soluto disueltas en un kg de solvente:

molalidad = moles de soluto / masa de disolvente en (Kg).

Su expresión es la siguiente : **m = n / kg - ste**

Ejemplo : Calcule la molalidad del tolueno (C₇H₈) en una solución que contiene 71,2 g de tolueno disuelto en 750 g de benceno (C₆H₆).

- a) Calculamos los moles del soluto, que es el tolueno, pues se encuentra n menor proporción.

$$? \text{ moles de C}_7\text{H}_8 = 71,2 \text{ g de C}_7\text{H}_8 \left(\frac{1 \text{ mol de C}_7\text{H}_8}{92 \text{ g de C}_7\text{H}_8} \right) = 0,7739 \text{ moles de C}_7\text{H}_8$$

- b) Reemplazamos en la fórmula de la molalidad : Como se puede observar, la cantidad del volumen se encuentra en gramos, debemos de pasarlo a kilogramos. 750 gramos = 0,750 Kilogramos

$$m = n / \text{Kg - ste} \Rightarrow m = 0,7739 \text{ moles de C}_7\text{H}_8 / 0,750 \text{ kg} = 1,0318 \text{ m ó}$$

1,0318 moles de C₇H₈ por Kilogramos de solvente (C₆H₆)

FRACCIÓN MOLAR (X) : Indica el número de moles de un componente de la solución con relación al número de moles totales de la solución. La fracción molar de la sustancia A (X_A), componente de una solución, se define como el número de moles de la sustancia A dividido entre el número de moles totales de la solución (moles de soluto + moles del solvente). Se expresa con la letra **X**.

Fracción molar de la sustancia A = moles de la sustancia A

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_i \dots}$$

moles de A + moles de B (moles de soluto + moles de solvente)
 Donde : n_A : moles del soluto (sustancia A)
 n_B : moles del solvente (sustancia B)
 n_i : moles de cada uno de los componentes de la solución

Ejemplo : Calcule la fracción molar de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y del agua, en una solución que contiene 10 g de glucosa disuelta en 70 g de agua.

- a) Calculamos los moles de la glucosa y del agua. Vamos a utilizar para cada una de las sustancias las letras A y B respectivamente para diferenciar bien los componentes de la solución.

Así mismo, debemos de determinar las masas moleculares de cada una de las sustancias que componen la solución.

$$? \text{ moles de } C_6H_{12}O_6 = 10 \text{ g de } C_6H_{12}O_6 \left(\frac{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g / mol de } C_6H_{12}O_6} \right) = 0,05555 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6$$

$$? \text{ moles de } H_2O = 70 \text{ g de } H_2O \left(\frac{1 \text{ mol de } H_2O}{18 \text{ g / mol de } H_2O} \right) = 3,88888 \text{ moles de } H_2O$$

- b) Reemplazamos en la expresión, la fracción molar para cada uno de los componentes :

$$X_{C_6H_{12}O_6} = \frac{n_{C_6H_{12}O_6}}{n_{C_6H_{12}O_6} + n_{H_2O}} \Rightarrow = \frac{0,05555 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}{0,05555 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6 + 3,88888 \text{ moles de } H_2O}$$

$$X_{C_6H_{12}O_6} = \frac{0,05555 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}{3,94443 \text{ moles de la solución}} = 0,01408315$$

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{C_6H_{12}O_6} + n_{H_2O}} \Rightarrow = \frac{3,88888 \text{ moles de } H_2O}{0,05555 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6 + 3,88888 \text{ moles de } H_2O}$$

$$X_{H_2O} = \frac{3,88888 \text{ moles de } H_2O}{3,94443 \text{ moles de la solución}} = 0,985916$$

NOTA : SIEMPRE LA SUMATORIA DE LAS FRACCIONES MOLARES DE LOS COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN, DA 1.

TRANSFERENCIA

Desarrolle los siguientes puntos en base a lo visto en esta secuencia didáctica.

De acuerdo a los datos, determine cada una de las unidades físicas y químicas de las soluciones.

- 22000 mg de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se encuentran disueltos en 200 g de agua. La densidad del ácido es de : 1,84 g / ml. La Densidad de la solución es de : 2,2 g / cm^3 . Y la densidad del agua es de : 1,00 g / ml.
- Determine cada una de las unidades de concentración de las soluciones de acuerdo a los datos del ejercicio. Hay 320 mililitros de Ron Viejo de Caldas (CH_3CH_2OH) disueltos en 750 ml de agua. La densidad del Ron (CH_3CH_2OH) es de = 0,78 g / cm^3 . La Densidad de la solución es de = 0,95 g / cc.
- Concentración de las soluciones en la industria farmacéutica

Los laboratorios que trabajan en la industria farmacéutica miden las cantidades de sustancias necesarias para preparar soluciones nasales, oftálmicas, sedantes, analgésicos, antiespasmódicas, hidratantes; todas estas de concentración determinada y de cuya exacta preparación depende de la vida y la pronta recuperación de cientos de miles de enfermos.

Para cada uno de los siguientes enunciados, argumente a favor o en contra.

- Por qué cree usted que no se deben de mezclar ciertos tipos de sustancias ?
- Si los medicamentos son soluciones, por qué cree usted que los médicos piden no mezclar ciertas sustancias ?.
- Teniendo claro que las drogas son soluciones y que producen diferentes efectos en cada uno de los organismos, ¿ por que cree usted que se necesitan con tanta frecuencia en nuestra vida cotidiana ?.
- ¿ Es bueno o malo el uso de tantas soluciones en nuestra cotidianidad ? . Explique.

AUTOEVALUACIÓN

- ¿Qué aprendizajes construiste?
- Lo que aprendiste, ¿te sirve para la vida? ¿Si/no; por qué?
- ¿Qué dificultades tuviste? ¿Por qué? ¿Cómo resolviste las dificultades?
- Si no las resolviste ¿Por qué no lo hiciste?
- ¿Cómo te sentiste en el desarrollo de las actividades? ¿Por qué?
- ¿Qué nota te colocarías por la realización de esta secuencia? Por qué?

RECURSOS

Guía de estudio. Hojas, lápiz, lapicero

FECHA Y HORA DE DEVOLUCIÓN

De acuerdo a la programación institucional.