

**CIENCIAS NATURALES Y
EDUCACIÓN AMBIENTAL_
QUÍMICA****DISOLUCIONES E INTRODUCCIÓN A LA
QUÍMICA DEL CARBONO.****GRADO: ONCE****PERIODO: DOS****INTRODUCCIÓN****SABERES
PREVIOS****TRANSVERSILIDAD****OBJETIVOS****INDICADORES
DE DESEMPEÑO****EVALUACIÓN**

□

INTRODUCCIÓN

La siguiente Guía Didáctica (G.D) que se presenta a continuación, pretende estudiar las características generales de las soluciones químicas, enfatizando el estudio de estas soluciones desde una óptica de análisis macroscópico y de orden cualitativo de las propiedades, para establecer las relaciones cuantitativas referidas al concepto, mediante el cálculo de la concentración en algunas de ellas.

Se espera que los estudiantes relacionen los conceptos de la unidad con otros conceptos anteriores, como las relaciones estequiométricas de las reacciones químicas en solución, para establecer un análisis de las soluciones. Es importante considerar que la unidad aborda diversas aplicaciones tecnológicas existentes en diferentes contextos que, a la vez, contribuyen a satisfacer las necesidades humanas. Se espera promover el desarrollo de habilidades de pensamiento científico propias de la red de conceptos asociados al estudio de modelos teóricos y experimentales de las soluciones químicas.



□	SABERES PREVIOS	• Sustancias puras, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas. • Formación del enlace químico: enlace iónico y enlace covalente. • Leyes de la combinación química en reacciones químicas que dan origen a compuestos comunes: leyes de conservación de la materia, de las proporciones definidas, de las proporciones múltiples. • Relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas: cálculos estequiométricos, reactivo limitante, reactivo en exceso, porcentaje de rendimiento, análisis porcentual de compuestos químicos.
□	TRANSVERSALIDAD	Matemáticas Cálculos matemáticos, probabilidad, muestreos aleatorios, fórmulas, análisis de datos. Ciencias sociales y ética y valores:



		Trabajo solidario en equipo, respeto por las diferencias de opinión, distribución equitativa de las tareas, aplicación de los conceptos a su vida cotidiana. Informática Uso de internet para consultar diferentes temáticas y usar el blog de ciencias en la observación de videos. Lengua Castellana Redacción coherente de textos, comprensión de lectura, capacidad de buscar y sintetizar información relevante, presentación adecuada de trabajos de acuerdo con las normas ICONTEC.
□	OBJETIVOS	OBJETIVO GENERAL Adquirir conocimiento en el concepto de disoluciones que permitan comprender cómo se asocia los procesos químicos y con las interacciones pueden darse entre los sistemas vivos e inertes. OBJETIVOS ESPECIFICOS • Reconocer los tipos de materia y los estados en las que se pueden presentar. • Clasificar diferentes mezclas en homogéneas y heterogéneas según las fases formadas. - Identificar los componentes de las disoluciones. • Reconocer la importancia de las Disoluciones en la vida diaria. • Identificar las diferentes técnicas para medir la concentración de las soluciones químicas. • Realizar cálculos a nivel experimental para calcular la concentración de una solución.
□	INDICADORES DE DESEMPEÑO	• Identificar las características del estado líquido y su relación con las clases de enlace presente en un compuesto. • Indagar las características de las mezclas homogéneas y su aplicación en la solución de situaciones problema.



		• Explicar las unidades de concentración de soluciones y su aplicación en la solución de ejercicios. • Comunicar los resultados experimentales sobre la preparación de soluciones. • Presentar y sustentar su proyecto de investigación.
□	EVALUACIÓN	Antes de abordar el tema que se propone en esta unidad didáctica se deberá realizar una evaluación diagnóstica con la finalidad de reflexionar acerca de los conocimientos previos que los estudiantes poseen. La evaluación será continua y permanente durante la implementación de la unidad didáctica: mediante la contextualización del tema, socialización y retroalimentación de conceptos y resultados, reflexión sobre los aprendizajes con los estudiantes. En este tipo de evaluación las preguntas juegan un papel importante a lo largo de toda secuencia de actividades propuestas.

DESARROLLO DE LA UNIDAD DIDÁCTICA

CONOCIMIENTOS PREVIOS

Actividad:

Esta será socializada la próxima clase antes de realizar la práctica de laboratorio.

1. ¿Qué son los estados de agregación de la materia?
2. Realiza un dibujo que explique cada uno de los estados de agregación de la materia
3. ¿Qué es una mezcla?
4. En una mezcla ¿Qué son fases?
5. ¿Cuáles son las clases de mezclas?

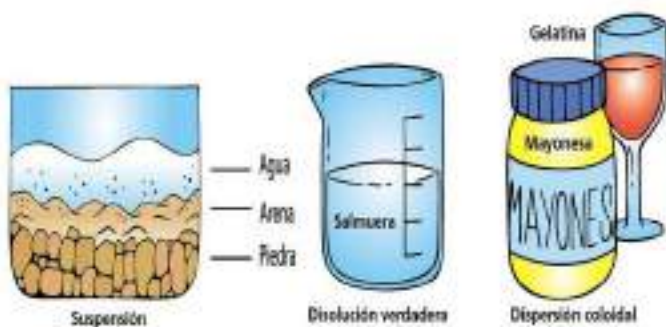
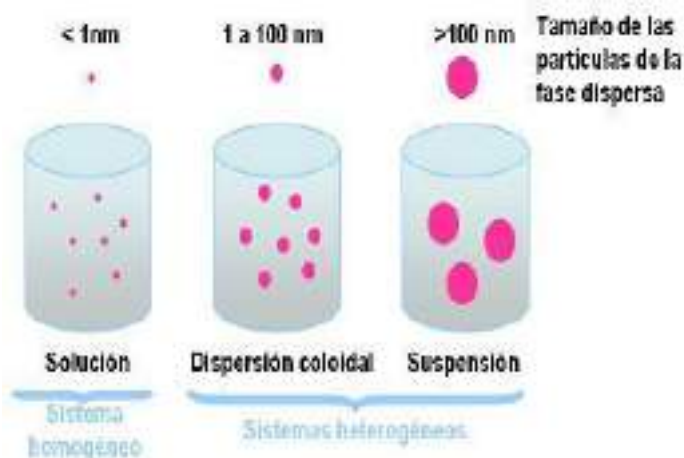
CONCEPTOS PREVIOS.

Mezclas: Las mezclas están formadas por varias sustancias, en que sus componentes conservan todas sus propiedades como sustancias separadas; es decir, no se han alterado al formar parte de ella.



Dispersiones: Mezclando una sustancia con otra, si la primera está fraccionada en pequeñas partículas, diremos que preparamos una dispersión. De acuerdo con el tamaño de las partículas dispersas en el medio dispersante, podemos clasificar las dispersiones en tres categorías: Suspensiones, Coloides y Soluciones.

Suspensiones: El tamaño medio de las partículas es mayor a 100 μm ($1\mu\text{m} = 10^{-6}\text{mm}$). Estas mezclas pueden separarse fácilmente por filtración o centrifugación. Las partículas son visibles a simple vista o al microscopio, ya que son mezclas heterogéneas.



Cuando la materia en suspensión es un líquido como aceite, y sus gotitas son tan pequeñas que pasan por filtro y no se depositan con facilidad, la mezcla es una emulsión.

Coloides: El tamaño de las partículas es menor que 100 μm , pero mayor que 1 μm .

Los coloides son sistemas heterogéneos ya que sus partículas son visibles a través de un microscopio. Los coloides dispersan la luz y son soluciones opacas. La niebla es un coloide donde la sustancia dispersada (solute) es un líquido; el agua. La sustancia dispersadora (disolvente) es un gas; el aire. Los coloides están formados por partículas clasificadas como macromoléculas y se denominan micelas o tagmas.

Clase de coloides según el estado físico

NOMBRE	EJEMPLOS	FASE DISPERSA	MEDIO DISPERSANTE
Aerosol sólido	Polvo en el aire	Sólido	Gas
Geles	Gelatinas, tinta, clara de huevo	Sólido	Líquido
Aerosol líquido	Niebla	Líquido	Gas
Emulsión	leche, mayonesa	Líquido	Líquido
Emulsión sólida	Pinturas, queso	Líquido	Sólido
Espuma	Nubes, esquemas	Gas	Líquido



Espuma sólida

Piedra pómez

Gas

Sólido

PROPIEDADES DE LOS COLOIDES

Las propiedades de los coloides son:

- **Movimiento browniano:** Se observa en un coloide al ultramicroscopio, y se caracteriza por un movimiento de partículas rápido, caótico y continuo; esto se debe al choque de las partículas dispersas con las del medio.
- **Efecto de Tyndall:** Es una propiedad óptica de los coloides y consiste en la difracción de los rayos de luz que pasan a través de un coloide. Esto no ocurre en otras sustancias.
- **Adsorción:** Los coloides son excelentes adsorbentes debido al tamaño pequeño de las partículas y a la superficie grande. Ejemplo: el carbón activado tiene gran adsorción, por tanto, se usa en los extractores de olores; esta propiedad se usa también en cromatografía.
- **Carga eléctrica:** Las partículas presentan cargas eléctricas positivas o negativas. Si se trasladan al mismo tiempo hacia el polo positivo se denomina anaforesis; si ocurre el movimiento hacia el polo negativo, cataforesis.

LABORATORIO

Materiales y Reactivos:

- Aceite de cocina - Sal de cocina (NaCl)
- Agua – Glicerina
- Alcohol etílico
- Jeringas de 5 ml
- Vasos desechables pequeños
- Tubos de ensayo





INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Procedimiento:

1. Observa las sustancias con las que se trabajarán en esta práctica y toma apuntes en la siguiente tabla:

Sustancia	Agua	Glicerina	Etanol	Aceite de cocina	Sal de cocina
Estado de agregación					
Color de la sustancia					
Otras observaciones					

2. Marca 10 tubos de ensayo del 1 al 10. A cada uno, con ayuda de una jeringa le agregas el volumen de la sustancia 1 (Volumen S1) que están registrados en la tabla siguiente, luego a cada uno le agregas 1 ml de la sustancia 2 que le corresponda (1 gramo si es sólida). Agita cada tubo por 1 minuto aproximadamente, luego dejas en reposo otro minuto y toma apuntes en la siguiente tabla de lo que observes en cada tubo.

Tubo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Sustancia 1	Glicerina	Agua	Agua	Agua	Etanol	Etanol	Etanol	Glicerina	Glicerina	Aceite
Volumen S1	3 ml	2 ml	1 ml	5 ml	2 ml	1 ml	5 ml	1 ml	1 ml	5 ml
Sustancia 2	Agua	Etanol	Aceite	Sal	Glicerina	Aceite	Sal	Aceite	Sal	Sal
Fases formadas										
Otras observaciones										

DISOLUCIONES

Una solución o una disolución es una mezcla homogénea de dos o más compuestos en estado líquido. La clave para comprender las disoluciones es distinguir entre soluto, solvente y solución. El soluto es la sustancia que se disuelve y es el componente que se encuentra en menor proporción. El disolvente es la sustancia que disuelve al soluto y es el componente que se encuentra en mayor proporción.



Una disolución puede estar formada por varios solutos que se encuentran en el mismo disolvente. Por ejemplo, podemos disolver una cierta cantidad de azúcar y sal en agua en una misma disolución.

El soluto y el solvente pueden estar presentes en estado sólido, líquido y gaseoso. Pueden ser una mezcla de cualquiera de estos tres estados.

Disolución sólida	sólido en sólido	aleaciones
	líquido en sólido	arcilla húmeda
	gas en sólido	hidrógeno en paladio
Disolución líquida	sólido en líquido	azúcar en agua
	líquido en líquido	alcohol en agua
	gas en líquido	bebidas gaseosas
Disolución gaseosa	sólido en gas	partículas de polvo en aire
	líquido en gas	aerosoles
	gas en gas	aire

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Existen disoluciones en las que la proporción de los componentes puede ser variada, pero en el caso de sólidos disueltos en solventes es diferente. Porque hay un límite en la cantidad de sólido que podemos disolver en cierta cantidad de líquido.

El comportamiento de las soluciones no solamente depende de la interacción entre soluto y solvente, sino también de la cantidad de cada una de estas sustancias. Utilizamos el término concentración para representar la cantidad de soluto disuelta en el solvente.

Mientras más concentrada sea una solución, hay mucho más soluto disuelto en el solvente.

Las unidades de concentración más importantes son: porcentaje masa/masa, porcentaje volumen/volumen, porcentaje masa/volumen, partes por millón, molaridad, molalidad y fracción molar.

1. Porcentaje en masa



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

1.1. Porcentaje masa/masa

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100\%$$

Donde:

$$\text{masa de disolución} = \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}$$

Normalmente, a la masa la expresamos en gramos, y el porcentaje en masa corresponde a los gramos de soluto que hay en 100 g de disolución. Las masas de soluto y de disolución deben expresarse en las mismas unidades, puesto que un porcentaje no tiene unidades.

Y TAMBIÉN

Según la proporción de soluto y disolvente, clasificamos a las soluciones en:

Diluidas: Si la cantidad de soluto en relación con la de disolvente es muy pequeña.

Concentradas: Si la cantidad de soluto es elevada respecto a la de disolvente.

Saturadas: Si el soluto está en la máxima proporción posible respecto al disolvente.

Se ha preparado una disolución de quince gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en doscientos gramos de agua (H_2O). Expresemos su concentración como porcentaje en masa.

Para la resolución del ejemplo debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identifiquemos cuál es el soluto y cuál es el solvente de la solución.

Soluto $\rightarrow$ azúcar ($C_6H_{12}O_6$)

Solvente $\rightarrow$ agua (H_2O)

Paso 2: Verifiquemos que el soluto y el solvente se encuentren en las mismas unidades. de no ser así, transformémoslas a las mismas unidades.

Ejemplo 1



■ Preparación de una solución de agua con azúcar

En este caso ambas sustancias están en gramos (g).

Paso 3: Obtenemos la masa de la disolución.

$$\text{masa de disolución} = \text{masa soluto} + \text{masa solvente}$$

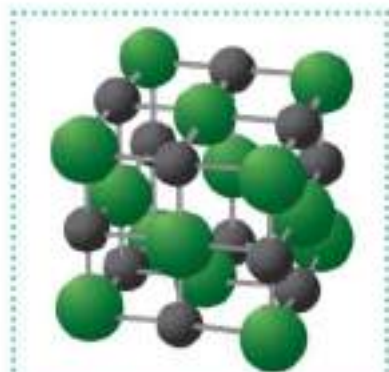
$$\text{masa disolución} = 15 \text{ g} + 200 \text{ g} = 215 \text{ g}$$

Paso 4: Reemplacémosla en la fórmula para obtener el porcentaje en masa o porcentaje masa/masa.

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100\%$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{15 \text{ g}}{215 \text{ g}} \times 100\%$$

$$\% \text{ en masa} = 6,97\%$$



■ Maqueta de cloruro de sodio (NaCl)

Se ha preparado una solución de dos moles de sal (NaCl) en quinientos gramos de agua (H₂O). Determinemos el porcentaje en masa.

$$2 \text{ moles de NaCl} \times \frac{58,45 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 116,9 \text{ g NaCl} \rightarrow \text{solute}$$

$$500 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvente}$$

$$\text{Masa disolución} = 116,9 \text{ g} + 500 \text{ g} = 616,9 \text{ g}$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100\%$$

$$\% \text{ en masa} = \frac{116,9 \text{ g}}{616,9 \text{ g}} \times 100\%$$

$$\% \text{ en masa} = 18,94$$

La concentración de la solución en porcentaje de masa es de 18,94%.

En un enunciado, la pregunta no solo puede estar enfocada en calcular el porcentaje de masa, también puede pedir determinar la masa de soluto o masa de solvente, para un porcentaje de masa.

Ejemplo 2

1.2. Porcentaje volumen/volumen

El porcentaje en volumen de una disolución indica el volumen de soluto que hay en cien unidades de volumen de disolución.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

donde volumen de disolución = volumen de soluto + volumen de disolvente

Al porcentaje en volumen lo empleamos para expresar la concentración de disoluciones cuyo soluto es un líquido o un gas, es decir, sustancias que medimos en unidades de volumen (mL, L, m³).

Por ejemplo, la composición del aire y el grado alcohólico de algunas bebidas. El volumen del soluto y el del disolvente deben expresarse en las mismas unidades, ya que el porcentaje no tiene unidades.

Equivalencias:

$$1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

$$1000 \text{ L} = 1 \text{ m}^3$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$\text{Densidad del agua} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Ejemplo 3

Se ha preparado una solución mezclando 300 mL de agua con 125 mL de metanol y 25 mL de etanol. Determinemos la concentración en volumen de dicha solución.

Para la resolución del ejemplo, debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identifiquemos cuál es el soluto y cuál es el solvente de la solución. Debemos recordar que el soluto puede estar compuesto de dos sustancias.

Soluto 1 → 125 mL de metanol

Soluto 2 → 25 mL de etanol

Solvente → 300 mL de agua

Paso 2: Verifiquemos que tanto soluto y solvente se encuentren en las mismas unidades, de no ser así, transformémoslas a las mismas unidades.

En este caso todas las sustancias de la solución están en las mismas unidades (mL).

Paso 3: Obtenemos el volumen de la disolución.

Volumen de disolución =

Volumen soluto 1 + volumen soluto 2 + volumen solvente

Volumen de disolución = 125 mL + 25 mL + 300 mL = 450 mL.

Y TAMBIÉN:

Se usa el metanol en la fabricación de anticongelantes, disolventes y combustibles.

**TIC**

Porcentaje volumen/volumen

Puedes revisar una explicación breve y un ejemplo en el siguiente link:

<https://goo.gl/dXW9lw>

Paso 4: Reemplacémoslo en la fórmula para obtener el porcentaje en volumen para cada uno de los solutos.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100\%$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{125 \text{ mL metanol}}{450 \text{ mL}} \times 100\% = 27,77\% \text{ metanol}$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{25 \text{ mL etanol}}{450 \text{ mL}} \times 100\% = 5,55\% \text{ etanol}$$

La concentración de la solución porcentual en volumen es de 27,77% de metanol y 5,55% de etanol.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Y TAMBIÉN**Etanol**

Es el compuesto que puede mezclarse o sustituir a la gasolina a futuro, a nivel local y en varios países ya existen proyectos alternativos para ya no depender de los derivados de petróleo.



https://goo.gl/8t8wVg

TIC

Porcentaje volumen/volumen

Puedes revisar una explicación breve y un ejemplo en el siguiente link:

<https://goo.gl/XAQZGZ>

Se ha preparado una solución mezclando 35 mL de ácido acético (CH_3COOH) en 0,5L de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Determinemos el porcentaje en volumen de la disolución.

35 mL CH_3COOH → soluto

0,5 L $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ → solvente

$$0,5 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{100 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 500 \text{ mL}$$

$$\text{Volumen solución} = 35 \text{ mL} + 500 \text{ mL} = 535 \text{ mL}$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100\%$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{35 \text{ mL}}{535 \text{ mL}} \times 100\% = 6,54\%$$

La concentración de la disolución en volumen es del 6,54%.

Ejemplo 4

1. Se han mezclado 25 mL de zumo de fresa con 115 mL de leche. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la disolución?
2. En la etiqueta de una botella de vinagre se puede leer que tiene un 4% de ácido acético. **Calcula** el volumen de ácido acético que contiene si su capacidad es de 750 mL.
3. **Determina** el porcentaje en volumen de una disolución de 340 mL que se ha obtenido disolviendo 25 mL de etanol en agua.

Actividades**1.3. Concentración en masa/volumen**

Las disoluciones también se caracterizan por tener una densidad determinada, puesto que es una propiedad de todas las sustancias, tanto si son puras como si forman parte de una mezcla.

La densidad de una disolución indica la relación entre la masa de disolución y su volumen:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa de disolución (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$



Ejemplo de una disolución de miel



No debemos confundir la densidad de una disolución con su concentración en masa (masa de soluto/volumen de disolución).

$$\text{concentración en masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

Si conocemos la densidad de una disolución y su concentración en masa, podemos expresar fácilmente su concentración como porcentaje en masa, y viceversa.



El porcentaje en masa de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) es del 35% y su densidad es de 1,12 g/mL. Calculemos su concentración en g/L.

Para la resolución del siguiente ejemplo, debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Interpretemos el dato del porcentaje en masa.

El 35% en masa de HCl significa que hay 35 g de soluto por cada 100 g de disolución.

Paso 2: Descifremos el dato de la densidad.

La densidad indica que hay 1,12 gramos de disolución por cada mililitro (mL) de disolución.

Paso 3: Reemplacémoslo en la fórmula y asociémoslo con la densidad.

$$\text{Concentración en masa} = \frac{35 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1,12 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}}$$

Nota cómo las unidades se simplifican en la conversión anterior.

$$\text{Concentración en masa} = 392 \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 392 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Ejemplo 6

El porcentaje en masa de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) es del 55% y su densidad es de 1,03 g/mL. Calculemos su concentración en g/L.

$$55\% \rightarrow \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$
$$1,03 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \rightarrow \frac{1,03 \text{ g de disolución}}{\text{mL disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1,03 \text{ g disolución}}{\text{mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566,5 \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}}$$

$$\text{Concentración en masa} = 566,5 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Y TAMBIÉN:**Ácido acético o vinagre**

Lo que comúnmente llamamos vinagre, en términos químicos lo conocemos como ácido acético. La diferencia es que a nivel comercial puede tener concentraciones muy bajas, mientras que en química se lo puede utilizar en concentraciones muy altas.



4. **Determina** la concentración en porcentaje en masa que obtenemos al disolver 27 g de ácido nítrico (HNO_3) en un volumen final de 100 mL. La densidad de la solución es 1,04 g/mL. ¿Cuál será la concentración de esta solución en g/L?
5. Si disolvemos 20 g de nitrato de plata y 34 g de sulfato de amonio en un volumen final de 200 mL, **calcula** la concentración en porcentaje en masa para cada soluto. Densidad solución 1 g/mL.
6. La densidad del hierro es de 7,8 g/cm³. ¿Qué volumen ocupará una masa de 850 gramos?
7. Un pedazo de madera tiene un volumen de 6 cm³, si su densidad es igual a 2,7 g/cm³. ¿Cuál es su masa?

Actividades

2. Partes por millón

Otro ejemplo de unidad para expresar concentraciones muy pequeñas son las partes por millón (ppm). Aplicamos esta unidad principalmente en análisis químicos de laboratorios y farmacéuticas; lugares en los que los análisis deben ser minuciosos. Cualquiera de las siguientes fórmulas representa esta concentración.



$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa solución (g)}} \times 10^6 = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen solución (L)}} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa solución (kg)}}$$



En un análisis químico de aguas residuales que se realizó una industria de cemento, encontramos que una muestra de agua residual contenía 0,01 gramos de iones fluoruro (F^-) en una solución de 1000 gramos. Determinemos las partes por millón de la muestra.

Para resolver el ejercicio, debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identifiquemos, con base en los datos del problema, cuál de las tres fórmulas podemos elegir.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa solución (g)}} \times 10^6$$

Paso 2: Transformemos, si es necesario, las unidades de masa de soluto y de disolución correspondientes con la fórmula elegida.

$$\begin{aligned} 0,01 \text{ g F}^- &\rightarrow \text{masa soluto} \\ 1000 \text{ g de solución} &\rightarrow \text{masa solución} \end{aligned}$$

Paso 3: Reemplacemos los datos en la fórmula:

$$\begin{aligned} \text{ppm} &= \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución}} \times 10^6 = \frac{0,01 \text{ g F}^-}{1000 \text{ g solución}} \times 10^6 \\ \text{ppm} &= 10 \end{aligned}$$

Ejemplo 7

Calculemos la cantidad de partes por millón de calcio en el agua potable si la cantidad permitida es de 3 miligramos (mg) de calcio por cada 100 mL de solución.



$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa solución (L)}}$$

Ejemplo 8



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

3 mg Ca → masa soluto

$$100 \text{ mL solución} \times \frac{1 \text{ L solución}}{1000 \text{ mL solución}} = 0,1 \text{ L solución} \rightarrow \text{volumen de solución}$$

$$\text{ppm} = \frac{3 \text{ mg}}{0,1 \text{ L}} = 30$$

Y TAMBIÉN:

**Calcio**

Uno de los usos es en productos lácteos o farmacéuticos para el refuerzo de los huesos humanos, compuestos de calcio

8. ¿Cuánta plata (Ag) necesitamos disolver en una solución de 67 ppm si preparamos un total de 500 mL?
9. **Determina** la concentración en ppm que obtenemos al disolver 56 g de cloruro de magnesio en 0,5 m³ de agua.

Actividades

3. Molaridad

La molaridad (M) de un componente es el número de moles de dicho componente por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (mol/L)} = M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

La mayoría de las soluciones en química están expresadas en unidades de molaridad.

¿Cómo preparamos una disolución?

Para preparar una disolución debemos seguir los siguientes pasos:

1. Pesar el soluto en una balanza previamente calibrada.
2. Colocar el solvente en un balón volumétrico.
3. Agitar hasta que el soluto esté totalmente disuelto en el solvente.

Y TAMBIÉN:



Para pasar de volumen a masa o viceversa, debemos usar la fórmula de densidad:

$$d = \frac{m}{v}$$

La densidad del agua es de:

$$d = \frac{1 \text{ g}}{\text{mL}}$$



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



Determinemos la molaridad de una disolución que contiene doce gramos de carbonato de sodio (Na_2CO_3) en 100 mL de solución.

Para la resolución del ejemplo debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Identifiquemos al soluto y a la solución.

12g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ soluto

100 mL $\rightarrow$ solución

Paso 2: Transformemos las unidades con base en la fórmula; este es el paso más importante.

$$12 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,11 \text{ moles de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$100 \text{ mL solución} \times \frac{1 \text{ L solución}}{1000 \text{ mL solución}} = 0,1 \text{ L solución}$$

Paso 3: Reemplacemos en la fórmula.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{0,11 \text{ moles de } \text{Na}_2\text{CO}_3}{0,1 \text{ L solución}} = 1,1 \text{ mol/L}$$

Ejemplo 9

Determinemos la molaridad de una disolución formada por cuarenta gramos de amoníaco (NH_3) disueltos en agua si el volumen de la solución es de $0,1 \text{ m}^3$.

$$40 \text{ g } \text{NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17 \text{ g } \text{NH}_3} = 2,35 \text{ moles de } \text{NH}_3 \rightarrow \text{soluto}$$

$$0,1 \text{ m}^3 \times \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 100 \text{ L} \rightarrow \text{solución}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{2,35 \text{ moles de } \text{NH}_3}{100 \text{ L solución}}$$

$$M = 0,024 \text{ mol/L}$$

Ejemplo 10



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

También podemos calcular la cantidad de moles que existen en un determinado volumen de una disolución. Para ello, solo debemos aplicar la siguiente fórmula:

$$\text{moles de soluto} = \text{concentración (M)} \times \text{volumen disolución (L)}$$

Para emplear esta fórmula, es muy importante que tomemos en cuenta las unidades.

Determinemos cuántos moles están presentes en 200 mL de una disolución 2,1 mol/L de sal común.

$$200 \text{ mL solución} \times \frac{1 \text{ L solución}}{1000 \text{ mL solución}} = 0,2 \text{ L solución}$$

$$\text{moles NaCl} = 0,2 \text{ L} \times 2,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,42 \text{ mol NaCl}$$

Ejemplo 11

DILUCIÓN

Si queremos disminuir la concentración de una solución, debemos realizar una dilución; la cual consiste en ir de una solución concentrada a una solución menos concentrada. Para determinar la concentración de diluciones utilizamos la siguiente fórmula:

TIC

Revisa algunos ejercicios resueltos

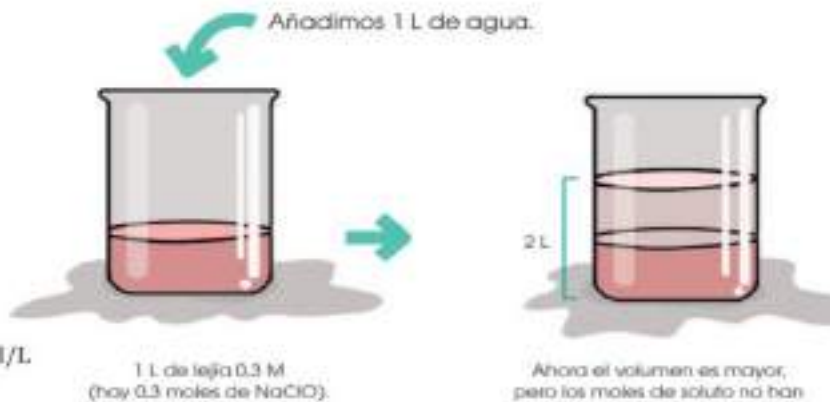
$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Supongamos que tenemos 1 L de lejía, 0,3 mol/L, y la diluimos con un litro de agua adicional. Calculemos la concentración final de la disolución.

Hay 0,3 moles de NaClO, el número de moles de soluto no cambia. Lo que obtenemos es una solución menos concentrada, porque el volumen de agua será mayor (1L + 1L = 2L).

Ejemplo 12

$$\begin{aligned} M_1 V_1 &= M_2 V_2 \\ (0,3 \text{ M})(1 \text{ L}) &= M_2 (2 \text{ L}) \\ M_2 &= \frac{(0,3 \text{ M})(1 \text{ L})}{(2 \text{ L})} = 0,15 \text{ mol/L} \end{aligned}$$





Todos los frascos de reactivos químicos vienen etiquetados con su nombre y su concentración expresada en molaridad. Por normas de precaución, en un laboratorio de química debemos utilizar concentraciones bajas de reactivo.

Se compra un frasco de 2 litros de ácido sulfúrico (H_2SO_4) cuya concentración es de 8M. Para trabajar en el laboratorio se requiere una concentración de volumen de 1,5M.

Calculemos el volumen final de la disolución.

$$\begin{aligned}M_1 V_1 &= M_2 V_2 \\(8 \text{ M})(2 \text{ L}) &= (1,5 \text{ M}) V_2 \\V_2 &= \frac{(8 \text{ M})(2 \text{ L})}{(1,5 \text{ M})} = 10,67 \text{ L}\end{aligned}$$

Ejemplo 13

10. Se dispone de una disolución de sulfato de níquel (II), NiSO_4 , al 6 % en masa. **Calcula** la molaridad de esta disolución sabiendo que su densidad a 25 °C es 1,06 g/mL.

11. **Calcula** la molaridad de una disolución obtenida al mezclar 12 g de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , en suficiente agua para obtener 300 mL de disolución.

Actividades

4. Molalidad

La molalidad (m) de un componente es la relación entre el número de moles del soluto respecto a kilogramos (kg) de solvente.

$$\text{Molalidad (mol/kg)} = m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}}$$

¿Cómo pesar agua?

En este tipo de soluciones, al solvente lo expresamos en unidades de masa, por lo que debemos usar su densidad. Experimentalmente pesamos el vaso vacío. Luego, pesamos el vaso con agua y la diferencia es el peso del agua, ambas formas son válidas.



Balanza de laboratorio



Calculemos la molaridad de una disolución formada por treinta gramos de cloruro de sodio (NaCl) en 500 mL de agua.

Para la resolución del ejercicio debemos seguir los siguientes pasos.

Paso 1: Identifiquemos el soluto y el solvente.

30 gramos NaCl → soluto

500 mL H₂O → solvente

Paso 2: Transformemos a las unidades de la fórmula de molaridad.

$$30 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58 \text{ g NaCl}} = 0,51 \text{ moles de NaCl} \rightarrow \text{soluto}$$

Utilizando la densidad del agua,

$$500 \text{ mL H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 500 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$500 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,5 \text{ kg H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvente}$$

Paso 3: Reemplazamos en la fórmula.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0,51 \text{ moles de NaCl}}{0,5 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1,02 \text{ mol/kg}$$

Calculamos la molaridad de 4 gramos de azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁) disueltos en 350 mL de agua caliente a 80 °C. ¿Cuál es la molaridad de la solución de azúcar? Considerando que la densidad del agua a 80 °C es 0,975 g/mL.

$$4 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 0,012 \text{ moles C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

$$350 \text{ mL H}_2\text{O} \times \frac{0,975 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 341,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$350 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,341 \text{ kg H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvente}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0,012 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{0,341 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,035 \text{ mol/kg}$$

Por lo tanto, la molaridad de la solución de azúcar es 0,035 mol/kg.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Ejemplo 16

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es uno de los ácidos más usados por sus diversas aplicaciones como explosivos, detergentes, plásticos, entre otros. Calculemos la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene cincuenta gramos en 225 mL de agua.

50 gramos de H_2SO_4 → soluto

225 mL de agua → solvente

$$50 \text{ g } H_2SO_4 \times \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = 0,51 \text{ moles de } H_2SO_4 \rightarrow \text{Solute}$$

$$225 \text{ g solución} - 50 \text{ g de soluto} = 175 \text{ g de solvente}$$

$$175 \text{ g solvente} \times \frac{1 \text{ kg solvente}}{1000 \text{ g solvente}} = 0,17 \text{ kg } H_2O \rightarrow \text{Solvente}$$

$$m = \frac{\text{kg solvente}}{\text{moles de soluto}} = \frac{0,17 \text{ kg } H_2O}{0,51 \text{ moles de } NaCl} = 3,00 \text{ mol/kg}$$

EN GRUPO

Calculen la molaridad y molalidad de una solución que se preparó al disolver 65 g de nitrato de cobre (II), en un volumen final de 250 mL. La densidad de la solución es de 1,1g/mL.

Propongan el proceso de preparación 300 mL de una solución de 1,12 M si se dispone de una solución 3,4 M de nitrato de rubidio.

6. Normalidad

La normalidad es la relación entre los equivalentes de una sustancia respecto al volumen en litros de una solución.



En los ácidos tomamos en cuenta a los iones hidronio (H^+) así por ejemplo:

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) tiene al hidrógeno con número de oxidación +1, pero como la sustancia contiene dos hidrógenos, hay dos equivalentes por mol en el compuesto.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

- En las bases tomamos las cargas negativas de los hidróxido (OH^-). Por ejemplo: El hidróxido de sodio (NaOH) contiene un grupo hidroxilo. Por lo que solamente hay un equivalente por mol en el NaOH .
 - En las sales observamos la carga de metal. En el sulfato de sodio (Na_2SO_4), por ejemplo, tomamos en cuenta al metal sodio con carga +1 y observamos que hay dos sodios en el compuesto por lo que hay dos equivalentes por mol de sal.
- El peso equivalente en cambio tiene una fórmula de:

$$\text{peso equivalente en gramos} \left(\frac{\text{g}}{\text{equivalente}} \right) = \frac{\text{masa molar}}{\text{equivalente/mol}}$$

Si se tiene 25 gramos de ácido sulfúrico en 1 litro de solución. Determinemos la concentración expresada en normalidad.



■ Ácido sulfúrico concentrado

El peso del ácido es de 98 g/mol. Para obtener el peso equivalente tenemos:

$$\text{peso equivalente en gramos} = \frac{\frac{98 \text{ g}}{\text{mol}}}{2 \text{ equivalentes/mol}} = 49 \frac{\text{gramos}}{\text{equivalentes}}$$



Interpretando esto, tendríamos que 1 equivalente de ácido sulfúrico pesa 49 gramos. Por lo que debemos obtener la normalidad pero para los 25 gramos de ácido sulfúrico.

$$25 \text{ gramos} \times \frac{1 \text{ equivalentes}}{49 \text{ gramos}} = 0,51 \text{ equivalentes}$$

Una vez que tenemos estos equivalentes, podremos determinar la normalidad requerida a partir de la fórmula:

$$\text{normalidad} = \frac{\text{equivalentes}}{\text{L de solución}} = \frac{0,51 \text{ equivalentes}}{1 \text{ L}} = 0,51 \text{ N}$$

Es decir, la concentración es de 0,51 N.

Para transformar de normalidad a molaridad podemos utilizar esta fórmula.

$$N = \# \text{equivalentes} \times \text{molaridad}$$

Por tanto, la molaridad es:

$$\text{Molaridad} = \frac{N}{\# \text{ equivalentes}} = \frac{0,51}{2} = 0,25 \text{ M}$$

7. Fracción molar

La fracción molar no tiene unidades, porque representa la relación que existe entre componentes.

Al componente A lo representamos en fracción molar como X_A y lo definimos así:

$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales de todos los componentes}}$$

La suma de las fracciones molares de una mezcla siempre da 1, por ejemplo, si hubiera dos componentes

$$X_A + X_B = 1$$



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Paso 2: Obtengamos las moles totales.

$$\text{Moles totales} = 2,5 \text{ mol} + 2,14 \text{ mol} + 2,72 \text{ mol} = 7,36 \text{ moles}$$

Paso 3: Obtengamos cada una de las fracciones molares.

$$X_{H_2} = \frac{2,5 \text{ mol}}{7,36 \text{ moles totales}} = 0,34$$

$$X_{N_2} = \frac{2,14 \text{ mol}}{7,36 \text{ moles totales}} = 0,29$$

$$X_{CO_2} = \frac{2,72 \text{ mol}}{7,36 \text{ moles totales}} = 0,37$$

La manera de comprobar si el ejercicio está bien resuelto es sumando las fracciones molares. Recordemos que el resultado debe ser 1.

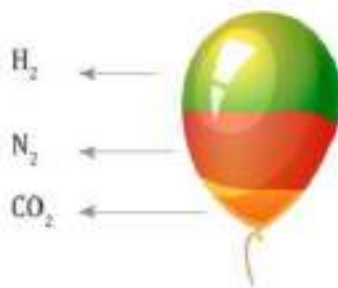
$$X_{H_2} + X_{N_2} + X_{CO_2} = 1$$

$$0,34 + 0,29 + 0,37 = 1$$

$$1 = 1$$

Ejemplo 18

Un globo está compuesto por varios gases: 5 gramos de hidrógeno (H_2), 60 gramos de nitrógeno molecular (N_2) y 120 gramos de dióxido de carbono (CO_2). Encontremos la fracción molar:



Para resolver el problema debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Transformemos las unidades a moles.

$$n_{H_2} = 5 \text{ g } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} = 2,5 \text{ moles de } H_2$$

$$n_{N_2} = 60 \text{ g } N_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{28 \text{ g } N_2} = 2,14 \text{ moles de } N_2$$

$$n_{CO_2} = 120 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} = 2,72 \text{ moles de } CO_2$$

**Resumen:**

Porcentaje en masa: Masa de un componente, expresado en gramos, disuelta en 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen: Unidades de volumen de un componente disuelto en 100 unidades de volumen de disolución.

Partes por millón (ppm): Miligramos de soluto por kilogramo de disolución.

Molaridad (M): Número de moles de un componente por litro de disolución.

Molalidad (m): Número de moles de un componente (generalmente el soluto) por kilogramo de disolvente.

Fracción molar: Cociente entre el número de moles de un componente y el número total de moles presentes en la disolución.

Actividades

12. **Determina** la fracción molar de cada uno de los componentes de una mezcla compuesta por: 43 g de amoníaco, 25 g de óxido de cesio y 87 g de ácido clorhídrico.
13. Si conocemos que la composición en fracción molar de una mezcla es: $X_{\text{NaCl}} = 0,17$ y $X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,83$, **describe** cómo estaría dada su composición porcentual en masa. Asume que tenemos un total de 1 mol de la suma de ambas sustancias.

Calculemos la fracción molar de una solución formada por 30 gramos de cloruro de sodio (NaCl) y 500 gramos de agua.

Ejemplo 19

$$30 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58 \text{ g NaCl}} = 0,51 \text{ moles de NaCl}$$

$$500 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 27,77 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,51 \text{ mol}}{0,51 \text{ mol} + 27,77 \text{ mol}} = 0,02$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{27,77 \text{ mol}}{0,51 \text{ mol} + 27,77 \text{ mol}} = 0,98$$

**PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES**

Y TAMBIÉN: ¿?



Cuando una persona está cocinando, por lo general, tiende a agregar sal desde el inicio. ¿Sabías que esto no solo se hace con el efecto de darle sabor, sino que también tiene un objetivo científico pues aumenta la temperatura de ebullición?

Al poner sal dentro de la olla para cocinar la sopa, lo que se está haciendo es aumentar la temperatura del agua sin que comience a ebullición a los 100 °C. Las sopas instantáneas tienen su principio de rapidez en la cantidad de sal y otros compuestos disueltos; por eso tardan pocos minutos en estar listas y tienen un sabor tan concentrado.

Las propiedades coligativas de las disoluciones se refieren a la variación de una propiedad debido a la cantidad de soluto presente. Las propiedades que cambian con respecto a la concentración son: punto de ebullición, punto de fusión y presión osmótica.

El **punto de ebullición** de una sustancia es la temperatura, a presión atmosférica, a la que se produce el cambio de estado de líquido a gas en toda la masa del líquido.

El **punto de fusión** de una sustancia es la temperatura, a presión atmosférica, a la que se produce el cambio de estado de sólido a líquido en toda la masa del sólido.

Denominamos **presión osmótica** a la presión hidrostática necesaria para detener el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable.

ELEVACIÓN DEL PUNTO DE EBULLICIÓN

El principio en el cual está fundamentada la relación del aumento de temperatura se encuentra dado por la siguiente ecuación.

$$\Delta T_b = i \times K_b \times m$$

Donde i representa al valor de van't Hoff. Este valor está descrito para electrolitos, los cuales tienen una actividad mayor que los compuestos que no lo son.

Por lo general el factor de van't Hoff con el que se realiza el cálculo es 1, a menos que se mencione otro valor.

K_b : Constante que corresponde al solvente empleado

m : Concentración del soluto en la solución medida en molalidad

ΔT_b : Aumento del punto de ebullición



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Para conocer las diferentes constantes mencionadas, podemos observar las siguientes tablas.

Factores de van't Hoff para varias sustancias a 25°C				
Concentración				
Compuesto	0,100 0 m	0,010 0 m	0,001 00 m	Valor limitante
Sacarosa	1,00	1,00	1,00	1,00
NaCl	1,87	1,94	1,97	2,00
K ₂ SO ₄	2,32	2,70	2,84	3,00
MgSO ₄	1,21	1,53	1,82	2,00

Constantes molales de elevación del punto de ebullición y abatimiento del punto de congelación				
Disolvente	Punto de ebullición (°C)	K _b (°C/m)	Punto de congelación (°C)	K _f (°C/m)
Agua, H ₂ O	100,0	0,51	0,0	1,86
Benceno, C ₆ H ₆	80,1	2,53	5,5	5,12
Etanol, C ₂ H ₅ OH	78,4	1,22	-114,6	1,99
Tetracloruro de carbono, CCl ₄	76,8	5,02	-22,3	29,8
Cloroformo, CHCl ₃	61,2	3,63	-63,5	4,68

DISMINUCIÓN DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

La disminución del punto de congelación o fusión determina cuánto disminuirá la temperatura normal del punto de congelación del solvente por la interacción con el soluto. Esta relación está dada por:

$$\Delta T_f = i \times K_f \times m$$

K_f : Constante que es correspondiente al solvente empleado

m: Concentración del soluto en la solución medida en molalidad

Determinemos el punto de congelación y ebullición de una solución 4 m de cloruro de sodio en agua.

Paso 1: Debemos tener en cuenta que se disponga de todas las constantes. Si no conocemos el factor de van't Hoff, podemos asumir que es 1.

$$\Delta T_b = i \times K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 1 \times 0,51 \left(\frac{^{\circ}\text{C}}{\text{m}} \right) \times 4 \text{ m} = 2,04^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_f = i \times K_f \times m$$

$$\Delta T_f = 1 \times 1,86 \left(\frac{^{\circ}\text{C}}{\text{m}} \right) \times 4 \text{ m} = 7,44^{\circ}\text{C}$$

Paso 2: Obtenemos las nuevas temperaturas de ebullición y fusión:

Temperatura de ebullición actual = Temperatura ebullición normal + ΔT_b

$$100^{\circ}\text{C} + 2,04^{\circ}\text{C} = 102,4^{\circ}\text{C}$$

Temperatura de congelación actual = temperatura de congelación normal - ΔT_f

$$0^{\circ}\text{C} - 7,44^{\circ}\text{C} = -7,44^{\circ}\text{C}$$



ΔT_f : Disminución del punto de fusión

PRESIÓN OSMÓTICA

Muchas membranas tienen poros suficientemente grandes como para permitir que algunas moléculas los atraviesen, pero son lo suficientemente pequeños como para que otras no pasen. A estas las llamamos membranas semipermeables. Al separar dos disoluciones del mismo soluto y del mismo disolvente, pero de diferente concentración, mediante una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente a través de la membrana. Este fenómeno recibe el nombre de ósmosis.

Durante la ósmosis tiene lugar un flujo neto de disolvente desde la disolución más diluida a la más concentrada hasta que la diferencia de nivel entre los compartimentos, Δh , produce suficiente presión hidrostática.

El físico-químico holandés J. H. Van't Hoff (1852-1911) estudió de forma sistemática la presión osmótica y estableció, en 1885, la siguiente expresión:

$$\pi V = n R T$$

π = presión osmótica

V = volumen de la disolución

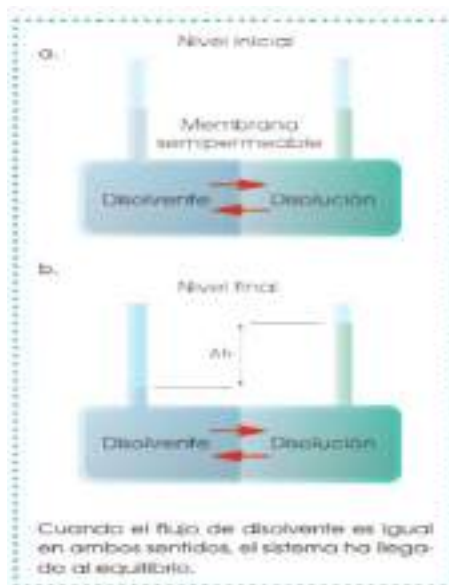
n = moles de soluto

R = constante universal de los gases

T = temperatura absoluta de la disolución

Como $\frac{n}{V}$ es la molaridad, M , de la disolución, la expresión anterior es:

$$\pi = M R T$$





Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

La presión osmótica a una temperatura dada es directamente proporcional a la molaridad de la disolución.

Calculemos la presión osmótica de una disolución acuosa que contiene 18 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en 0,5 L de disolución a 20 °C, conociendo que: $M_r(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ u.

Datos: $T = 293$ K; $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ g $\times \frac{g}{mol}$

Calculemos los moles de sacarosa:

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 18 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} = 0,05 \text{ mol}$$

Hallems la presión osmótica: $p V = n R T$

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{0,05 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm} \times l \times 293 \text{ K}}{0,5 \text{ l} \times K \times \text{mol}}$$
$$\pi = 2,40 \text{ atm}$$

Ejemplo 21

14. **Calcula** las temperaturas de ebullición y congelación al disolver 34 g de azufre molecular (S_8) en 100 mL de etanol. El etanol tiene una densidad de 0,8 g/mL. **Obtén**, paralelamente, la presión osmótica de la solución calculada a 25 °C.

Actividades

Experimento

TEMA:

Desarrollo de concentraciones volumétricas y concentraciones molares

INVESTIGAMOS:

Dos diferentes maneras de expresar concentraciones de una mezcla de agua y alcohol.

OBJETIVO:

Diferenciar entre una concentración volumen-volumen y una concentración molar.

PROCESOS:

MATERIALES:

- 5 vasos plásticos desechables de 100 mL
- 1 jeringa de 10 mL sin aguja
- 250 mL de agua potable
- 50 mL de alcohol
- marcador permanente
- cuchara plástica



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

- contiene menor cantidad de soluto de la que un disolvente puede contener, tenemos una **disolución insaturada**.
- contiene la máxima cantidad de soluto que un disolvente puede contener, tenemos una **disolución saturada**.
- contiene mayor cantidad de soluto que la que puede estar presente en una disolución, tenemos una **disolución sobresaturada**.

1. **Escribe** sobre cada vaso los siguientes nombres: agua 1, 2, 3, 4, 5.
2. En cada uno de los vasos plásticos **mide** las cantidades registradas en la tabla.

Vaso	Volumen de agua (mL)	Volumen de alcohol (mL)	Volumen total (mL)	Molaridad de la solución (mol/L)
1	50	0		
2	50	5		
3	50	10		
4	50	15		
5	50	20		

3. Después de añadir el volumen indicado en cada vaso, **mezcla** bien su contenido empleando la cuchara.
4. Cuando la mezcla esté bien hecha, **mide** nuevamente el volumen del contenido de cada uno de los vasos y regístralos.
5. **Responde** las preguntas de laboratorio.

CUESTIONES:

- a. ¿Por qué el volumen final obtenido es diferente a la suma de los volúmenes?
- b. ¿Existe una diferencia al expresar la concentración entre *relación volumen-volumen* y *concentración molar*?

**RESUMEN**

Dependiendo de la proporción de reactivos, podemos obtener productos en diferentes estados y concentraciones. El reactivo en menor proporción es el soluto mientras que el reactivo en mayor proporción es el solvente.

Según sus proporciones podemos tener tipos de mezclas o soluciones, por ello si:

1. Porcentaje en masa:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$

Donde: masa de disolución = masa de soluto + masa disolvente

2. Porcentaje en volumen:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

Donde: volumen de disolución = volumen de soluto + volumen disolvente

3. Partes por millón:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa disolución (g)}} \times 10^6 = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen disolución (L)}} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{volumen soluto (kg)}}$$

La molaridad es la unidad más usada en laboratorio para la preparación de diluciones.

4. Molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de soluto}}$$

5. Molalidad:

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

6. Normalidad:

$$N = \frac{\text{equivalente de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

- Aumento del punto de ebullición, cuando pasamos de líquido a gas:

$$\Delta T_b = i \times k_b \times m$$

- Disminución del punto de congelación, cuando pasamos de líquido a sólido:

$$\Delta T_f = i \times k_f \times m$$



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Algunas soluciones pueden tener propiedades de solutos diferente, en las que pueden cambiar de estado, por ejemplo:

Tipos de concentración en perfumes

Muchas personas emplean perfumes o fragancias para dar una mejor impresión. Sin embargo, cuando adquieren algún producto con olor desconocen por qué un *splash* cuesta menos que un extracto real, pues bueno, la respuesta está en la concentración. La concentración de las esencias aromáticas del producto puede alterar significativamente su valor. Así, el perfume tiene elevadas concentraciones de esencias aromáticas, entre el 15% y 18%, presenta un aroma intenso y duradero a precios elevados; por el contrario, un *splash* tiene bajas concentraciones de especies aromáticas, entre el 1% y 3%, por eso su costo es más bajo.

Medir en cucharadas podría causar errores en la dosis de los medicamentos para niños



Medir en cucharadas podría causar errores en la dosis de los fármacos. Por tanto, la medición en volumen (mL) de las dosis de medicamentos líquidos reduce los errores e incrementa la precisión en las mediciones. Existen muchos medicamentos que pueden ser tóxicos si se suministran en dosis incorrectas; por lo tanto, es importante conocer las concentraciones exactas.

Anualmente 10 000 niños se intoxican por una incorrecta administración en la dosis de los medicamentos. Estudios recientes demuestran que la administración de medicamentos en cucharadas o cuchara-

Thompson, Dennis. (2014/07/1). Medir en cucharadas podría causar muchos errores en las dosis de los medicamentos para niños. Univisión Salud. Extraído el 20 de septiembre de 2015 <http://goo.gl/aykdEL>

SENTIDA CRÍTICA

SE VO FUEBIL

Médico aplicaría medicamentos de diferentes concentraciones a pacientes, dependiendo del tipo y del grado de la enfermedad. Al entender los compuestos y las concentraciones químicas seguiría salvando vidas.



(2013/01/07). El difícil arte de regalar perfumes (adaptación). Marketing y comunicación sector perfumería y cosmética. Extraído el 20 de septiembre de 2015 <https://goo.gl/92CmXL>



Estrategias alimentarias para combatir el estrés calórico en pollos

En pollos, el suministro de electrolitos (Cl, Na, K) se realiza en el agua o en el alimento. Esta es una estrategia para enfrentar el estrés calórico y reducir las muertes provocadas por el calor. Sin embargo, su eficiencia varía en función del sexo y la condición corporal. Estudios realizados con cloruro de amonio, cloruro de potasio y bicarbonato de sodio provocaron una mejora en el aumento de peso. El suministro de sales a través del agua limita el incremento del pH sanguíneo cuando se incrementan las temperaturas y provoca un aumento del consumo de agua, debido a una modificación en la presión osmótica del plasma.



(2015/08/20). Estrategias alimentarias para combatir el estrés calórico en pollos (adaptación). El sitio avícola. Extraído el 20 de septiembre de 2015 <http://goo.gl/3dLWd5>



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

TALLER DE REPASO

4. Queremos preparar una disolución de agua salada de 150 mL con una concentración de 30 g/L. ¿Cuánta sal debemos añadir?
5. Un litro de leche de cierta marca tiene una masa de 1032 g, y en su etiqueta indica que contiene un 0,8% en masa de materia grasa. ¿Cuál es la concentración en g/L de la materia grasa?
- **Partes por millón**
6. Si disolvemos 0,21 g de cloruro de sodio (NaCl) en un litro de agua (densidad 1 g/mL). ¿Cuál será su concentración en partes por millón?
7. Tenemos 250 mL de una disolución 235 ppm de oro (Au). ¿Cuántos gramos
- **Porcentaje en masa**
1. **Determina** cuántos gramos de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , están contenidos en 500 g de disolución de esta sustancia al 1,5% en masa.
2. Queremos preparar una disolución de etanol al 60% en volumen. ¿Cuál debe ser el volumen final de la disolución si hemos utilizado 75 mL de etanol? ¿Cuánta agua habría que añadir?
3. La solubilidad de la sal (NaCl), a 20 °C, es de 35,89 g NaCl en 100 g de agua. **Calcula** el porcentaje en masa y la concentración en g/L de una disolución saturada de sal. (Nota: la densidad del agua es de 1 g/mL).
11. ¿Cuántas moles de HNO_3 hay en 35,0 mL de una disolución 2,20 M de ácido nítrico?
12. ¿Cuántos mililitros de CuSO_4 0,387M contiene 1,00 g de soluto?
- **Porcentaje en masa**
13. **Describe** cómo prepararías 400,0 mL de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 0,100 M a partir de 2,00 L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 1,5 M.
14. ¿Cómo prepararías 100 mL de una disolución 0,200 M de AgNO_3 a partir de una solución de AgNO_3 1,4 M?
- **Molalidad**
15. ¿Cuántos gramos de soluto hay en 300 g de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,85 m?
- de oro se disolvieron para formar esta disolución?
8. Si disponemos de una solución de 1 000 ppm de plata disuelta y deseamos preparar 100 mL de una solución de 87 ppm de plata, ¿cómo prepararíamos esta solución?
- **Molaridad**
9. ¿Qué diferencia hay entre 0,50 mol de HCl y HCl 0,50 M?
10. **Supón** que se preparan 500 mL de una disolución 0,10 M de una sal y luego se derrama un poco de la disolución. ¿Qué pasa con la concentración que queda en el recipiente?



INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

16. Si 2,50g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ se disuelve en suficiente agua para formar 300 mL de disolución, ¿qué molalidad tendría la solución si la densidad de la solución es 0,81 g/mL?

17. **Indica** la concentración en molalidad de una solución de 210 mL de H_2SO_4 que se preparó a partir de 25 mL del soluto concentrado. La densidad del soluto es 1,7 g/mL y la de la solución es 0,97 g/mL.

18. Partiendo de sacarosa sólida ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), **describe** como prepararías 125 mL de disolución de sacarosa 0,23 m. La densidad de la solución es 1 g/mL.

• Fracción molar

19. ¿Cuál será la concentración de una solución compuesta por 24% en masa de cloro gaseoso (Cl_2), 39% en masa de nitrógeno gaseoso (N_2) y 37% en masa de oxígeno gaseoso (O_2)? **Expresa** la concentración para cada uno de los gases en fracción molar...

20. ¿Cuál será la fracción molar de 27 g de óxido de silicio (SiO_2) disueltos en 105 g de nitrato de plata (AgNO_3)?

21. **Describe** la concentración en fracción molar para cada uno de los compo-

nentes de la siguiente mezcla gaseosa: cinco moles de dióxido de nitrógeno (NO_2), nueve moles de óxido de nitrógeno (NO), catorce moles de agua (H_2O) y nueve moles de ácido nítrico (HNO_3).

• Propiedades coligativas

22. **Calcula** el punto de congelación y de ebullición de una disolución de 22 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) disueltos en 200 mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). La densidad del solvente es de 0,80 g/mL. El punto de ebullición del etanol es 78,4 °C y tiene un K_b de 1,22 °C/m. El punto de congelación es -114,6 °C y tiene un K_f de 1,99 °C/m.

23. **Calcula** el punto de congelación y de ebullición de una disolución de 15 g de $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ disueltos en 455 g de CHCl_3 . El punto de ebullición del CHCl_3 es 61,2 °C y tiene un K_b de 3,63 °C/m. El punto de congelación es -63,5 °C y tiene un K_f de 4,68 °C/m.

24. La presión osmótica medida de una disolución acuosa 0,010 M de CaCl_2 es de 0,674 atm a 25 °C. **Calcula** el factor de Van 't Hoff (i) de la disolución.

25. **Calcula** la presión osmótica de una disolución que se forma disolviendo 50,0 mg de aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) en 0,250 L de agua a 25 °C.



QUÍMICA DEL CARBONO

ACTIVIDAD DIAGNÓSTICA

Actividad N°1: el carbono ©

1. Busca en la tabla periódica el carbono (C), escribe en tu cuaderno todas sus propiedades periódicas: peso atómico, número atómico, configuración electrónica, números cuánticos, densidad, punto de ebullición, punto de fusión, electronegatividad.
2. Dibuja el átomo del carbono.
3. Comparar los isótopos del carbono indicados en el gráfico anterior, elaborando un cuadro de doble entrada utilizando dos criterios de comparación, potenciando el valor de la responsabilidad.

Realiza la comparación utilizando el cuadro de doble entrada.

ISOTOPOS CRITERIOS	C ₁₂	C ₁₃	C ₁₄
Número de protones			
Número de neutrones			

Actividad 2: el átomo del carbono

El átomo de carbono presenta una gran variedad de formas alotrópicas que tienen diversos usos. Consulta sobre cuatro formas alotrópicas. Luego, contesta las siguientes preguntas y registra la información en la tabla: a) ¿Qué aplicaciones tienen en la industria? b) ¿Cuáles son las características de cada una de ellas?



Forma alotrópica del carbono	Aplicaciones	características



--	--	--

QUÍMICA ORGÁNICA E INORGÁNICA

La **química orgánica** estudia las estructuras y reacciones de los compuestos basados en el carbono y la **química inorgánica** estudia las propiedades de todo el resto de los elementos. En general, la química es el estudio de la composición, estructura y propiedades de las sustancias y de los cambios que estas experimentan durante las reacciones químicas.

Vídeo: https://www.youtube.com/watch?v=wjLP3-IZJnc&ab_channel=Anitateexplica

Esta distinción inicial surge a mediados del siglo XVIII, cuando las sustancias procedentes de las plantas y de los animales eran clasificadas como "orgánicas", mientras que las sustancias derivadas de las piedras y de otros minerales se clasificaban como "inorgánicas".

COMPUESTOS ORGANICOS	COMPUESTOS INORGANICOS
• Formados por elementos como: C, H, O, N, P, S, F, Cl, Br, I y algunos metales. • Siempre contienen carbono. • Los carbonos se pueden unir entre si(concatenación). • Sus reacciones son lentas y complejas. • Son inestables al calor • son solubles en solventes no polares • Generalmente sus peso moleculares son altos • Presentan el fenómeno de isomería • No se ionizan, por lo tanto no conducen corriente eléctrica. • Generalmente tiene puntos de fusión y ebullición bajos. • Se conocen mas de 13 millones de compuestos • Su tipo de enlace primordialmente es covalente(sencillo, doble o triple)	• Todas las posibles combinaciones de los elementos. • Sus reacciones son sencillas y rápidas. • Se disuelven fácilmente en agua. • Algunos átomos como: Si, B, S, Ce, Pb y K, forman cadenas cortas. • Bajos peso moleculares. • Conducen corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa. • Puntos de fusión y ebullición altos. • Se conocen aproximadamente unos 900 000 compuestos. • El enlace que predomina es iónico o metálico. • El fenómeno de isomería es muy raro, pero existe.

<https://compartirmateriales.blogspot.com/2019/11/cuadro-comparativo-de-materia-organica.html>

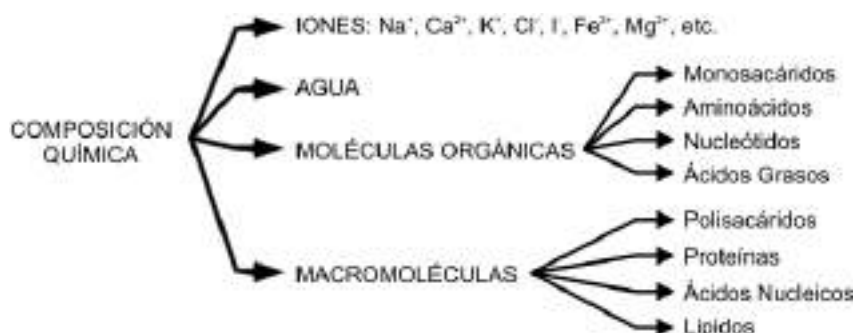
LAS BIOMOLÉCULAS

Las biomoléculas son los compuestos químicos que forman la materia viva. Resultan de la unión de los



bioelementos por enlaces químicos entre los que destacan los de tipo covalente (recuerda los tipos de enlace químico). Se distingue entre: - Biomoléculas inorgánicas: son características de la materia inerte, pero se encuentran también entre los seres vivos. No poseen átomos de carbono o este, si aparece, no forma cadenas con otros carbonos y con hidrógenos. Son el agua, las sales minerales y algunos gases que pueden desprenderse o utilizarse en el transcurso de las reacciones químicas de las células como el oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2).

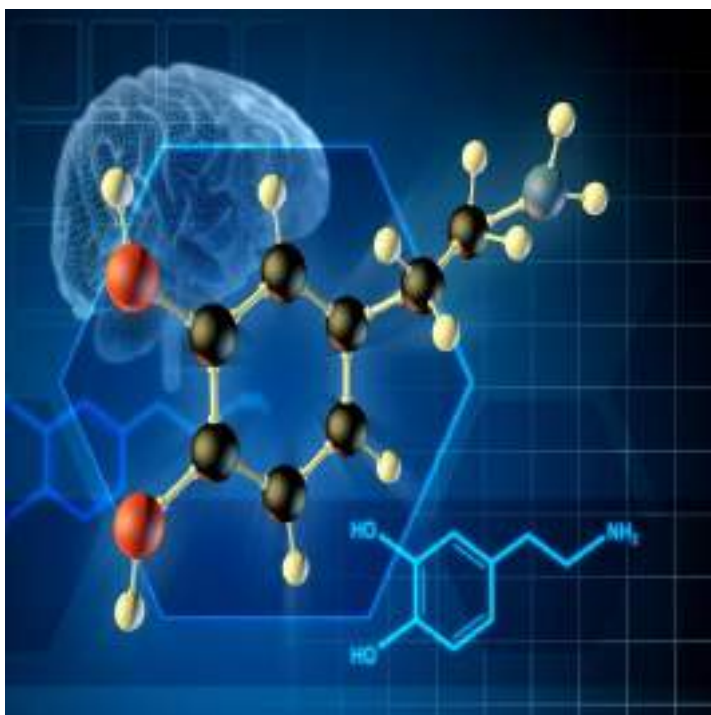
Vídeo: https://www.youtube.com/watch?v=6OZbhpEDESg&ab_channel=ParesdeBases



<https://compartirmateriales.blogspot.com/2019/11/cuadro-comparativo-de-materia-organica.html>

QUÍMICA DEL CARBONO

La química orgánica es la ciencia que estudia la estructura, propiedades físicas, la reactividad y transformación de los compuestos orgánicos. Estas sustancias tienen como su principal constituyente al elemento carbono, el cual posee la propiedad de combinarse consigo mismo y formar cadenas carbonadas estables sean estas lineales o ramificadas, obteniéndose como resultado una gran cantidad de nuevos compuestos. También vimos que los seres vivos estamos formados por moléculas orgánicas, proteínas, ácidos nucleicos, azúcares y grasas. Todos ellos son compuestos cuya base principal





es el carbono.

La química Orgánica está presente en la vida diaria. Estamos

formados y rodeados por compuestos orgánicos. Casi todas las reacciones de la materia viva involucran



compuestos orgánicos. Es imposible comprender la vida, al menos desde el punto de vista físico, sin saber algo sobre química orgánica. El aprendizaje de los hidrocarburos, sustancias sumamente importantes para la industria y el hogar, usadas como: diluyentes, colorantes, tejidos, combustibles (gasolina, diesel, gas para las cocinas, entre otros).

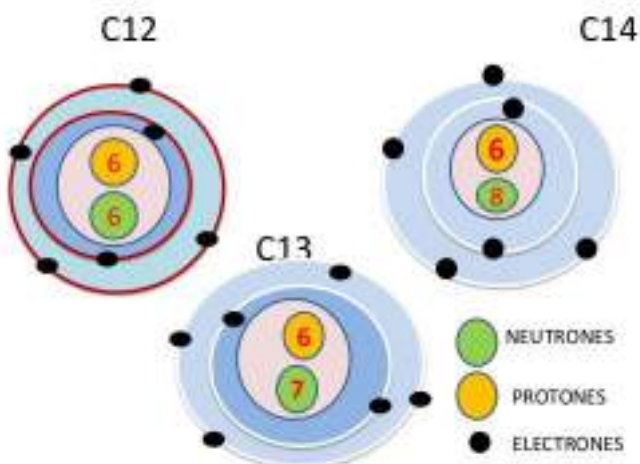
ACTIVIDAD: PROYECTO SOCIO ECONÓMICO Y AMBIENTAL DE LOS HIDROCARBUROS.

¡SOMOS PERIODISTAS!

El proyecto en el cual vamos a trabajar tiene un enfoque investigativo, el cual pretende abordar la temática del petróleo y los hidrocarburos a nivel mundial y el impacto en nuestra cotidianidad. La presentación de la investigación se realizará por medio de un noticiero. Este trabajo se deberá desarrollar en grupos y presentar al finalizar el periodo.

EL CARBONO

El carbono es un elemento sumamente importante e imprescindible. Se trata de uno de los más abundantes en el universo, constituyendo ampliamente las estrellas (donde los ciclos de carbono-nitrógeno explican su inmensa cantidad de energía), el Sol, los cometas y también la atmósfera de la gran mayoría de los planetas.





Actividad N°2

Hay una infinidad de compuestos orgánicos, para su mejor comprensión lo ideal es realizar una clasificación de ellos. En esta actividad deberás realizar un mapa conceptual con la palabras claves que aparecen a continuación.

Hidrocarburos, alcanos, alquenos, alquinos, ciclo alifáticos, cicloalcanos, cicloalquenos, ciclo alquinos, alifáticos, cadena abierta, cadena cerrada.

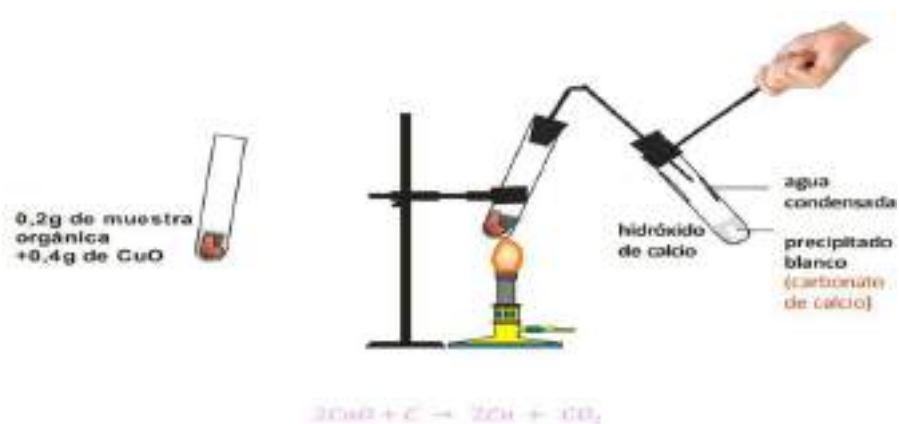
Para repasar lo que se entiende por enlaces sigma y pi, puedes visitar la página de TEV: Hibridación del C. <https://www.youtube.com/watch?v=kZMLdYj9iio>

Actividad N°3:

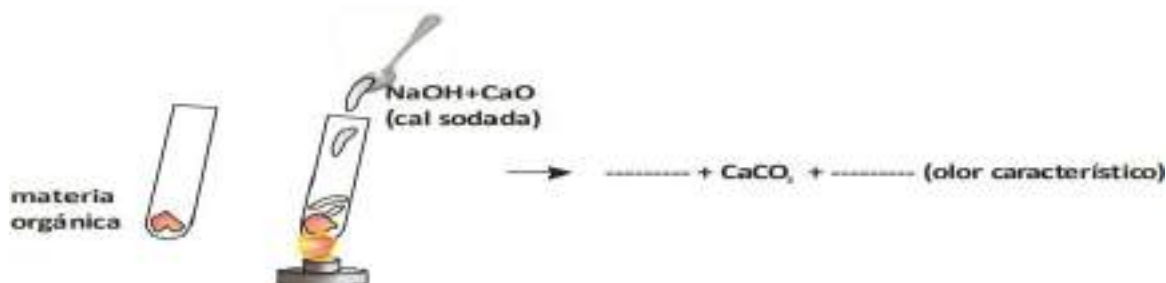
Análisis experimental: determinación de un compuesto orgánico

Análisis orgánico cualitativo:

Describir la reacción química que ocurre en la experiencia representada en el gráfico mediante la observación y análisis del mismo, indicando los elementos que constituyen la materia orgánica, representándola en una ecuación química.



¿Qué tipo de reacción química se presenta? ¿Cuál gas cree que se desprende? ¿A qué se deberá la presencia del color rojizo en el tubo de ensayo?



Análisis orgánico cuantitativo:

¿Cuál crees que es el compuesto orgánico? ¿Además del carbonato de calcio qué otras sustancias habría en los productos?

Para identificar los elementos que forman el compuesto orgánico. Luego se debe determinar la cantidad y el porcentaje de cada uno de ellos en la muestra problema, a este proceso se denomina análisis orgánico cuantitativo. La determinación de las cantidades porcentuales de los elementos nos sirve para determinar la fórmula empírica y molecular de las sustancias orgánicas investigadas. Los elementos carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O) se realiza mediante la combustión de la materia orgánica, en

un aparato apropiado con suministro de oxígeno con una cantidad de óxido de cobre (II), como en el ejemplo indicado anteriormente, obteniendo como productos de la combustión CO_2 y H_2O .

Ejemplo: Se queman 0,25g de una sustancia orgánica, y se obtuvieron 0,568g de CO_2 y 0,232g de agua. Para calcular la fórmula empírica del compuesto.

S. orgánica	0,25g
CO_2	0,568g
H_2O	0,232g
44gCO_2	12g C
0,568g	$x = \frac{0,568 \cdot 12}{44} = 0,155\text{gC}$
$18\text{gH}_2\text{O}$	2g H
0,232g	$x = \frac{0,232 \cdot 2}{18} = 0,026\text{gH}$
para el oxígeno lo obtenemos por diferencia	
O	

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,155}{12} = 0,0129$$
$$\text{H} \rightarrow \frac{0,026}{1} = 0,026$$
$$\text{O} \rightarrow \frac{0,069}{16} = 0,0043$$

(los resultados obtenidos en el paso anterior dividimos para cada uno por el menor)

Por lo tanto la fórmula empírica del compuesto orgánico es $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$



Ejercicio práctico:

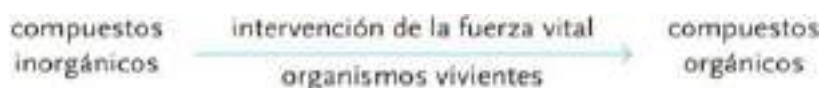
1. Uno de los compuestos que dan olor a muchos productos lácteos, es una cetona. La combustión de 3,0g de este compuesto orgánico produjo 8,10g de CO₂ y 3,33g de H₂O. el compuesto está formado únicamente por C,H y O. obtener su fórmula empírica.
2. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar 8g de la sustancia se obtiene 15,6g de CO₂ y 8g de H₂O. La masa molecular de la sustancia es 90. Calcular a) su fórmula empírica,y b) su fórmula molecular.

Nota. Para calcular la fórmula molecular, dividimos la masa molecular de la sustancia para la masa molecular de la fórmula empírica, y este número obtenido se multiplicará por los subíndices de la fórmula empírica o mínima.

ACTIVIDADES DE DESARROLLO.

Un poco de historia

Antes de 1928 se consideraba que solo los seres vivos producir sustancias orgánicas por la acción de una extraña “fuerza vital”. En 1928 el químico alemán Friedrich Wohler obtuvo en el laboratorio urea, sustancia que forma parte de la orina, a partir de una sustancia inorgánica como es el cianato de amonio; terminando de esta manera la teoría del vitalismo, y comprobándose que la materia orgánica puede ser sintetizada en el laboratorio.

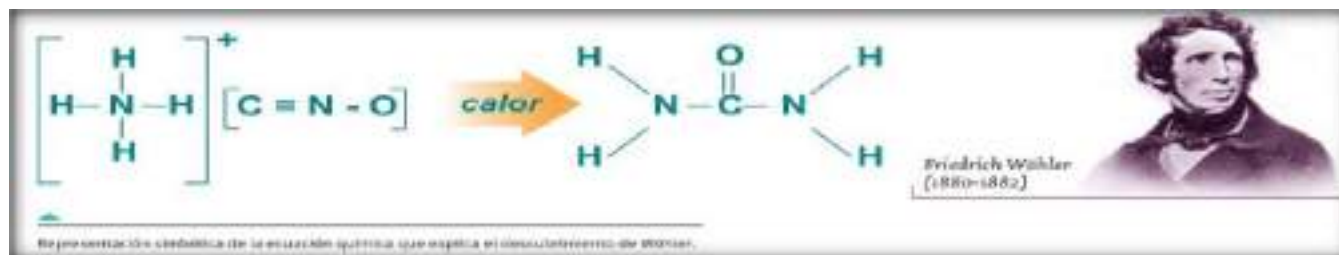


Debido a los estudios de Friedrich Wöhler (1800 -1882), químico alemán ayudante de Berzelius, esta teoría fue desechada, puesto que, experimentando en el laboratorio con una sustancia inorgánica conocida como cianato de amonio (NH₄CNO) observó que esta tenía la misma composición que la urea extraída de la orina de un perro. Antes de los aportes de Wöhler, los químicos creían que para sintetizar sustancias orgánicas era imprescindible la intervención de la fuerza vital.





El experimento de Wöhler rompió la barrera entre el conocimiento de las sustancias orgánicas e inorgánicas. Los químicos consideran hoy compuestos orgánicos a aquellos que contienen carbono en su estructura, además de otros elementos (que pueden ser uno o más), entre los cuales los más comunes son: hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y los halógenos. En la actualidad, la química orgánica se la llama también química del carbono.



EL BENCENO

Hidrocarburos aromáticos “... y la serpiente se convirtió en benceno....”

Retomemos la clasificación de los hidrocarburos de acuerdo con su forma geométrica. El benceno es aislado del gas del alumbrado por Faraday en 1825, que determinó su fórmula empírica como CH. Nueve años más tarde, en 1834 Mitscherlich determina su fórmula molecular C₆H₆, que parece violar la tetravalencia del carbono. ¿Cómo era esto posible? Varias fueron las formulaciones que se dieron desde el siglo XIX pero ninguna era capaz de explicar sus propiedades físicas y químicas. Dichas formulaciones, entre otras, fueron: Ninguna de estas formulaciones explicaba por sí sola el problema detectado. No fue sino hasta 1865, cuando el químico alemán, Kekule von Stadonitz (1829-1886) propuso una estructura ciclohexatriénica en equilibrio consigo misma.

Pero el benceno es una molécula hexagonal completamente simétrica. ¿Cómo explicarlo entonces? La propuesta de Kekulé sería descrita creativamente en su libro “Tratado de Química Orgánica” publicado en 1861. Cuenta la historia de la ciencia, que Kekulé estaba tan preocupado por la estructura molecular del benceno, que soñó con dicha molécula, a la que vio como una cadena lineal igual a una serpiente que de pronto



se cerraba sobre sí misma como si se mordiera la cola. El sueño le dio la idea de que la molécula del benceno debía estar formada por 6 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno. Inspirado en su sueño, propuso la fórmula estructural para el benceno. Hasta antes del sueño de Kekulé, los hidrocarburos se representaban sólo mediante cadenas lineales de átomos de carbono. Ahora pueden representarse de manera más consistente y apegada a la estructura real de los compuestos, mediante fórmulas estructurales y



circulares. El sueño de Kekulé sería un anticipo maravilloso y clave para la comprensión de las más complejas interpretaciones de la química orgánica moderna. Los compuestos que contienen, por lo general, anillos cerrados de átomos de carbono, se llaman hidrocarburos aromáticos. Originalmente el término estaba restringido a un producto del alquitrán mineral, el benceno, y a sus derivados, pero actualmente incluye casi la mitad de todos los compuestos orgánicos. Antiguamente, el alquitrán de hulla era la única fuente para la obtención de hidrocarburos aromáticos. Sin embargo, durante la Segunda Guerra Mundial, Alemania se enfrentó al corte de los suministros de las fuentes de petróleo y de gas natural. Debido a ello su industria química creció enormemente pues al no disponer de petróleo, tuvo que desarrollar sus procesos a partir de etino (acetileno).



Historia del Benceno Múltiples

estructuras propuestas para el benceno. Se aceptó que la que más correspondía con las propiedades de este compuesto era una estructura resonante en la que se deslocalizan los enlaces dobles presentes en el anillo.

Para complementar la información anterior

Historia del benceno

<https://www.youtube.com/watch?v=zWcJQqlsQgg>

El sueño del benceno

<https://www.youtube.com/watch?v=xXM7b2a3XEA>

Actividad de reflexión

1. ¿Por qué piensas que la Comunidad Científica le creyó a Kekulé su sueño?
2. ¿Qué factores conspiraron para que la Comunidad de Pensadores no le creyera a Demócrito y tampoco a Avogadro? Redacta brevemente tus ideas y opina acerca del desarrollo de la creatividad y de la imaginación en la construcción del conocimiento científico.
3. ¿Qué vinculaciones estratégicas tuvo para la primera mitad del siglo XX la industria química con el nuevo orden geopolítico del mundo?



¿Quién es el benceno?

El benceno es comúnmente conocido como un hidrocarburo líquido incoloro, de aroma dulce y sabor ligeramente amargo, similar al de la hiel, de esta forma fue descubierto por Michael Faraday en 1825. Se evapora al aire rápidamente, es poco soluble en agua y es sumamente inflamable. Debido a su olor característico, al benceno y a sus derivados se les llama compuestos aromáticos. El benceno se puede presentar en los tres principales estados de agregación dependiendo de la condiciones de temperatura y presión. El benceno es una sustancia que se forma tanto en procesos naturales como en actividades humanas. Tiene un gran volumen de producción mundial debido a la enorme gama de aplicaciones y usos en la sociedad, en la vida diaria en general de las personas (aditivos alimentarios, fragancias, medicamentos, jabones, cosméticos, elementos decorativos) y en las industrias es usado como tal o como intermediario en la producción de múltiples y variados productos fabricados tecnológicamente en serie.

El benceno se obtiene del petróleo mediante reformación catalítica, desalquilación, deshidrogenación y ciclización. Pero también se puede conseguir por aromatización de hidrocarburos parafínicos. Los usos del benceno incluyen una gran variedad de reacciones para generar intermediarios como anhídrido maleico (para obtener poliésteres); ciclohexano y a partir de él, ácido adípico (para la elaboración nylon-66 y otras poliamidas); anilina, la cual es muy utilizada en la fabricación de colorantes; derivados clorados utilizados en la industria de pesticidas; estireno, cumeno y otros intermediarios para la elaboración de detergentes, explosivos y fármacos, entre otros. Es buen disolvente de lacas, barnices, ceras, resinas, plásticos, hules y aceites. También, es utilizado como aditivo de la gasolina. Sin embargo, debido a su gran toxicidad, en la actualidad, solo se utiliza cuando no existe un sustituto adecuado.

Propiedades físicas y químicas del benceno:

Punto de

ebullición: 80.1°C

Punto de fusión:

5.5 °C

Densidad (g/ml): 0.8789 (20 °C) y 0.8736 (25

°C).

Niveles de explosividad (% en volumen en el aire): 1.3- 7.9 %

Densidad del vapor (aire = 1): 2.7

Presión de vapor (a 26 °C): 100 mm

de Hg Temperatura de

autoignición: 560 °C

Tensión superficial (25 °C): 28.2 mN/m

Viscosidad absoluta (25 °C): 0.601 cP Calor

de formación: 83.93 KJ/mol (gas) y 49.08

KJ/mol (líquido) Calor de combustión:

3.2676 X 10³ KJ/mol Calor de fusión: 9.866

KJ/mol Calor de vaporización (25 °C):

33.899 KJ/mol Solubilidad: soluble en 1430

partes de agua o 1780 mg/ml (a 20 °C),

miscible en etanol, cloroformo, éter,

disulfuro de carbono, tetracloruro de

carbono, ácido acético glacial, acetona y

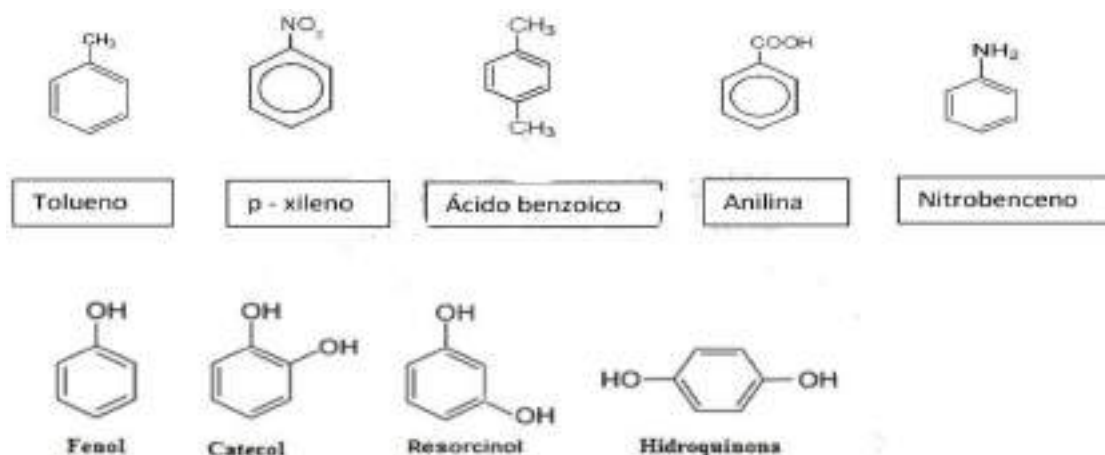
aceites.



Es el hidrocarburo aromático más importante y se ha comprobado que forma parte del humo del tabaco (la concentración en espacios cerrados puede ser alta, y por lo tanto peligrosa), además en los productos de la combustión de la gasolina y en las emisiones de la mayoría de los procesos industriales. La contaminación de benceno en los seres humanos puede producirse por medio de la respiración, por contacto con la piel, al comer y beber alimentos contaminados con este producto, que entran a nuestro cuerpo por la boca; en la actualidad no se recomienda su uso ya que se ha determinado clínicamente que es una sustancia altamente cancerígena, pero al ser la principal materia prima para obtener resinas, plásticos, gomas, lubricantes entre otros, su

utilización se realiza sobre todo en Estados Unidos es grande, país productor y descubridor de nuevas sustancias orgánicas.

Del benceno se derivan otros hidrocarburos de este tipo entre los que se encuentran: el tolueno, 77 el orto-xileno, el meta-xileno y el para-xileno y otros de la familia de los “indeseables” fenoles (benceno con hidroxilo) y sus metabolitos.



También son derivados bencénicos los llamados polinucleicos o poliaromáticos como el naftaleno, el fenantreno, antraceno y el pireno.

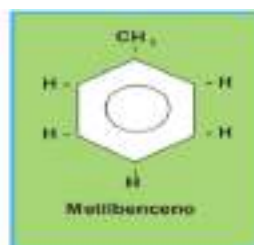
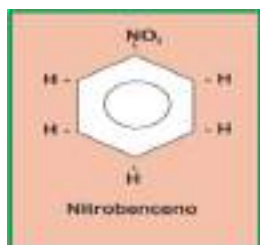


Nomenclatura derivados del benceno



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

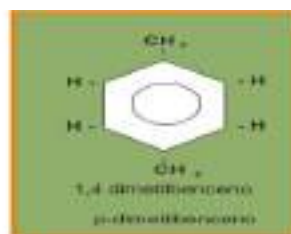
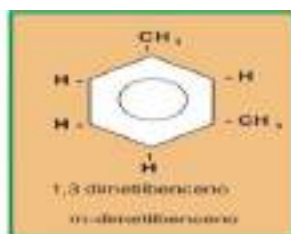
Se nombran agregando el nombre del elemento o compuesto que sustituye el hidrógeno a la palabra benceno para formar el nombre. Como todas las posiciones del anillo bencénico son semejantes no se necesita especificar el número del carbono para ubicar al sustituyente



http://www.qorganica.es/QOT/T6/nomenclatura_aromaticos_exported/index.html

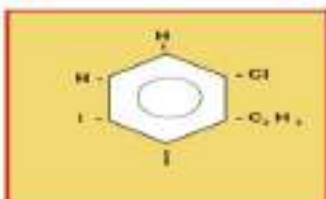
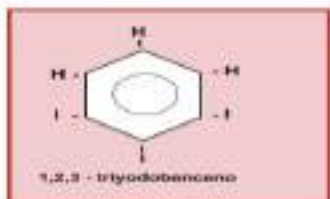
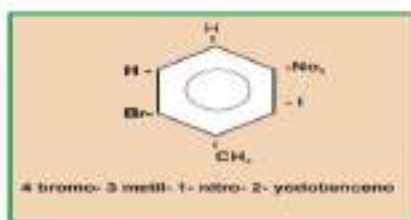
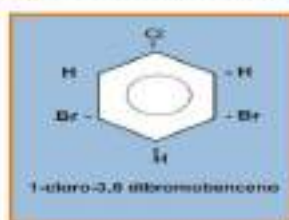
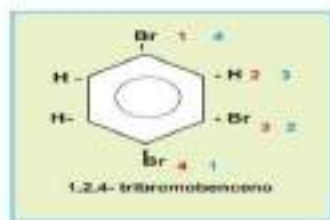
<http://organica1.org/nomencla/nomen8.htm>

Derivados del benceno disustituídos



También se puede utilizar la siguiente nomenclatura para nombrar las posiciones de los carbonos: Orto (o) para las posiciones 1,2 Meta (m) para las posiciones 1,3 Para (p) para las posiciones 1,4 Derivados tri y tetrasustituídos.

POLI DERIVADOS DEL BENCENO



Para determinar las posiciones de los carbonos que tienen los radicales que primero se van a nombrar, se debe escoger las posiciones cuya suma sea la menor, así:

Si numeramos desde el bromo 1, la suma será: $1+3+4 = 8$



Si numeramos desde el bromo 1, la suma será: $1+2+4 = 7$

Por lo tanto numeraremos desde la posición 1.

Los nombres de los compuestos serán:

1,2,4 trinitrobenceno

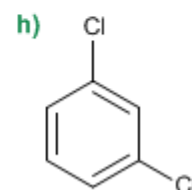
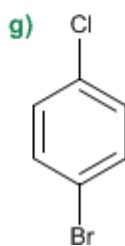
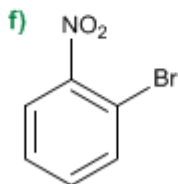
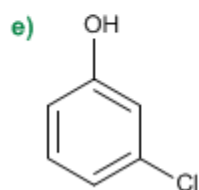
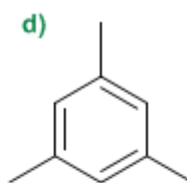
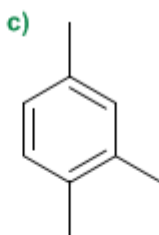
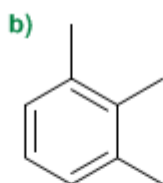
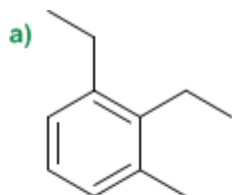
1-cloro-3,5 dibromobenceno

4 bromo-3metil-1, nitro-2 yodobenceno

1,2,3- triyodobenceno

EJERCICIOS PRÁCTICOS

1. Nombrar los siguientes compuestos





2. Formular los siguientes compuestos

- a) 1-Etil-3-metilbenceno
- b) p-Dimetilbenceno
- c) 1-Butil-3-etilbenceno
- d) o-Cloronitrobenceno
- e) m-Bromoclorobenceno
- f) p-Diisopropilbenceno
- g) 1-tert-Butil-4-metilbenceno
- h) o-Alilvinilbenceno
- i) m-Etilpropilbenceno
- j) 2-Etil-1,4-dimetilbenceno
- k) 4,5-Difenil-1-octeno
- l) 2-Fenil-4-metilhexeno
- m) 1-(metiletil)-4-(2-metilpropil)benceno
- n) 6-Fenil-3-metilhexa-1,4-dieno
- o) cis-1-Fenil-1-buteno
- p) trans-2-Fenil-2-buteno
- q) 7-Etil-4,5-difenildec-5-en-1-ino
- r) m-Diciclohexilbenceno
- s) p-Ciclobutilciclobutilbenceno
- t) 3-(1,1-Difeniletil)-3-metilhex-1-en-5-ino.

3. Realizar los ejercicios que aparecen propuestos en los siguientes enlaces:

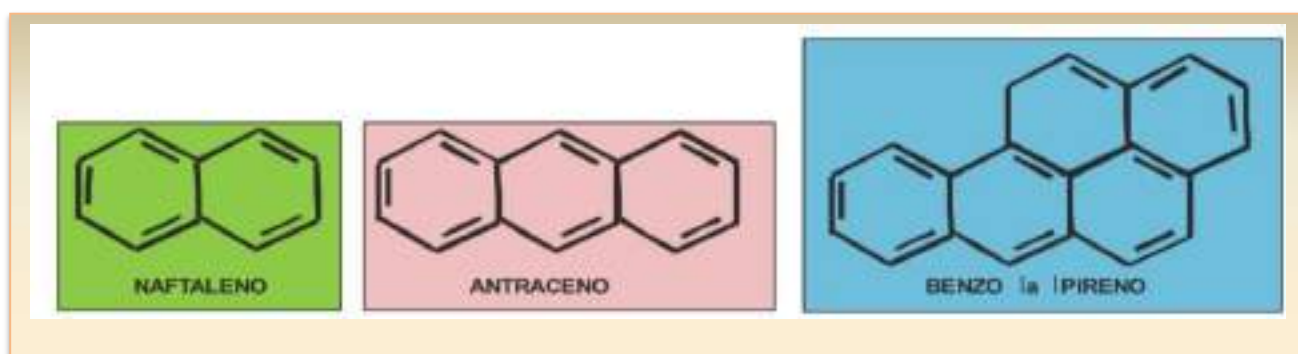
https://www.alonsoformula.com/organica/aromaticosexercicio_1.htm <http://www.100ciaquimica.net/fororg/ejer/hidro10.htm>

Derivados policíclicos

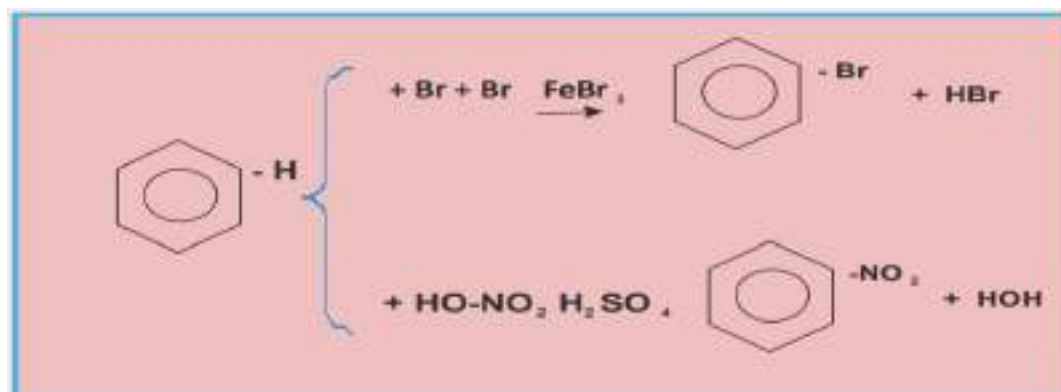
Son sustancias formadas por la fusión de 2 o más anillos bencénicos, y no contienen ningún otro sustituyente. Se forman especialmente en la combustión incompleta de la materia orgánica y en varios procesos industriales. La presencia de hidrocarburos aromáticos policíclicos en los alimentos se debe a



una contaminación ambiental o bien a una contaminación originada por los tratamientos térmicos a los que se somete el alimento durante su elaboración. Algunos de estos hidrocarburos son considerados como cancerígenos, mutágenos y teratógenos. Se los ha encontrado en el humo del tabaco, por lo que los fumadores se encuentran en peligro de contraer cáncer. Cancerígeno. Es un agente físico o químico capaz de producir cáncer. Mutágeno. Es un agente físico, químico o biológico que puede producir una mutación (cambio) en la información genética. Teratógeno. Son sustancias que pueden inducir o aumentar la incidencia de las malformaciones congénitas.(seres con dos cabezas, sin brazos,etc.)



Reacciones de sustitución



Funciones químicas oxigenadas y nitrogenadas

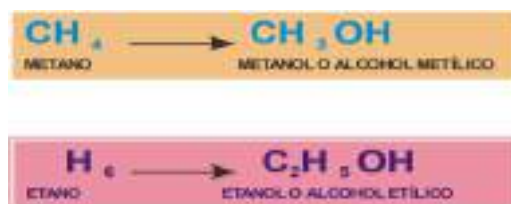
Los alcoholes son compuestos orgánicos que poseen uno, dos o tres grupos hidroxilo (OH) unidos mediante enlace covalente a una cadena carbonada con enlaces simples; por lo tanto, el grupo OH está unido a un carbono mediante hibridación sp^3 . Si un grupo hidroxilo está unido a uno de los átomos de carbono de un doble enlace se conocen como enoles, y los compuestos que contienen un grupo hidróxilo



unido a un anillo de benceno se llaman fenoles con propiedades físico químicas completamente diferentes.



A los alcoholes se los considera como derivados de los hidrocarburos por sustitución de uno a tres hidrógenos por grupos hidroxilo. Si sustituimos en el metano (CH_4) un hidrógeno por un radical OH, tendríamos:



En el bloque tres se realiza el estudio de las funciones químicas oxigenadas y nitrogenadas, que se consideran importantes en el estudio de la química orgánica, presentando temas como: nomenclatura, propiedades físicas y químicas y usos de las sustancias oxigenadas y nitrogenadas, que mostrarán al estudiante la importancia del conocimiento de estos temas.

ALCOHOL	ESTRUCTURA	EJEMPLO
ALCOHOL PRIMARIO	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$
ALCOHOL SECUNDARIO	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$
ALCOHOL TERCIARIO	$\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{R} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$

Cuando un grupo se encuentra unido directamente a un anillo aromático, los compuestos formados se



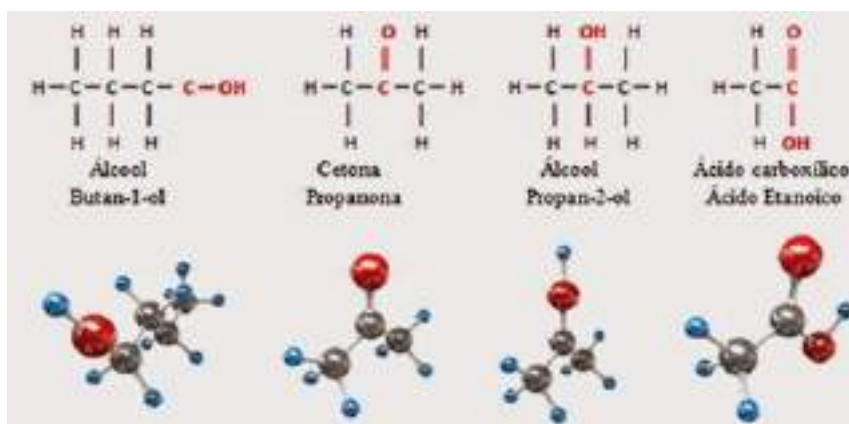
INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



llaman fenoles y sus propiedades químicas son muy diferentes.

COMPUESTOS OXIGENADOS			
Nombre de la función	Grupo funcional y fórmula general	Ejemplo	
Alcoholes	$R-CH_2OH$	CH_3-CH_2-OH	Etanol
Fenoles	$Ar-OH$	Fenol	
Éteres	$R-O-R'$	$CH_3-O-CH_2-CH_3$	Metoxietano
Aldehídos	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-CH_2-C-H \end{array}$	Propanal
Cetonas	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-CH_3 \end{array}$	Propanona
Ácidos	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-CH_2-C-OH \end{array}$	Ácido propanoico
Ésteres (y sales)	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-O-R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-O-CH_3 \end{array}$	Etanoato de metilo



Nomenclatura de los compuestos oxigenados

En los siguientes enlaces se puede encontrar la explicación de los compuestos oxigenados.

Alcoholes: <https://www.youtube.com/watch?v=1FNnZrMS1II>

Aldehídos: <https://www.youtube.com/watch?v=w8IZJvJUAJ8>

Éteres: <https://www.youtube.com/watch?v=Y1HzrXi2JNY>

Ésteres: <https://www.youtube.com/watch?v=okSafWREf8>

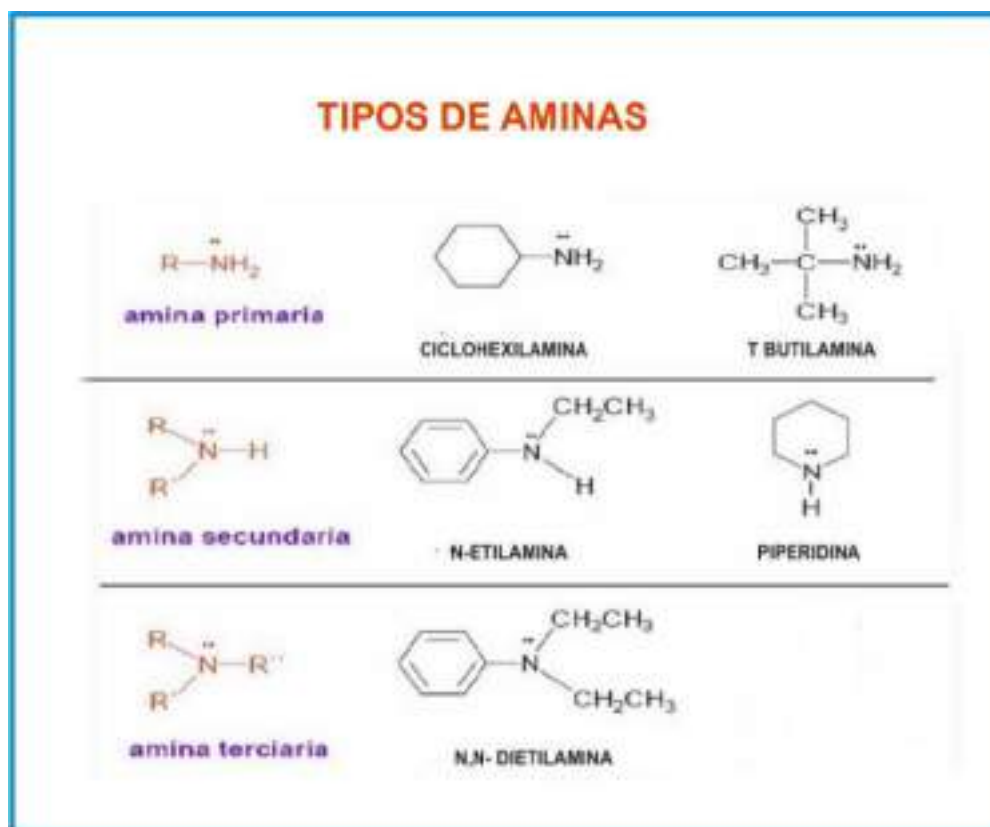
**INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES**

Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



COMPUESTOS NITROGENADOS.		
Nombre de la función	Grupo funcional y fórmula general	Ejemplo
Aminas	$R-NH_2$	$CH_3-CH_2-NH_2$ Etilamina
Amidas	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-NH_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-CH_2-C-NH_2 \end{array}$ Propanamida
Nitrilos	$R-C \equiv N$	$CH_3-CH_2-C \equiv N$ Propanonitrilo
Nitrocompuestos	$R-NO_2$	$CH_3-CH_2-NO_2$ Nitroetano

Los compuestos nitrogenados están formados por las funciones orgánicas: aminas, amidas, nitrilos



Compuestos nitrogenadas

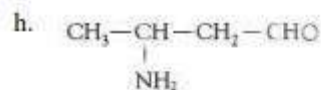
Aminas: <https://www.youtube.com/watch?v=9W4qdZQ3-gs>

Amidas: <https://www.youtube.com/watch?v=fMwpZS5RBAY>

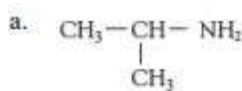
Formular y/o nombrar las siguientes funciones nitrogenadas:



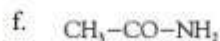
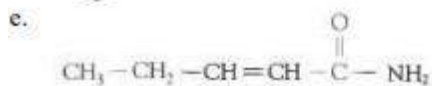
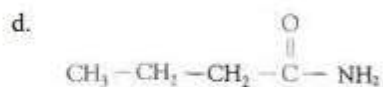
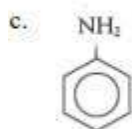
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

g. 3-metil-2,4-pentanodiamina
(3-metilpentano-2,4-diamina).i. $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$

j. Ácido 2-amino-3-hidroxibutanoico

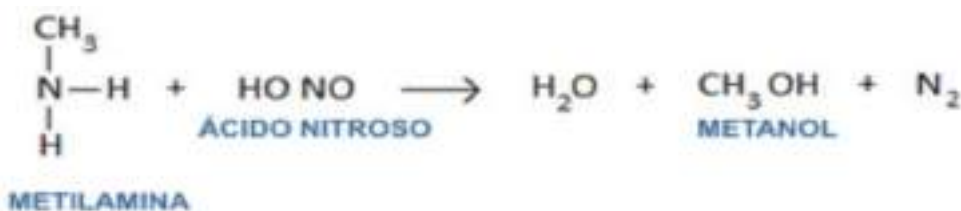
l. $\text{N} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ 

b. Penta-1,4-diamina

**Reacción de diferenciación de las aminas**

Las aminas 1°, 2° y 3° pueden reaccionar con el ácido nitroso. Esta reacción se aprovecha para poder distinguirlas.

Aminas primarias



Aminas secundarias



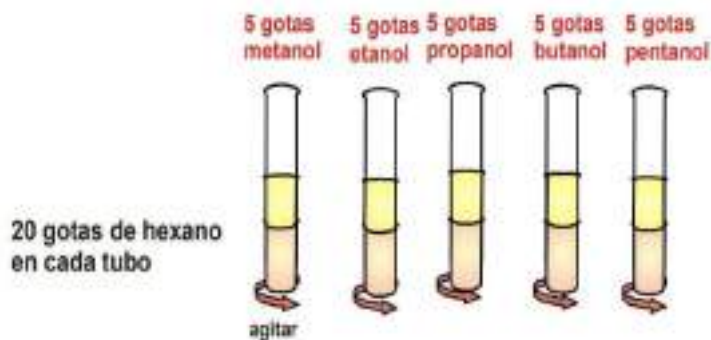
Aminas terciarias Estas no reaccionan ante el ácido nitroso. Estas tres reacciones permiten diferenciar a las aminas 1°, 2° y 3°.



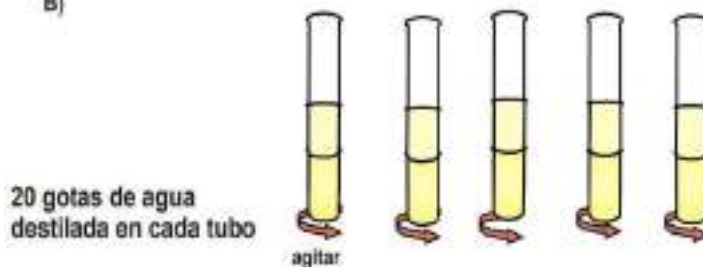
ACTIVIDAD DE PROFUNDIZACIÓN

Análisis experimental

A)



B)



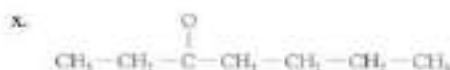
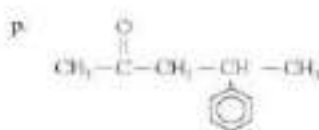
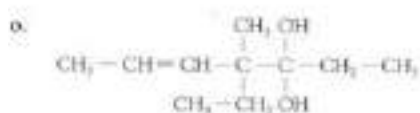
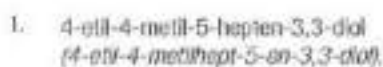
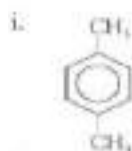
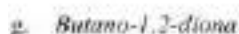
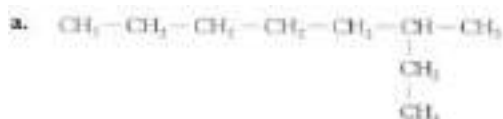
1. Elaborar conclusiones sobre el grado de solubilidad de los alcoholes, tomando en consideración la masa molecular, desde la observación y análisis de la experiencia expresada en los gráficos anteriores, potenciando el trabajo colaborativo.
2. Comparar las características físicas y químicas de aldehídos y cetonas, a partir de la lectura de la información entregada por el docente, elaborando un cuadro comparativo, potenciando el valor de la responsabilidad.
3. Exponer correctamente las ideas propias y de manera científica ante sus compañeros, el efecto del consumo de metanol, mediante la lectura y análisis de un artículo de Internet o un libro, potenciando la confianza en sí mismo.
4. Comparar la nomenclatura de las aminas y amidas, mediante la elaboración de un cuadro de doble entrada utilizando, potenciando el trabajo bien elaborado. Indagar sobre la formación de los ésteres mediante el análisis de información de libros, Internet de la reacción química entre los ácidos orgánicos con los alcoholes, escribiendo la respectiva ecuación química.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

ACTIVIDADES DE APOYO

1. Explicar las propiedades químicas de las amidas, mediante la elaboración de una presentación en PowerPoint, potenciando la puntualidad en la entrega.
2. Proponer un proyecto de investigación con relación a los efectos del alcohol y las drogas psicoactivas en el organismo.
3. Formular y/o nombrar los siguientes compuestos:





LABORATORIOS

En los siguientes enlaces encontrarás una serie de laboratorios para realizar de manera virtual. Estos serán llevados en cualquier momento del periodo y deberá estar atento a la indicación del docente.

1. ANÁLISIS DE ALIMENTOS

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/An%C3%A1lisis%20de%20alimentos>

Busca información en Internet de cómo se detectan en alimentos la presencia de almidón y otros glúcidos.

¿Cómo se detecta la presencia de proteínas en un alimento?

¿Cómo se detecta la presencia de grasas en un alimento?

2. CINÉTICA QUÍMICA

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/cin%C3%A9tica%20qu%C3%ADmica>

OBJETIVOS

- 1 - Determinar experimentalmente la cinética de la reacción $A + B \rightarrow C$
- 2 - Determinar el orden parcial respecto de los reactivos A y B
- 3 - Estudiar la variación de la velocidad de reacción con la temperatura
- 4 - Determinar el valor de la energía de activación y del factor de frecuencia

FUNDAMENTO TEÓRICO

Para realizar el estudio teórico sobre Cinética Química se pueden visitar los siguientes enlaces:

· <http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/cinetica2.pdf>

· <http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/cinetica.pdf>

· http://es.wikipedia.org/wiki/Cin%C3%A9tica_qu%C3%ADmica

3. EQUILIBRIO QUÍMICO Y TÉRMICO

OBJETIVOS

- 1- Estudiar procesos de transferencia de calor



2- Aplicar el principio de conservación de la energía

3- Determinar la temperatura final de una mezcla

FUNDAMENTO TEÓRICO

Puedes obtener información sobre el equilibrio térmico en las siguientes direcciones:

http://es.wikipedia.org/wiki/Equilibrio_t%C3%A9rmico

http://www.profesorenlinea.cl/fisica/Calor_Equilibrio_termico.html

4. LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

-OBJETIVOS

1- Comprender el significado de la constante de equilibrio.

2- Realizar cálculos sobre el equilibrio químico.

-FUNDAMENTO TEÓRICO

Puede obtener información sobre la constante de equilibrio en los siguientes enlaces:

<https://youtu.be/4q0jFY4vzAo>

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-equilibrium/equilibrium-constant/a/the-equilibrium-constant-k>

5. CURVA DE CALENTAMIENTO:

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Curva%20de%20calentamiento>.

-OBJETIVOS

1- Determinar experimentalmente las curvas de calentamiento de diferentes sustancias.

2- Determinar los puntos de fusión y de ebullición de diferentes sustancias.

3- Estudiar algunos factores que intervienen en el calentamiento de una sustancia.

4- Calcular los calores específicos de diversas sustancias.

5- Determinar calores latentes de fusión y de ebullición.



-FUNDAMENTOS TEÓRICOS

Puedes encontrar información sobre este tema en las siguientes direcciones:

<http://www.bioygeo.info/HeatingCurve.htm>

<http://es.slideshare.net/lucia2793/curvas-de-calentamiento>

6. pH METRO

-OBJETIVOS

- 1- Determinar el pH de diferentes disoluciones
- 2- Calcular constantes de acidez de basicidad y de hidrólisis.
- 3- Estudiar como varía el grado de disociación con la concentración

- FUNDAMENTO TEÓRICO

Para realizar un estudio teórico de este tema te proponemos el siguiente enlace:

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/acidosybases.pdf>

7. VALORACIÓN ÁCIDO-BASE

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/valoraci%C3%B3n%20%C3%A1cido-base>

- OBJETIVOS

- 1- Conocer el material necesario y su uso en la técnica de valoración ácido-base
- 2- Adiestrarse en la técnica de valoración ácido-base.
- 3- Realizar cálculos estequiométricos

- FUNDAMENTO TEÓRICO

Puedes encontrar información sobre la valoración ácido-base en las siguientes direcciones:

<http://quimica.laguia2000.com/reacciones-quimicas/volumetria-acido-base>

http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4858/html/1/1_volumetrias_cidobase.html



<http://www.quimitube.com/videos/teoria-9-reacciones-neutralizacion>

8. VARIACIÓN DE LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA CON LA ALTURA

- OBJETIVOS

1- Estudiar la variación de la presión atmosférica con la altitud

2- Usar el barómetro analógico.

2- FUNDAMENTO TEÓRICO

Puedes encontrar información en la siguientes páginas:

<http://www.atmosfera.cl/HTML/temas/estructura/estructura2.htm>

http://es.wikipedia.org/wiki/Presi%C3%B3n_atmosf%C3%A9rica

BIBLIOGRAFÍA

Chang R. Química. Editorial Mc Graw Hill. México.1992. Primera edición en español. Whitten K. Gailey R. y Davis R. Química General. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Segunda edición en español.

Morrison, R. T., & Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson educación.

Pine, S. H., Mendoza Sans, J., & Pericas Brondo, M. (1988). *Química orgánica*.

Vollhardt, K. P. C., & Schore, N. E. (2007).

BIBLIOGRAFÍA

Chang R. Química. Editorial Mc Graw Hill. México.1992. Primera edición en español. Whitten K. Gailey R. y Davis R. Química General. Editorial Mc Graw Hill. México. 1992. Segunda edición en español.

Morrison, R. T., & Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson educación.

Pine, S. H., Mendoza Sans, J., & Pericas Brondo, M. (1988). *Química orgánica*.

Vollhardt, K. P. C., & Schore, N. E. (2007). *Química orgánica: estructura y función* (No. 547). Omeg

https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librotexto/Texto_quimica_2_BGU.pdf