

**“INSTITUCIÓN EDUCATIVA “DE ROZO”**

Aprobada por Resolución N° 687 del 7 de Mayo de 2.007

GUIA DE APRENDIZAJE N°8

ÁREA / ASIGNATURA:	Ciencias Naturales / Química	GRADO:	10°
NOMBRE DEL ESTUDIANTE:		DURACIÓN:	30 días
NOMBRE DEL DOCENTE:	Yamileth Ortiz Cardona	SEDE	Cárdenas
Fecha de recibo:	Septiembre 1 / 2020	Fecha de entrega:	Septiembre 30 / 2020

TABLA DE CONTENIDO

TABLA DE CONTENIDO	2
OBJETIVO DE APRENDIZAJE	2
OBJETIVO / DBA:	2
INTRODUCCIÓN	3
¿QUÉ VOY A APRENDER?	3
UNIDADES DE CONCENTRACIÓN	3
¿QUÉ ESTOY APRENDIENDO?	3
UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICA	3
¿CÓMO PRACTICO LO QUE APRENDÍ?	7
¿CÓMO APLICAR LO QUE APRENDÍ?	8
EVALUACIÓN 1	8
EVALUACIÓN 2	10
¡RECOMENDACIONES PARA ENTREGAR LAS ACTIVIDADES AL PROFESOR!	10
¿CÓMO SÉ QUÉ APRENDÍ?	11
CIBERGRAFÍA	11
BIBLIOGRAFÍA	11

OBJETIVO DE APRENDIZAJE**OBJETIVO / DBA:**

- Reconoce las unidades químicas para expresar la concentración de una solución.





INTRODUCCIÓN

Decimos que la concentración de una disolución es la cantidad de soluto (sustancia disuelta) que hay en una cantidad de disolvente o bien de disolución. Existen diferentes formas de expresar la concentración de una disolución, cada una es adecuada en función del estado de agregación de las sustancias. De igual manera es importante conocer que existen formas de expresar la concentración de las soluciones y una de ellas es mediante el cálculo de las unidades Químicas. Estas unidades dependen del tipo de sustancia o sustancias que forman la solución.

¿QUÉ VOY A APRENDER?

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Lee el siguiente texto

Los reactivos disponibles en el laboratorio se encuentran, por lo general, en forma de sólidos o en soluciones comerciales muy concentradas (cercasas al 100%). Con cierta frecuencia, es necesario preparar soluciones menos concentradas, a partir de estos materiales, para lo cual debemos diluirlas. Al diluir el volumen del solvente, aumenta el de la solución, mientras que el número total de moles o de moléculas del soluto permanece igual. Esto significa, que el Número de moléculas o de moles del soluto al principio y al final, es el mismo. Lo más común es que las concentraciones de las sustancias se encuentren expresadas como molaridad



Las unidades de concentración se pueden clasificar en: unidades físicas y unidades químicas

Preparate para reconocer la unidades químicas de concentración y su aplicabilidad.

¿QUÉ ESTOY APRENDIENDO?

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICA

Las unidades químicas de concentración de soluciones calculan la cantidad de moles o de equivalentes químicos de un soluto en un solvente. Las medidas químicas de concentración y sus respectivas fórmulas son:

1. **Molaridad (M):** O concentración molar, es la cantidad de sustancia (n) moles de soluto por cada litro de solución. Por ejemplo, si se disuelven 0,5 moles de soluto en 1000 mL de disolución, se tiene una concentración de ese soluto de 0,5 M (0, 5 molar.

$$M = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{volumen de disolucion (L)}}$$

**Ejemplos:**

- ❖ . Se tiene 3.6 moles de azúcar en 1.8 litros de solución. ¿Cuál será su concentración molar?

Se puede realizar aplicando una regla de tres simple o aplicar la fórmula.

Aplicando la fórmula, tenemos que:

$$M = n / \text{Litros de solución}$$

$$M = 3.6 \text{ moles de azúcar} / 1.8 \text{ Litros}$$

$$M = 2 \text{ moles/L}$$

- ❖ Si tienes dos moles de NaCl para preparar una solución de 0.5 molar, ¿cuántos litros de ella se pueden preparar?

$$M = n / \text{litros de solución}$$

Despejando los litros de solución, tenemos:

$$\text{Litros de solución} = n / M$$

$$\text{Litros de solución} = 2 \text{ moles de NaCl} / 0,5 M$$

$$\text{Litros de solución} = 4 L$$

2. Molalidad (m): La es la relación que existe entre el número de moles de cualquier soluto disuelto por kilogramos de disolvente (m).

$$m = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$$

Ejemplo: Determina la concentración molal de una solución preparada con 1.5 moles de una sal disueltos en 250 ml de agua.

Fijase que el disolvente está en ml, se debe hacer la conversión a kg, ya que son las variables que se manejan en la molalidad.

$$1000 \text{ ml de agua} = 1000 \text{ gr de agua}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ gr, por lo tanto, } 1 \text{ kg de agua} = 1000 \text{ ml de agua.}$$

$$m = 0.15 \text{ moles de sal} / 0.25 \text{ kg de agua}$$

$$m = 6 \text{ moles/kg}$$

Respuesta: La solución tiene una concentración de 6 molal.



3. Normalidad (N): La normalidad (N) es el número de equivalentes (eq-g) de soluto (sto) entre el volumen de la disolución en litros (L)

$$\text{Normalidad (N)} = \#Eq - \text{gramos soluto} / \text{L de solución}$$

El concepto de equivalente gramo ha sido desarrollado especialmente para referirse a ácidos y bases, por lo tanto, Un equivalente gramo es igual a la masa de las sustancias (ácido o base), que produce un mol de iones H⁺ (hidronios), en el caso de los ácidos o un mol de iones OH⁻ (hidroxilo) en el caso de las bases. Un equivalente gramo es igual al peso del compuesto sobre el peso molecular o masa de un equivalente, es decir, número de moles. En el caso de ácidos y bases que producen más de una mol H⁺ o OH⁻, como por ejemplo el H₂SO₄ o el Fe(OH)₃, el peso de un equivalente gramo se calcula dividiendo su peso molecular en gramos del ácido o de la base entre el número de iones hidronios o hidroxilos respectivamente.

$$1 \text{ eq-g de H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{Peso molecular del H}_2\text{SO}_4}{2\text{H}}$$

$$1 \text{ eq-g de H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49$$

$$1 \text{ eq-g de Fe(OH)}_3 = \frac{\text{Peso molecular del Fe(OH)}_3}{3\text{OH}}$$

$$1 \text{ eq-g de Fe(OH)}_3 = \frac{106,84}{3} = 35,61$$

Ejemplo: ¿Cuál será la normalidad de una solución de NaOH que contiene 8 g de NaOH en 200 ml de solución?

$$\text{eq-g de NaOH} = 8 \text{ g} \div 40 \text{ g/eq}$$

$$\text{eq-g de NaOH} = 0.2$$

$$N = \# \text{ eq-g de soluto} \div \text{volumen de la solución}$$

$$N = 0.2 \text{ eq-g de NaOH} \div 0.2 \text{ L de solución}$$

$$N = 1 \text{ eq-g/L}$$



También se puede resolver por regla de tres simple:

$$1 \text{ mol de NaOH} = 1 \text{ eq-g de NaOH}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} = 40 \text{ gr/mol}$$

$$1 \text{ eq-g de NaOH} \text{ ----- } 40 \text{ g}$$

$$X \text{ ----- } 8 \text{ g}$$

$$X = 0,2 \text{ eq-g de NaOH}$$

Se convierten los 200 ml a litros: 0,2 L.

$$N = 0,2 \text{ eq-g de NaOH} / 0,2 \text{ L}$$

$$N = 1 \text{ eq-g/L}$$

4. Fracción molar (X): La fracción molar es una unidad de concentración que se define como la igualdad en el número de moles de un componente dividido por el número total de moles de una solución. Debido a que es una proporción, es una expresión sin unidades. La fracción molar de todos los componentes de una solución, cuando se suman, será igual a 1

$$X = \frac{\text{Moles de elemento o compuesto}}{\sum \text{Moles de elementos o compuestos de la mezcla}}$$

$$X_i = \frac{\text{moles de un componente}}{\text{moles de soluto + moles de solvente}}$$

$$X_A = \frac{\text{moles de sustancia A}}{\text{moles de A + moles de B}}$$

$$X_B = \frac{\text{moles de sustancia B}}{\text{moles de A + moles de B}}$$

Ejemplo: Una solución contiene 5.8 g de cloruro de sodio de NaCl y 100 g de H₂O. Determina la fracción molar del agua y la sal.

Solución: convertimos los gramos de cada componente a moles.

$$n \text{ de NaCl} = 5,8 \text{ g} / 58,45 \text{ (g/mol)}$$

$$n \text{ de NaCl} = 0,09 \text{ mol}$$

$$n \text{ de H}_2\text{O} = 100 \text{ g} / 18 \text{ (g/mol)}$$

$$n \text{ de H}_2\text{O} = 5,55 \text{ mol}$$



Hallamos la fracción molar del agua y la sal:

$$X_A = \frac{\text{moles de sustancia A}}{\text{moles de A + moles de B}}$$

- X NaCl = 0,09 mol de NaCl / (0,09 mol de NaCl + 5,55 mol de H₂O)
- X NaCl = 0,09 mol de NaCl / 5,64 mol de la solución
- X NaCl = 0,015

$$X_B = \frac{\text{moles de sustancia B}}{\text{moles de A + moles de B}}$$

- X H₂O = 5,55 mol de H₂O / (0,09 mol de NaCl + 5,55 mol de H₂O)
- X H₂O = 5,55 mol de H₂O / 5,64 mol de la solución
- X H₂O = 0,984

la dilución. Ejemplo: se quema más rápido la misma madera en viruta (aserrín) que en el bloque de madera.

PROFUNDIZACIÓN: Te invito a que veas el video que encontraras en el siguiente enlace, en el podrás repasar lo aprendido hasta ahora. https://www.youtube.com/watch?time_continue=15&v=8SZi2Ay7KvA&feature=emb_logo

¿CÓMO PRACTICO LO QUE APRENDÍ?

APLICA LAS FÓRMULAS DE UNIDADES DE CONCENTRACIÓN VISTAS Y RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:

Molalidad

- ¿Cuál es la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 29,22 g de NaCl en 100 ml de H₂O? (Peso molecular del NaCl = 58,45 g/mol). Reps: 5,0 m
- Una disolución de alcohol etílico, C₂H₅OH, en agua es 1,60 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2000 g de agua? (Peso molecular de C₂H₅OH = 46,1 g/mol) Reps: 147,52 g de alcohol

Molaridad

- ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 2000 ml de solución 0,20 M? (Peso molecular del NaCl = 58,5 g/mol) Reps: 23,4 g
- ¿Cuál es la molaridad de una solución al 40% de H₂SO₄ si la densidad es 1,19 g/ml? Reps: 4,86 M
- Calcular (a) la molaridad y (b) la molalidad de una solución de H₂SO₄ de peso específico 1,10 que contiene 25% de H₂SO₄ en peso. (Peso molecular H₂SO₄ = 98,1.) Reps: (a) 2,80 M (b) 3.39 m
- ¿Cuál será la molaridad de una solución que contiene 64 gr de Metanol (p.m 32 gr/mol) en 500 ml de solución?

Si necesitas recordar las fórmulas para hallar las unidades de concentración puedes acceder al siguiente enlace:



https://aprende.colombiaaprende.edu.co/sites/default/files/naspublic/ContenidosAprender/G_10/S/S_G10_U03_L04/S_G10_U03_L04_03_04_01.html

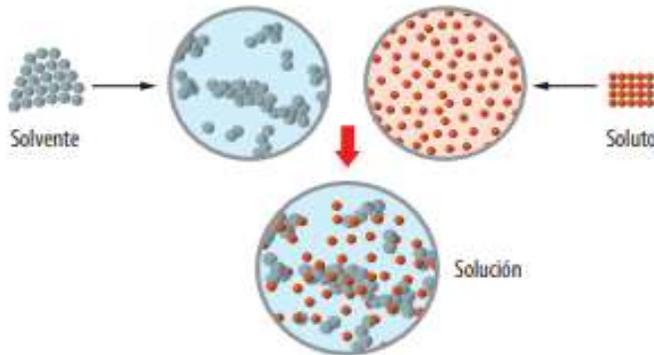


¿CÓMO APLICAR LO QUE APRENDÍ?

EVALUACIÓN 1

LEE EL SIGUIENTE TEXTO

Cálculos de la dilución



Tomado y adaptado de: <http://www.bdigital.unal.edu.co/50834/1/71762688.2015.pdf>

La molaridad se define como el número de moles de soluto contenido en un litro de solución.

Ejemplo: 0,17 mol KOH (hidróxido de potasio) en 450 ml de agua.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}} \quad M = \frac{0,17 \text{ mol}}{0,450 \text{ l}} = 0,37 \text{ Molar}$$

Esta es la medida de concentración de la solución de hidróxido de potasio. ①

Si se desea hacer una dilución de esta solución, se le agrega más solvente, pero es importante tener en cuenta cuál va a ser la nueva concentración o el nuevo volumen. Para realizar una dilución se utiliza la siguiente relación matemática:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Que se lee: concentración inicial por volumen inicial es igual a concentración final por volumen final. Como la molaridad es una unidad de concentración de las soluciones, se puede escribir así:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Que se lee: Molaridad inicial (M_1) por volumen inicial (V_1) es igual a Molaridad final (M_2) concentración final por volumen final (V_2).

Ejemplo: Calcular el volumen final de una solución 0,6 M a partir de 400 ml de HCl (ácido clorhídrico) 3,0 M.

Usando la anterior expresión matemática se puede determinar el V_2 , despejando: $\frac{M_1 \times V_1}{M_2} = V_2$

Reemplazando,

$$V_2 = \frac{3,0M \times 400 \text{ ml}}{0,6M} = 2.000 \text{ ml} = 2.0 \text{ litros}$$

Esto quiere decir que se agregan 1.600 ml de agua a la solución inicial y queda **diluida** a la nueva concentración de 0,6 M. en un volumen de 2.000 mL.

①

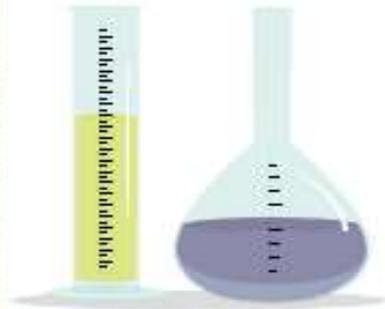
Recuerde que...

Algunas equivalencias importantes son:

- 1,0 litro equivale a 1.000 ml.
- 500 ml equivale a 0,5 L.
- 1,0 kg equivale a 1.000 g.
- 1,0 cm³ se escribe igual a 1,0 cc y equivale 1,0 ml

Dilución es disminuir la concentración de una solución añadiendo un solvente

¡Es diferente dilución de disolución!





2 Con base en la lectura anterior responda lo siguiente:



a) Al diluir una solución, ¿el volumen aumenta o disminuye? ¿Por qué?

b) La concentración de la solución ¿aumenta o disminuye? ¿Por qué?

c) ¿Qué ocurre con la cantidad de soluto?

3 Halla la concentración normal (N) de 200 mL de una solución acuosa 1,8 M de H_2SO_4 .

4 Calcula la fracción molar (X) de una solución sólida de 150 g de Fe en 250 g de Cu.



¿CÓMO SÉ QUÉ APRENDÍ?

VERIFICA CONCEPTOS

En la industria, las disoluciones acuosas se emplean para conservar verduras enlatadas, para preparar jarabes y en la elaboración de perfumes, entre otros. ¿Qué función cumplen esta clase de soluciones en los procesos mencionados?



«Un sutil pensamiento erróneo puede dar lugar a una indagación fructífera que revela verdades de gran valor.» **Isaac Asimov**

CIBERGRAFÍA

[b4/1804http://www.colombiaaprende.edu.co/sites/default/files/naspublic/plan_choco/cien_9_b3_p2_est_web.pdf](http://www.colombiaaprende.edu.co/sites/default/files/naspublic/plan_choco/cien_9_b3_p2_est_web.pdf)

Adaptado por: Mabel Constanza Díaz Patiño, ASF

- Alvarenga, B. & Máximo, A. (1983). Física General con experimentos sencillos I. México: Harla.
- Timberlake K. (2009). Chemistry. An introduction to general, organic and biological chemistry. New Jersey: Pearson.

<https://bachilleratovirtual.com/aula/mod/lesson/view.php?id=6855>

Bachillerato virtual – plataforma educativa

BIBLIOGRAFÍA

Mondragon, C. H., Peña, L. Y., Sanchez, M., Arbelaez, F., & Gonzalez, D. (2010). Hipertexto química 1. Bogotá: Santillana.