COLEGIO EL JAZMIN IED

"Construyendo con Tecnología y Convivencia un Proyecto de Vida"

Guía Aprender en Casa

Nombre del Docente: Aldemar García Rincón	**Correo E: aldemillos@gmail.com**	
Curso: 1101 JT	**Asignatura: Química**	**Sede: A Jornada Tarde**
Título o Tema: Unidades físicas y químicas de concentración		
Objetivos: Establezco relaciones cuantitativas entre los componentes de una solución.		
Desempeños: Establece relaciones entre los componentes de una solución en unidades químicas y físicas de concentración.		
Fecha Inicio: 3 de Mayo de 2021	**Fecha de Entrega: 14 de Mayo de 2021**	
Introducción: La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto (sustancia en menor concentración o cantidad) presente en una cantidad dada de solvente (sustancia en mayor concentración o cantidad) o de una solución (que es toda la mezcla homogénea). En términos cuantitativos, esto es, la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o, entre soluto y solución. En unidades físicas de concentración se suele expresar en porcentaje, y en unidades químicas tienen su nombre propio.		

1- Requisitos previos: Mezclas, soluciones, curva de solubilidad.
2- Contenidos:
- Contenidos conceptuales: porcentajes masa/masa, % volumen/volumen, partes por millón, Molaridad, molalidad, fracción molar y normalidad.
- Contenidos procedimentales: manejo de plataformas virtuales y digitales, aplicación del método científico para obtención de resultados.
- Contenidos actitudinales: responsabilidad, creatividad, esfuerzo.

3- Estrategias metodológicas: clase virtual sincrónica, laboratorio virtual
4- Actividades:
4.1 Portada: elabora la portada del segundo periodo con los siguientes dibujos: un diamante, petróleo, una pipeta de gas, un perfume y sus vapores,
4.2 Programación:
Unidad No. 2: Soluciones, Estequiometría y Química Orgánica
Tiempo Previsto: 3 de Mayo al 5 de Agosto
Contenido:
- Unidades Físicas de concentración
- Unidades químicas de concentración
- Propiedades coligativas de las soluciones
- pH
- Estequiometría
- Carbono y sus propiedades
- Cadenas de hidrocarburos
- Grupos funcionales orgánicos

Logros:
- Establece relaciones entre los componentes de una solución en unidades químicas y físicas de concentración.
- Diferencia el pH de las sustancias y comprender su comportamiento ácido-base.
- Determina las características de la hibridación del carbono en los compuestos orgánicos de acuerdo a sus enlaces.
- Identifica y diferencia los compuestos pertenecientes a las funciones orgánicas

4.3 Unidades físicas de concentración: son aquellas que relacionan la masa o el volumen del soluto con la masa o el volumen de la solución. Estas son:
a. porcentaje peso a peso o porcentaje masa a masa: se utiliza por lo general en soluciones sólido – sólido (aleaciones)

$$\%\frac{p}{p} = \frac{gramos\ de\ soluto\ x\ 100}{gramos\ de\ solución}$$

Gramos de solución = gramos de solvente + gramos de soluto

Ejemplo: se prepara una pieza de bronce (cobre- estaño) si se posee en esa 300g de cobre (Cu) en estado líquido y se le agrega 50 g de estaño (Sn) cual el %masa/masa de solución

300 g de cobre es el solvente (mayor concentración o mayor cantidad)
50 g de estaño el soluto (menor concentración o menor cantidad)

Gramos de solución = gramos de solvente + gramos de soluto
Gramos de solución = 300 g + 50 g = 350 gramos solución

$$\%\frac{p}{p} = \frac{gramos\ de\ soluto\ x\ 100}{gramos\ de\ solución}$$

%p/p = $\frac{50\ g\ x\ 100}{350\ g}$ = 14.28%

b. porcentaje masa/volumen: se utiliza por lo general en soluciones líquido – sólido (refrescos)

$$\%\frac{m}{v} = \frac{gramos\ soluto\ x\ 100}{mililitros\ de\ solución}$$

Ejemplo No. 2: Se posee una solución de agua azucarada de 300 ml que inicialmente se le agregaron 40 gramos de azúcar

%m/v = $\frac{40g\ x\ 100}{300\ ml}$ = 13.33%

c. porcentaje volumen/volumen: se utiliza por lo general en soluciones líquido – líquido (licores)

$$\%\frac{v}{v} = \frac{ml\ de\ soluto\ x\ 100}{ml\ de\ la\ solución}$$

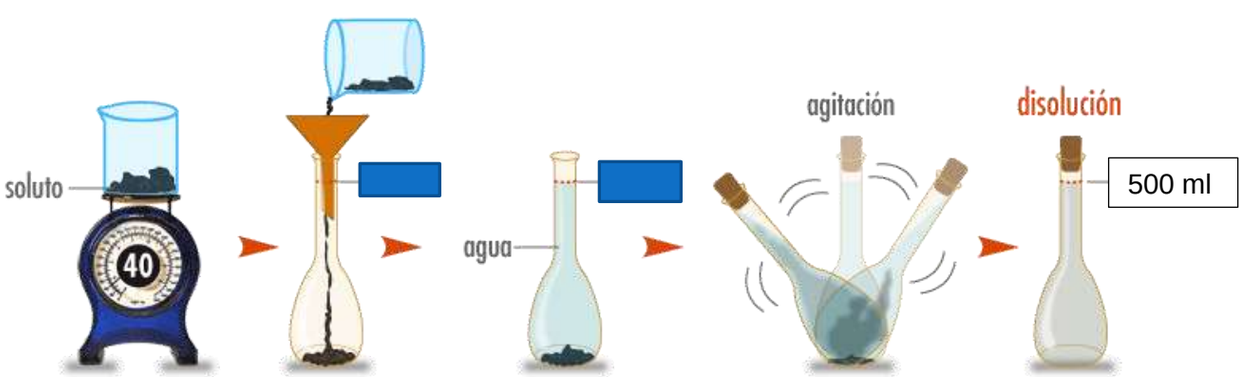
Si una bebida 800 ml se conoce que posee 25 ml etanol (alcohol etílico), cual es %v/v
%v/v = $\frac{25\ ml\ x\ 100}{800\ ml}$ = 3.125 %

d. partes por millón (ppm): se utiliza cuando las cantidades de soluto son muy bajas, especialmente usado en la ingeniería ambiental con contaminantes.

$$ppm = \frac{miligramos\ de\ soluto}{Kilogramos\ de\ solución} \qquad ppm = \frac{miligramos\ de\ soluto}{litros\ de\ solución}$$

Se encuentra 20 miligramos de gasolina en 40 litros de agua, cual es sus partes por millón
Ppm = $\frac{20\ miligramos}{40\ litros}$ = 0.5 ppm

Ejemplo: Si agregamos 40 g de azúcar y los llevamos a un matraz aforado, y luego llenamos el matraz con agua hasta completar 500 ml de capacidad y disolvemos, cual es el %m/v de la solución.
Solución: es un ejercicio de porcentaje masa/volumen porque el soluto es sólido pero la solución es liquida, siendo el solvente el agua.
% m/v = (40g / 500 ml solución) x 100 = 8%



4.4 Unidades Químicas de Concentración: Son aquellas que se relacionan las moles del soluto con la masa, volumen y moles de la solución o solvente.

a. Molaridad (M): es la relación de las moles del soluto que se encuentran en los litros de una solución. Su importancia es que nos permite por medio de cálculos químicos determinar el pH de una solución.

$$M = \frac{moles\ del\ soluto}{litros\ de\ la\ solución}$$

Ejemplo: se coloca en un vaso 30 gramos de NaCl, y se agrega agua hasta completar 300ml. Determine la molaridad M

1. Determine la masa molar del soluto (NaCl)

	# átomos		masa atómica		
Na =	1	x	23	=	23
Cl=	1	x	35.45	=	+ 35.45
					58.45 g/mol

2. Determine las moles
Moles = masa/masa molar
Moles = 30 gramos / 58.45 gramos/mol = 0.51 moles NaCl

Pasar a litros los mililitros: como tenemos 300 ml debemos pasarlos a litros
(1 litro = 1000 ml) 300 ml/1000 ml = 0.3 litros

Molaridad = $\frac{0.51 \text{ moles NaCl}}{0.3 \text{ litros}}$ = 1.71 M (molar)

b. Molalidad (m): es la relación de las moles del soluto que se encuentran disueltos por kilogramos de solvente. Su importancia radica en que los medicamentos en solución se trabaja en osmomolal

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

Ejemplo: se poseen 40 g de H_3PO_4 que se agregan a 500 g de agua. Determine la molalidad y la fracción molar.

1. Determine la masa molar del soluto H_3PO_4

	# átomos	x	masa atómica
H =	3	x	1 = 3
P=	1	x	31 = 31
O=	4	x	16 = 64
			98 g/mol

2. Determine las moles del soluto (H_3PO_4)
Moles = masa/masa molar
Moles = 40 g/98g/mol = 0.40 moles H_3PO_4

3. Pasar los gramos de agua a kilogramos (1 kilogramos = 1000 gramos)
500g/1000g = 0.5Kg de agua

4. Molalidad $= \frac{0.40 \text{ moles } H_3PO_4}{0.5 \text{ Kg agua}}$ = 0.8 m (molal)

5. Determinar las moles del agua
Moles = masa/masa molar
Moles = 500 g/18 g/mol = 27.77 moles agua

6. hallar las moles de la solución
Moles solución= moles solvente + moles soluto
Moles solución= 27.77 moles + 0.40 moles
Moles solución = 28.17 moles
7. determine la fracción molar
X= $\frac{0.40 \text{ moles}}{28.17 \text{ moles}}$ = 0.014 X **fracción molar H_3PO_4**

c. Fracción molar (X): es la relación entre las moles de soluto que se encuentran en las moles de toda la solución. La fracción molar de toda la solución es 1, la fracción molar del solvente debe ser mayor 0.5 y la fracción molar del soluto (s) debe ser menor a 0.5

$$X = \frac{moles\ de\ soluto}{moles\ de\ solución}$$

Moles de solución = moles de soluto + moles de solvente

d. Normalidad (N): nos establece la cantidad de equivalentes gramo de los solutos que se disocian en solución, solo es aplicable para ácidos, óxidos, hidróxidos y sales. Su

importancia es para hacer titulaciones ácido – base que es un método volumétrico. Un método fácil para determinar la normalidad es trabajando con la molaridad (M)

Normalidad de ácidos = Molaridad / Numero de hidrógenos del ácido

Normalidad de hidróxidos = Molaridad / número de hidroxilos (OH) del hidróxido

Normalidad de sales = Molaridad / (número de átomos del catión x estado de oxidación del catión)

Pregunta No. 1: que es una titulación ácido – base. Haga un ejemplo.
Pregunta No. 2: que es una dilución. Haga un ejemplo

Ejercicios:

1. Determine el %masa/masa de una aleación hierro – carbono que posee 5.7 g de carbono que se disolvieron en 748 g de hierro.
2. Determine el %masa/volumen de una solución de 350 ml de agua salada que al evaporar el agua se obtuvieron 13 gramos de sal
3. Determine el %volumen/volumen de un licor de 750 ml que al destilarlo se obtienen 160 ml de etanol puro.
4. Determine las partes por millón de una muestra de 4 litros de agua que se detectaron 63 miligramos de mercurio.
5. Determine la molaridad (M) y normalidad (N) de una solución de 285 ml acuosa que se le agregaron 90 gramos de H_2SO_4
6. Determine la molalidad (m) y fracción molar (X) de una solución, que se mezclaron 1230 gramos de agua (H_2O) con 90 gramos de $KMnO_4$

5- Recursos didácticos: Computador, Internet (nube). cuaderno de apuntes y guía.
6- Tiempo de desarrollo del tema: 6 Horas de clase (3 horas semanales de Química)
7- Evaluación: Desarrollo de las actividades propuestas en esta guía y sus resultados, es una nota de las actividades propuestas en el segundo semestre académico.
8- Bibliografía: Peña L., Química I, Santillana, 2002, Bogotá