

**CIENCIAS NATURALES _QUÍMICA****REACCIONES QUÍMICAS****GRADO: UNDÉCIMO****PERIODO: DOS****AÑO:2025****FRANQUELINA RIVERA CORREA****INTRODUCCIÓN****OBJETIVOS****CONTENIDO****INDICADORES
DE DESMPÑO****EVALUACIÓN****INTRODUCCIÓN**

En esta guía didáctica se estudiará las reacciones químicas, sus características y su clasificación con ejemplos ilustrativos. Se espera que los estudiantes logren comprender que las reacciones químicas son procesos fundamentales en la vida cotidiana, desde la digestión de los alimentos en nuestro cuerpo hasta la fabricación de productos en la industria, las reacciones químicas están en todas partes. Además, son la base de muchos fenómenos naturales, como la fotosíntesis en las plantas y la combustión de combustibles. También se estudiará las soluciones químicas, enfatizando 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.

Es importante considerar que la guía aborda diversas aplicaciones tecnológicas existentes en diferentes contextos que, a la vez, contribuyen a satisfacer las necesidades humanas.

OBJETIVOS**OBJETIVO GENERAL**

Que el estudiante desarrolle un pensamiento científico que le permita contar con una teoría integral del mundo natural dentro del contexto de un proceso de desarrollo humano integral, equitativo y sostenible que le proporcione una concepción de sí mismo y de sus relaciones con la sociedad y la naturaleza armónica con la preservación de la vida en el planeta.

OBJETIVOS ESPECIFICOS

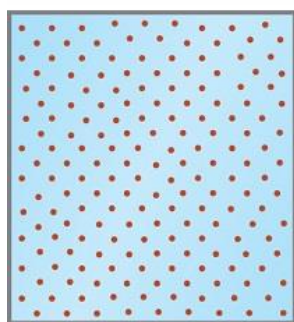
- Desarrollar y sustentar los proyectos de investigación que



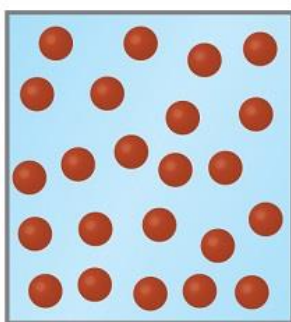
	contribuyen a mejorar la calidad de vida y la conservación del medio ambiente. ▪ Identificar y describir las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía. ▪ Describir los mecanismos básicos de la liberación y almacenamiento de energía
CONTENIDO	❖ Entorno químico Soluciones y unidades de concentración Solubilidad Principios de equilibrio químico y acido-base Gases y leyes. ❖ Entorno biológico Leyes de la termodinámica Flujo de energía y ecosistemas Ciclos biogeoquímicos (Química)
INDICADORES DE DESEMPEÑO	• Explica relaciones cuantitativas y cualitativas de las reacciones aplicando cálculos estequiométricos en los cambios químicos. • Analiza que leyes de la termodinámica inciden en los procesos biológicos tales como la fotosíntesis, la cadena alimenticia, ciclos biogeoquímicos. • Identifica de los factores que afectan la velocidad de una reacción. • Comprueba de manera experimental hipótesis planteadas sobre el equilibrio químico.
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
ACTIVIDAD N°1: CONCEPTOS PREVIOS.

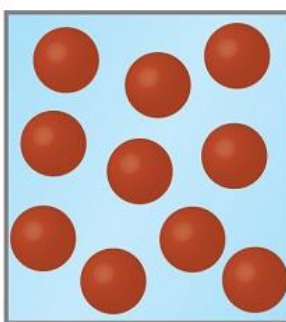
Socializa en clase las siguientes situaciones describiendo cada imagen y planteando otros ejemplos que pudieran reemplazar cada situación.



(a)



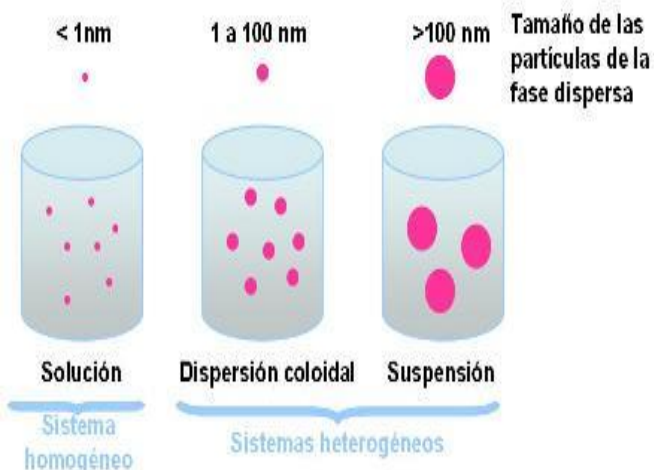
(b)



(c)

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



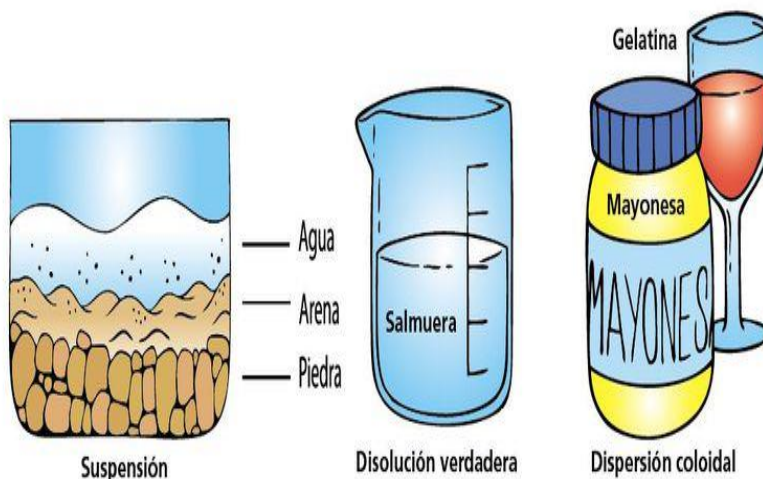
de las partículas dispersas en el medio dispersante, podemos clasificar las dispersiones en tres categorías: Suspensiones, Coloides y Soluciones.

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.

<https://www.youtube.com/watch?v=9owEfiDh4DI>

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 nm, pero mayor que 1 nm. 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

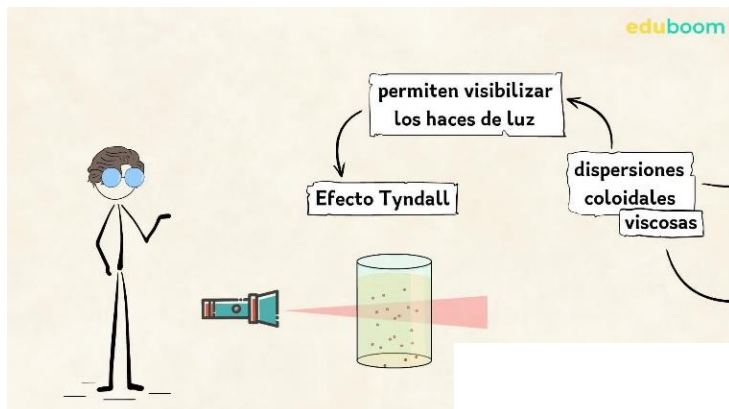
PROPIEDADES DE LOS COLOIDES



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.

<https://www.youtube.com/watch?v=URIt9rLFDw>



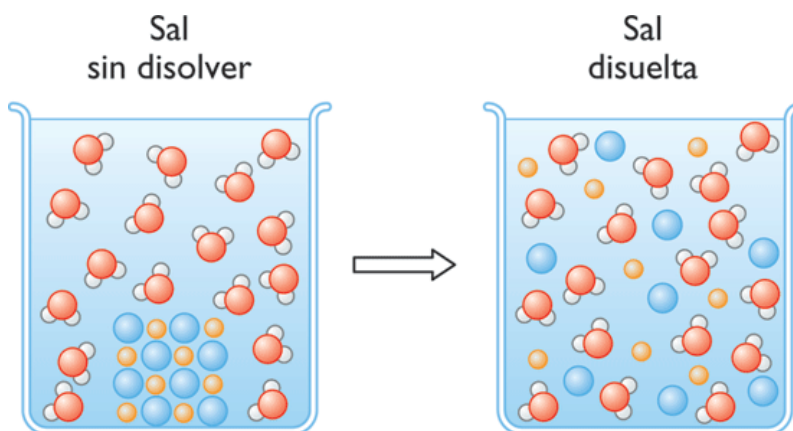
Efecto de Tyndall: Es una propiedad óptica de los coloides y consiste en la difracción de los rayos de luz que pasan a través de un coloide. Esto no ocurre en otras sustancias.

• **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.

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.

Solución de agua y azúcar



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

1.1. Porcentaje masa/masa

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

Donde:

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

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 → azúcar ($C_6H_{12}O_6$)

Solvente → 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.



Preparación de una solución de agua con azúcar

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

Paso 3: Obtengamos 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.

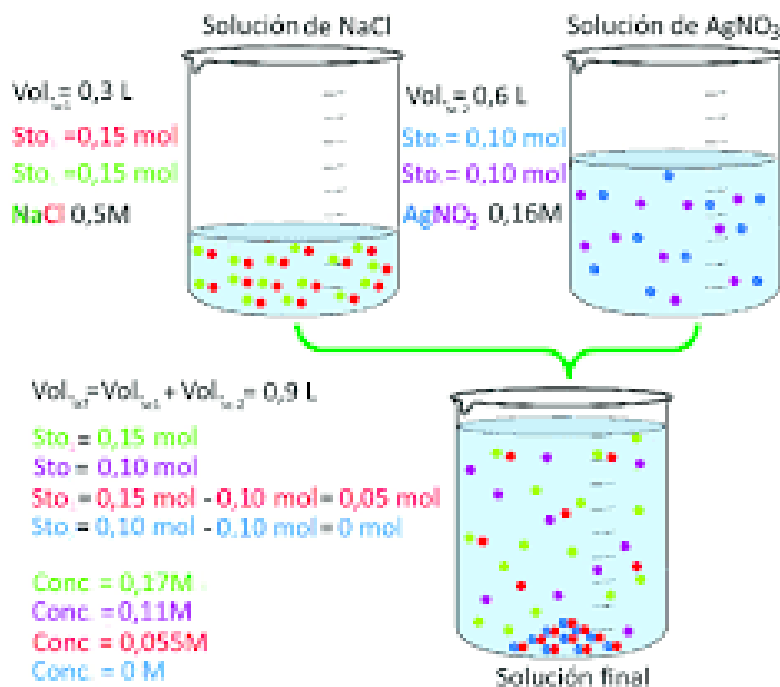
$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100\%$$

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

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

Ejemplo 1

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



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

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

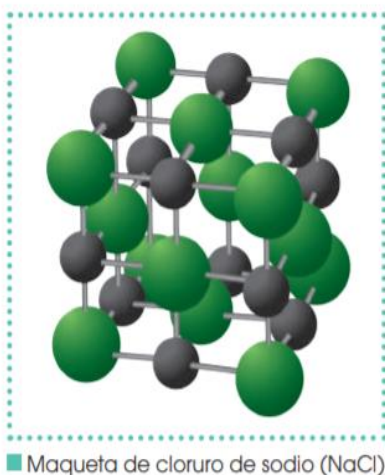
$$500 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvent}$$

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

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

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

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



■ Maqueta de cloruro de sodio (NaCl)

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.

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:

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

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

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

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

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.

$$\text{Volumen de disolución} =$$

$$\text{Volumen soluto 1} + \text{volumen soluto 2} + \text{volumen solvente}$$

$$\text{Volumen de disolución} = 125 \text{ mL} + 25 \text{ mL} + 300 \text{ mL} = 450 \text{ mL}$$

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

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

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

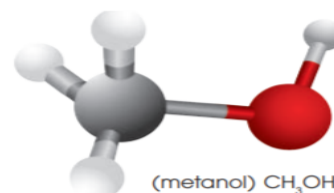
$$\% \text{ en volumen} = \frac{25 \text{ mL etanol}}{450 \text{ mL}} \times 100\% = 5,55\% \text{ etanol}$$

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

Ejemplo 3

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/dXW9iw>

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.

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:

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.



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%.

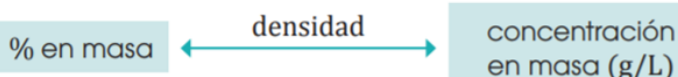
$$\text{densidad} = \frac{\text{masa de disolución (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

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.

Ejemplo 5

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.

$$\begin{aligned} 55\% &\rightarrow \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \\ 1,03 \frac{\text{g}}{\text{mL}} &\rightarrow \frac{1,03 \text{ g de disolución}}{\text{mL disolución}} \\ \text{Concentración en masa} &= \frac{55 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1,03 \text{ g disolución}}{\text{mL disolución}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \\ \text{Concentración en masa} &= 566,5 \frac{\text{g soluto}}{\text{L disolución}} \\ \text{Concentración en masa} &= 566,5 \frac{\text{g}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Ejemplo 6

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.


Actividades

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?

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.



<http://goo.gl/BdQdW>

Ejemplo 8

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

3 mg Ca → masa soluto

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

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

Y TAMBIÉN:



<http://goo.gl/y8U7H>

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:

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

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 Na_2CO_3 → soluto

100 mL → solución

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

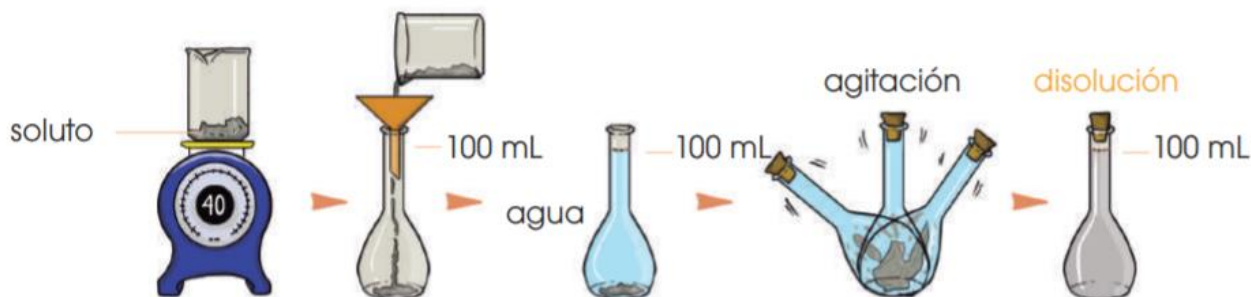
$$12 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,11 \text{ moles de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

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

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





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

Ejemplo 10

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 $0,1 \text{ m}^3$.

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

$$0,1 \text{ m}^3 \times \frac{1\,000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 100 \text{ L} \rightarrow \text{solución}$$

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

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

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

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

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

Ejemplo 11

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

$$200 \text{ mL solución} \times \frac{1 \text{ L solución}}{1\,000 \text{ mL solución}} = 0,2 \text{ L solución}$$

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

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 y explicados en el siguiente link:
<https://goo.gl/P1A5iK>

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Donde M_1 y M_2 son las concentraciones molares de las disoluciones inicial y final respectivamente. Al igual V_1 y V_2 son los volúmenes iniciales y finales respectivamente.

Ejemplo 12

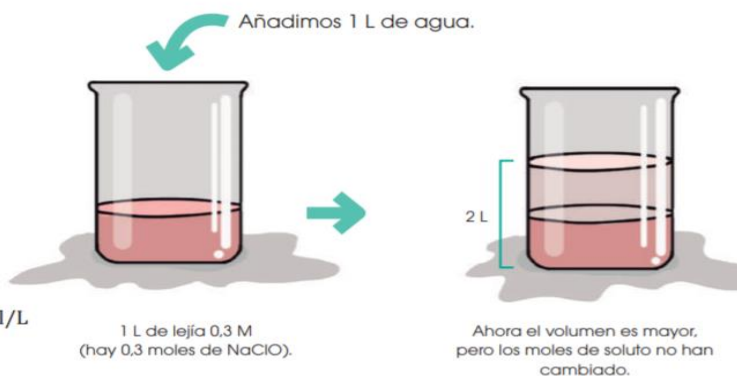
Supongamos que tenemos 1 L de lejía, 0,3 mol/L, y la diluimos con un litro de agua adicional. Calculemos la concentración final de la disolución.

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).

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$(0,3 \text{ M}) (1\text{L}) = M_2 (2\text{L})$$

$$M_2 = \frac{(0,3 \text{ M})(1 \text{ L})}{(2 \text{ L})} = 0,15 \text{ mol/L}$$



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.

Ejemplo 13

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.

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$(8 \text{ M}) (2 \text{ L}) = (1,5 \text{ M}) V_2$$

$$V_2 = \frac{(8 \text{ M})(2 \text{ L})}{(1,5 \text{ M})} = 10,67 \text{ L}$$

Actividades

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.

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 molalidad 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 molalidad.

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

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.

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

Ejemplo 14

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.



Calculamos la molalidad de 4 gramos de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) disueltos en 350 mL de agua caliente a 80 °C. ¿Cuál es la molalidad de la solución de azúcar? Considerando que la densidad del agua a 80 °C es 0,975 g/mL.

$$4 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,012 \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$350 \text{ mL } H_2O \times \frac{0,975 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 341,25 \text{ g } H_2O$$

$$350 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g } H_2O} = 0,341 \text{ kg } H_2O \rightarrow \text{solvente}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0,012 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{0,341 \text{ kg } H_2O} = 0,035 \text{ mol/kg}$$

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

Ejemplo 15

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 $H_2SO_4 \rightarrow$ soluto

225 mL de agua $\rightarrow$ solvente

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

225 g solución - 50 g de soluto = 175 g de solvente

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

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

Ejemplo 16

Normalidad

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

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

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:

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

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:

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

Ejemplo 17

En los ácidos tomamos en cuenta a los iones hidronio (H+) así, por ejemplo: el ácido sulfúrico (H₂SO₄) tiene al hidrógeno con número de oxidación +1, pero como la sustancia contiene dos hidrógenos, hay dos equivalentes por mol en el compuesto.

- En las bases tomamos las cargas negativas de los hidróxilo (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 (Na₂SO₄), 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.



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

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:

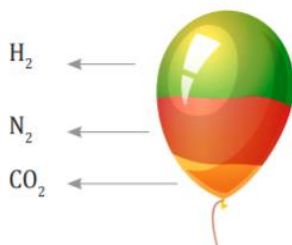
$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales de todos los componentes}}$$

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

$$X_A + X_B = 1$$

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.

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

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

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

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.

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

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

$$1 = 1$$



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

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

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

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

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

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.

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: $X_{\text{NH}_3} = 0,17$ 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.

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 cocción?

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.

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

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. 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.

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

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

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

ΔT_f : Disminución del punto de fusión

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.

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

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

Paso 2: Obtengamos 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

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

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

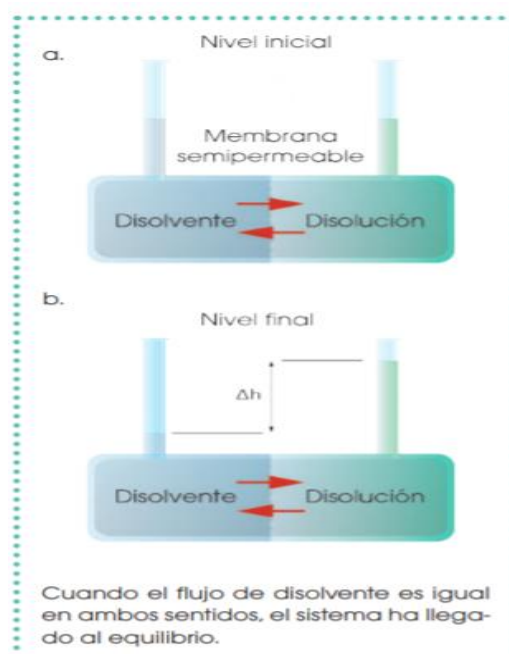
n = moles de soluto

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:

$$\pi = M R T$$





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:

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

Halleemos la presión osmótica: $p V = n R T$.

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

Ejemplo 21

LABORATORIO

TEMA:

Desarrollo de concentraciones volumétricas y concentraciones molares

INVESTIGAMOS:

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

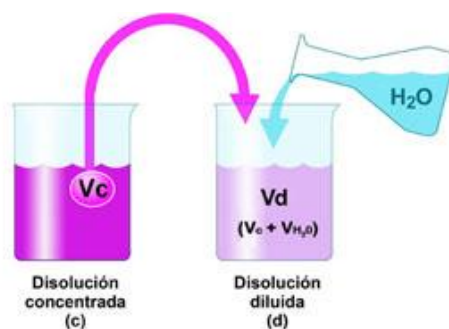
OBJETIVO:

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



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		

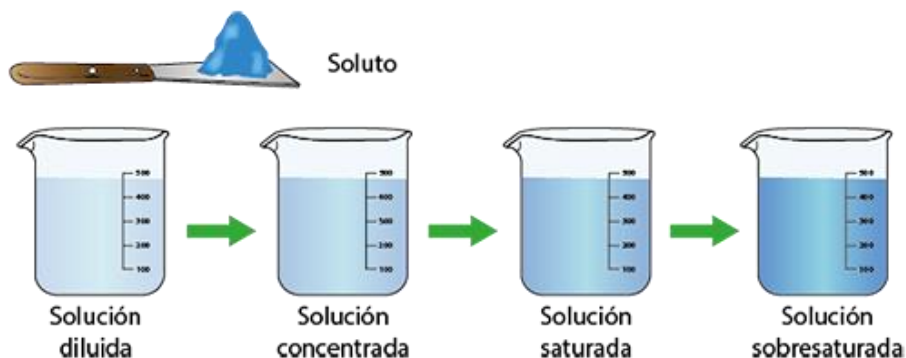
3. Después de añadir el volumen indicado en cada vaso, **mezcla** bien su contenido empleando la cuchara.
4. Cuando la mezcla esté bien hecha, **mide** nuevamente el volumen del contenido de cada uno de los vasos y regístralos.
5. **Responde** las preguntas de laboratorio.

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 *en 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.



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:

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

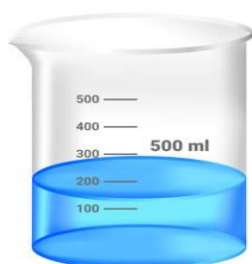
- Disminución del punto de congelación, cuando pasamos de líquido a sólido:

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

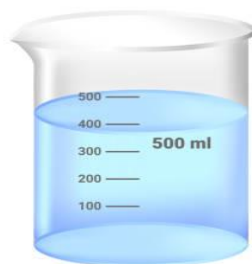
DILUTION

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

CONCENTRATED SOLUTION



DILUTE SOLUTION



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

SI YO FUERA...

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.



<http://goo.gl/7fp12m>

NOTICIA

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.

SOCIEDAD

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



<http://goo.gl/YDixnh>

ditas podría causar errores en las 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.

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/oyJdEI>.

SENTIDO CRÍTICO

(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/XLCmXL>



<http://goo.gl/ibca4n>

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/S6LVv5>.



<http://goo.gl/15AW46>

**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?



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 componentes 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.

Mol (n) $n = \frac{\text{Masa}}{\text{Peso molecular}}$	Concentración o Molaridad (M) $M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}}$
Densidad $\text{Densidad} = \frac{\text{Gramos de disolución}}{\text{Litros de disolución}}$	Concentración en tanto por ciento $\% \text{ Masa} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Gramos de disolución}}$
Fracción molar $X = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de totales}}$	



La solubilidad es la capacidad de una sustancia para disolverse en otra. Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro o en porcentaje de soluto; cuando este se sobrepasa se denomina solución sobresaturada. El método preferido para hacer que el soluto se disuelva es calentar la muestra.

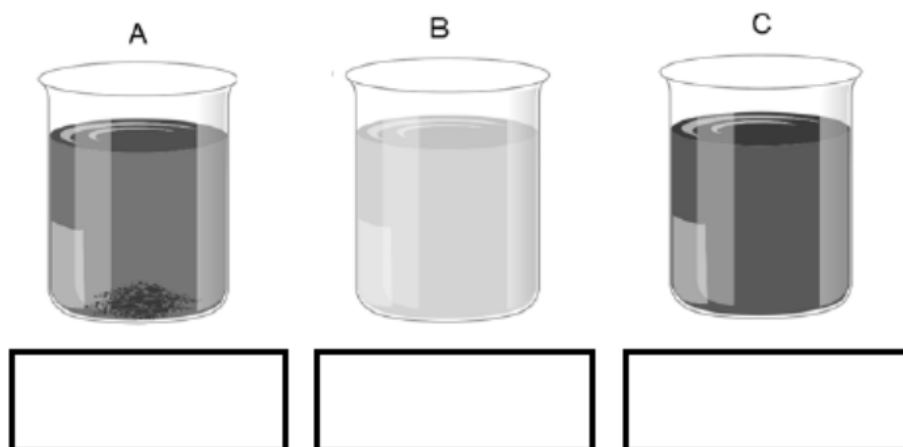
<https://www.youtube.com/watch?v= l63rfF2bDk>



Soluto	SOLUBILIDAD g (soluto) / 100 g de agua	
	Temperatura 20°C	Temperatura 50°C
NaCl	36,0	37,0
KCl	34,0	42,9
NaNO ₃	88,0	114,0
KClO ₃	7,4	19,3
AgNO ₃	222,0	455,0
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	203,9	260,4

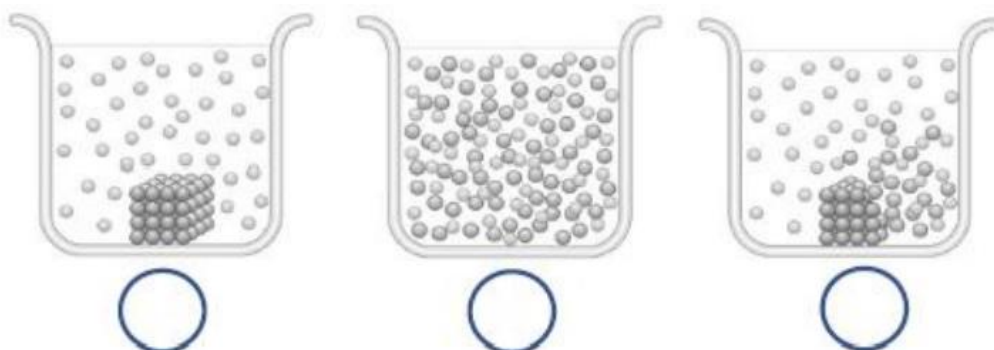
ACTIVIDAD

1. Responde sobre la imagen. La siguiente imagen muestra 3 vasos precipitados con distintos tipos de disoluciones de 100g de agua con distintas cantidades de azúcar. La solubilidad del azúcar (sacarosa) en agua es aproximadamente 200 g de sacarosa/100 g de agua a 25 °. Coloca el nombre del tipo de solución según corresponda en los rectángulos que están bajo de cada vaso.



2. Responde las siguientes preguntas en base a la imagen anterior.
- ¿Cómo puedo identificar si una disolución esta sobresaturada? Explique y de ejemplo.
 - ¿Cómo pudiste reconocer la solución insaturada?
 - Es correcto decir que en el vaso C hay 200g justos de azúcar ¿por qué?
 - ¿En el vaso A la cantidad de soluto es mayor o menor que en el vaso B? ¿por qué?
 - ¿Qué quiere decir que la solubilidad del azúcar (sacarosa) en agua es aproximadamente 200 g de sacarosa/100 g de agua a 25 °.
 - ¿Qué es y de qué depende la solubilidad?

3. La siguiente imagen muestra el proceso de solubilidad. Ordena el proceso colocando los números 1, 2 y 3 según corresponda.





4. Responde las siguientes preguntas de acuerdo a la imagen anterior:

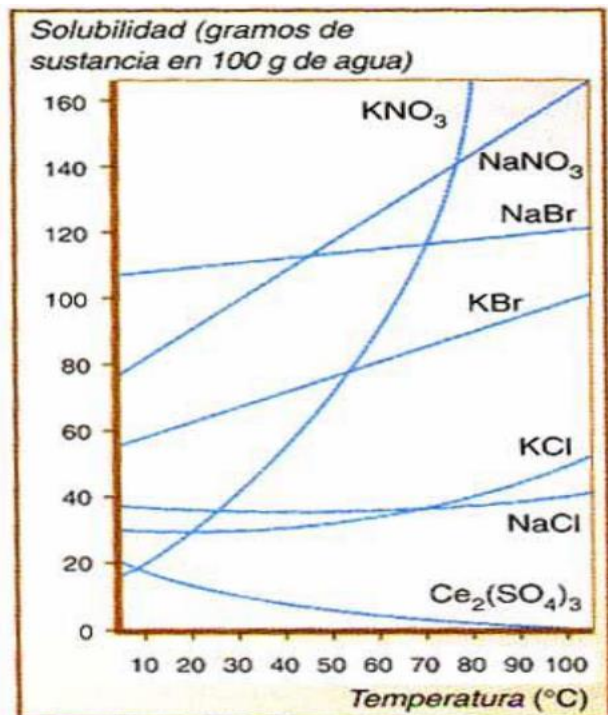
- ¿En qué etapa del proceso el soluto se encuentra totalmente dispersado en el disolvente?
- ¿En qué etapa del proceso el soluto inicia su proceso de dispersión?
- ¿En qué etapa del proceso el soluto está inmerso dentro del disolvente sin mezclarse?

5. Términos pareados. Relaciona los conceptos de la columna A con la descripciones, definiciones o ejemplos de la columna B

COLUMNA A	COLUMNA B
1. Solubilidad	- Tipo de disoluciones en donde el disolvente se encuentra en estado gaseoso.
2. Insaturada	- Sustancia que se encuentra en mayor proporción en una disolución.
3. Disolvente	- Cantidad máxima de un soluto que se disuelve en una cantidad determinada de disolvente.
4. Disoluciones gaseosa	- Tipo de disolución que posee una poca cantidad de soluto, para una cantidad determinada de disolvente.
5. Saturada	- Un ejemplo de este tipo de disolución es la mezcla de sal con vinagre.
6. Disolución Líquida	- Disolución que posee la cantidad exacta de soluto para una cantidad de disolvente.

6. Clasifica las siguientes soluciones en saturada, insaturada y sobresaturada sabiendo que, a 20°C, la solubilidad de una sal es de 25g en 100mL de agua.

- se disuelve 25 gramos de sal en 100 mL de agua _____
- se disuelve 25 gramos de sal en 50 mL de agua _____
- se disuelve 25 gramos de sal en 200mL de agua _____
- se disuelve 20 gramos de sal en 100mL de agua _____
- se disuelve 30 gramos de sal en 100 mL de agua _____
- se disuelve 15 gramos de sal en 50 mL de agua _____
- se disuelve 50 gramos de sal en 200 mL de agua _____

**EJERCICIOS DE SOLUBILIDAD Y CURVAS DE SOLUBILIDAD**

1. ¿Qué ocurriría si tenemos disueltos 200 g de nitrato de potasio (KNO₃) en 300 g de agua a 60°C y enfriamos la disolución hasta los 10°C?
2. Observa la gráfica de Solubilidad frente a Temperatura del KNO₃. Si tenemos una disolución saturada de dicha sal en 500 g de agua a 20°C y calentamos hasta 60°C, ¿qué cantidad de nitrato de potasio habremos de añadir para que la disolución siga siendo saturada?
3. La solubilidad del nitrato de amonio (NH₄NO₃) en agua, a diferentes temperaturas, expresada en gramos de nitrato por cada 100 g de agua viene reflejada en la siguiente tabla:
4. ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio (NaNO₃) se podrán disolver en 250 g de agua a 20 °C? Razona la respuesta.
5. Disolvemos 1500 g de bromuro de potasio en 2 litros de agua a 80 °C. ¿Qué cantidad de soluto quedará sin disolver a 20 °C?
6. Con los datos siguientes dibuja la curva de solubilidad del sulfato de cobre (II)

Temperatura °C	Solubilidad g/L
20	210
30	245
40	290
50	340
60	400
70	470
80	550
CuSO₄ El sulfato de cobre (II) es un sólido de color azul soluble en agua.	



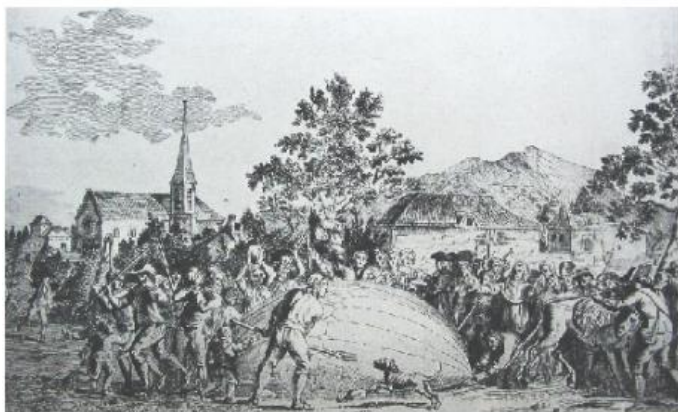


Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

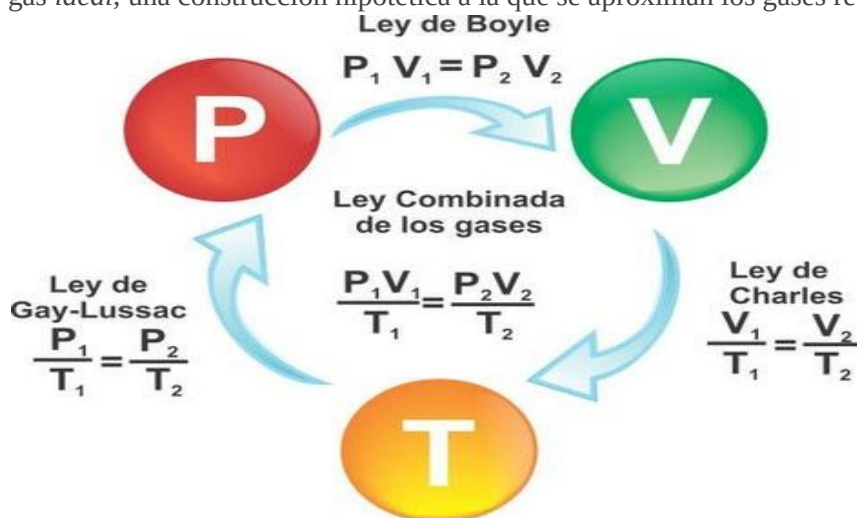
- Calcular:** a) ¿Qué cantidad de sulfato de cobre se puede disolver en 5 litros de agua a 40 °C?
- b) ¿A qué temperatura aproximada hay que poner 1 litro de agua para que disuelva 500 g de sulfato de cobre (II)?
- c) ¿Qué cantidad de sulfato de cobre (II) se disuelve en un litro de agua a 55 °C?
- d) ¿Qué sucede si intentamos disolver 1 kg de sulfato de cobre (II) en 2 litros de agua a 60 °C?
- e) ¿Qué cantidad de agua a 40 °C se necesita para disolver 1Kg de sulfato de cobre (II)?



LEYES DE LOS GASES



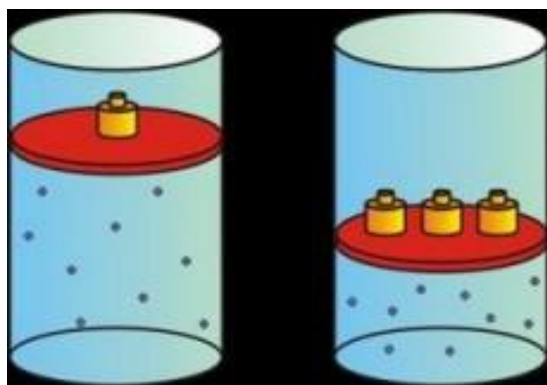
Durante el siglo XVII y sobre todo en el XVIII, impulsados tanto por el deseo de comprender la naturaleza como por la búsqueda de fabricar globos en los que poder volar, varios científicos establecieron las relaciones entre las propiedades físicas macroscópicas de los gases, es decir, la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de gas. Aunque sus mediciones no eran precisas según los estándares actuales, pudieron determinar las relaciones matemáticas entre los pares de estas variables (por ejemplo, presión y temperatura, presión y volumen) que se mantienen en un gas *ideal*, una construcción hipotética a la que se aproximan los gases reales bajo ciertas condiciones. Con el tiempo, estas leyes individuales se combinaron en una única ecuación -la *ley de los gases ideales*- que relaciona las cantidades de gas en los gases y es bastante precisa para presiones bajas y temperaturas moderadas. Consideraremos los desarrollos clave en las relaciones individuales (por razones pedagógicas, no en orden histórico), y luego los pondremos juntos en la ley de los gases ideales.



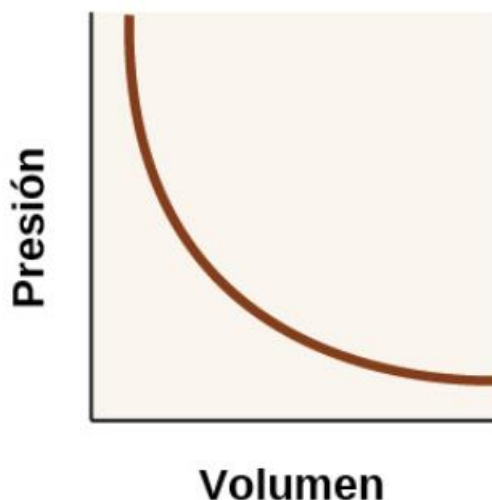
Ley de Boyle

Esta ley nos permite relacionar la presión y el volumen de un gas cuando la temperatura es constante.

La **ley de Boyle** (conocida también como de Boyle y Mariotte) establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.



$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



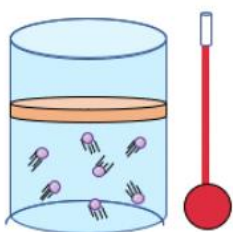
**Ejemplo práctico:**

Tenemos 4 L de un gas que están a 600 mmHg de presión. ¿Cuál será su volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg? La temperatura es constante, no varía.

Solución:

Como los datos de presión están ambos en milímetros de mercurio (mmHg) no es necesario hacer la conversión a atmósferas (atm). Si solo uno de ellos estuviera en mmHg y el otro en atm, habría que dejar los dos en atm.

Aclarado esto, sustituimos los valores en la ecuación $P_1 V_1 = P_2 V_2$.

Ley de Charles**Ejercicios Resueltos**

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Paso a Paso

Si bien la **Ley de Charles** es una ley que nos indica la relación que existe entre el volumen y la temperatura, (tomar en cuenta esto), nos da a conocer un simple y sencillo razonamiento, que nos parecerá obvio.

Si nosotros ponemos un recipiente con gas en una estufa, y a ese recipiente lo sometemos a cierta temperatura, ¿Qué pasará con el recipiente con gas?, ¿Sufrirá algún cambio?, pues bien, para darle respuesta a esto es muy importante saber que la Ley de Charles, nos dice lo siguiente:

Al someter cierta masa de gas a presión constante y la temperatura en aumento, el volumen aumentará, y al disminuir la temperatura, también el volumen disminuirá

Si la presión es constante entonces de [la ley general en estado gaseoso](#) tendrá el siguiente cambio:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$





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

Predicción del cambio de presión con la temperatura

Una lata de laca para el cabello se utiliza hasta que está vacía, excepto el propulsor, el gas isobutano.

(a) En la lata aparece la advertencia: "Almacenar solo a temperaturas inferiores a 120 °F (48,8 °C). No incinerar" ¿Por qué?

b) El gas de la lata está inicialmente a 24 °C y 360 kPa, y la lata tiene un volumen de 350 mL. Si la lata se deja en un automóvil que alcanza los 50 °C en un día caluroso, ¿cuál es la nueva presión de la lata?

Compruebe lo aprendido

Una muestra de nitrógeno, N₂, ocupa 45,0 mL a 27 °C y 600 torr. ¿Qué presión tendrá si se enfría a -73 °C mientras el volumen permanece constante?

RESPUESTA: 400 torr

LAS MOLÉCULAS DE LA VIDA.

Las biomoléculas son un conjunto de elementos que cumplen funciones muy importantes en la actividad celular. Los principales son: Carbohidratos, Lípidos, Proteínas, Agua y Sales minerales. Estos cinco componentes son descritos en el Cuadro 1 de acuerdo a sus clasificaciones, características químicas, funciones, importancia y fuentes de adquisición.

ACTIVIDAD

En el siguiente enlace encontrarás información sobre las moléculas de la vida.

<https://www.fcav.unesp.br/Home/departamentos/tecnologia/LUCIAMARIACARARETOALVES/aula-1---bioquimica-i.pdf>

Ver el vídeo <https://www.muyinteresante.es/ciencia/52164.html>

Tomar nota de lo que te parezca más interesante y compartir información con tus de más compañeros de clase cuando la docente lo indique.

MOLÉCULAS DE LA VIDA	MOLÉCULAS PARA LA SALUD	MOLÉCULAS DÍA A DÍA
Proteínas	Antifúngicos	Celulosa
Ácidos Nucleídos.	Colágeno	Clorofila
ADN	Moléculas de mar	Agua
Glucosa	Carbohidratos, lípidos y proteínas	Dióxido de carbono
Colesterol	Catalizadores y enzimas biológicas	Oxígeno



La información que se comparte a continuación es tomada de:

Si deseas ampliar información puede acudir a este sitio. <https://egogenomics.com/adn-la-molecula-de-la-vida/>

Por sorprendente que pueda parecer, a nivel molecular los seres humanos no somos tan diferentes de un insecto, una planta o una bacteria. Todos los organismos vivos que poblamos el planeta tenemos más en común de lo que imaginamos: compartimos una única forma de almacenar nuestra información genética.

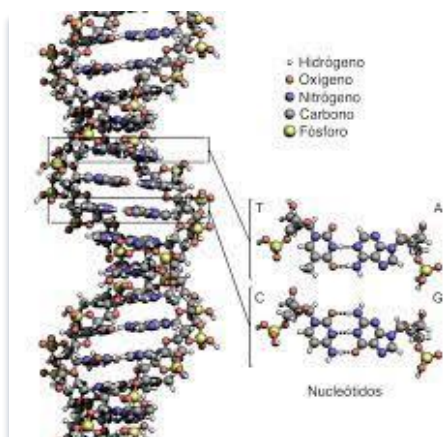
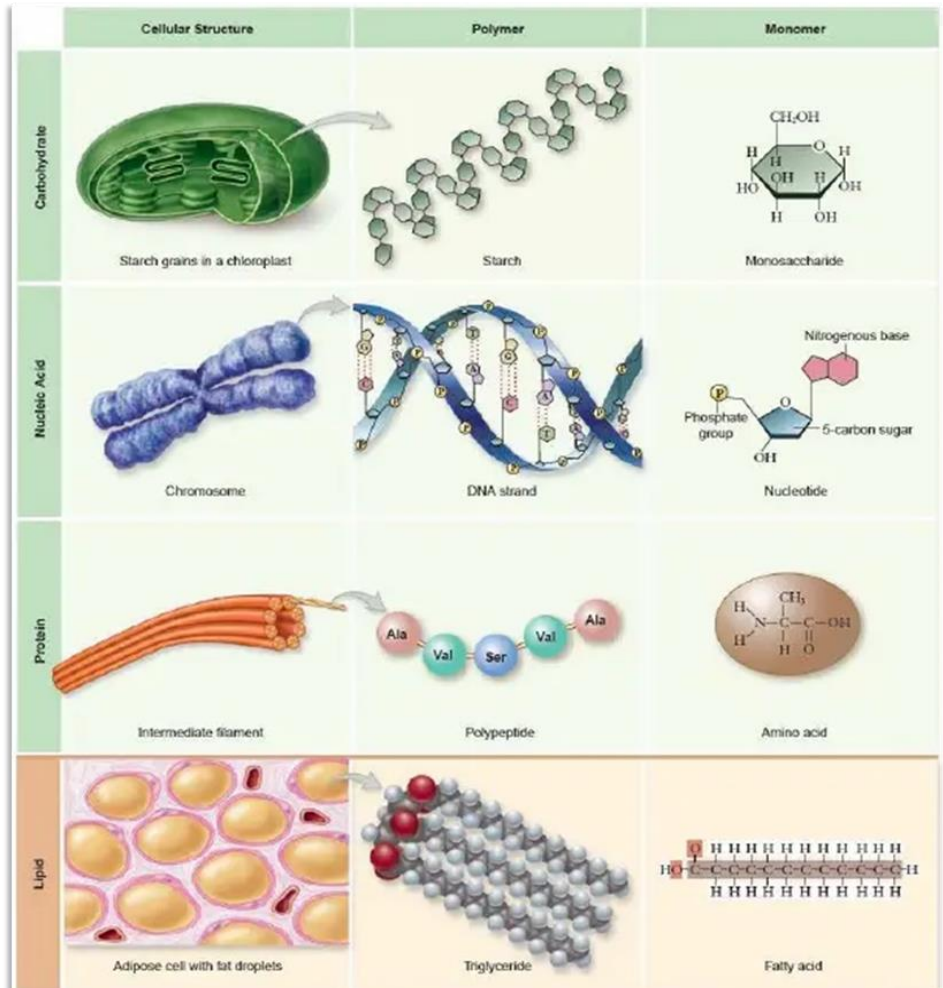
Esta plataforma biológica de almacenamiento universal recibe el nombre de ácido desoxirribonucleico, más comúnmente conocido por su acrónimo: ADN. No es casualidad que el ADN esté presente en todos y cada uno de los seres vivos, sus características bioquímicas lo convierten en la biomolécula ideal para almacenar y transmitir el patrimonio genético de padres a hijos. Por ello el

ADN contiene la esencia de lo que somos, con un código basado en tan solo cuatro “letras”, alberga toda la información necesaria para dar lugar a un ser vivo completo. En otras palabras, nuestro ADN es nuestro libro de instrucciones.

Este descubrimiento fundamental de que el ADN es el portador de la información genética lo ha convertido sin lugar a dudas en la

biomolécula más popular, tanto entre científicos como entre el público general.

Tanto es así que el descubrimiento de su estructura a mediados del siglo XX marcó un hito en la historia de la ciencia y de nuestra sociedad. Hoy sabemos que el ADN está formado por una doble cadena en estructura helicoidal, semejante a una escalera de espiral en la que cada peldaño estaría formado por dos bloques que interaccionan entre sí. Estos bloques, que se llaman nucleótidos, están formados por una molécula de desoxirribosa, un grupo fosfato y una base nitrogenada variable que da lugar a los cuatro tipos de nucleótido diferentes del ADN: adenina (A), guanina (G), citosina (C) o timina (T). Estos cuatro nucleótidos son las “letras” del código genético que albergan

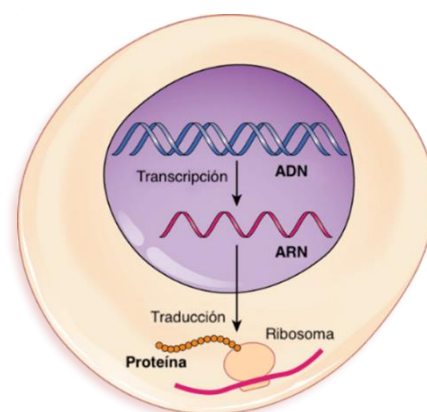




la información de cada organismo. De la misma manera que un libro consiste en una combinación particular de las 27 letras que componen nuestro alfabeto, los seres vivos estamos codificados por combinaciones concretas de estos cuatro nucleótidos.

¿Cómo puede generarse algo tan complejo como un organismo vivo a partir de algo tan sencillo como la combinación de cuatro tipos de nucleótidos? Aunque el ADN contiene y transmite la información genética, la aplicación de esta información requiere un cambio de soporte. Es algo similar a lo que ocurre con el dinero que se deposita en la cuenta de un banco: se almacena y se transfiere desde allí, pero no se puede usar directamente, es necesario convertirlo a otro formato (metálico o tarjeta de débito/crédito) para poder comprar productos. Así, la secuencia de nucleótidos en el ADN ha de transcribirse a otro tipo de ácido nucleico, el ácido ribonucleico o ARN. Aunque químicamente son similares, los nucleótidos del ARN son distintos a los del ADN puesto que contienen ribosa en lugar de desoxirribosa. Además, en lugar de la timina el ARN contiene el nucleótido uracilo (U), así como otros tipos de nucleótidos que no se encuentran normalmente en el ADN. Estas diferencias hacen que en lugar de la disposición estable en doble hélice que adopta el ADN, el ARN se configure como una molécula más lábil de estructura helicoidal de cadena sencilla propensa al autoplegamiento.

En nuestras células el ARN desempeña múltiples funciones, siendo una de las más importantes la de mensajero: copia la información contenida en el ADN, que se encuentra en el núcleo celular, y la lleva hasta el citoplasma. Este transporte de información del núcleo al citoplasma es fundamental puesto que es en el citoplasma donde se encuentran las fábricas celulares de proteínas, denominadas ribosomas. De la misma manera que el ADN y ARN están formados por nucleótidos, las proteínas están constituidas por otro tipo de monómeros, denominados aminoácidos. Así, en los ribosomas, por cada grupo concreto de tres nucleótidos ("letras") en la secuencia de ARN, se añade un aminoácido concreto a la proteína que se está sintetizando. De esta forma existe un código, conocido como el "código genético", que es universal para todos los organismos y que sirve como una especie de diccionario del ADN, es decir, permite traducir su secuencia a unas proteínas concretas. Esto es muy importante, puesto que las proteínas son los principales elementos tanto de las estructuras como de los motores biológicos que constituyen y mantienen en funcionamiento a las células y, por ende, a los seres vivos.





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