



**CIENCIAS NATURALES\_ QUÍMICA**

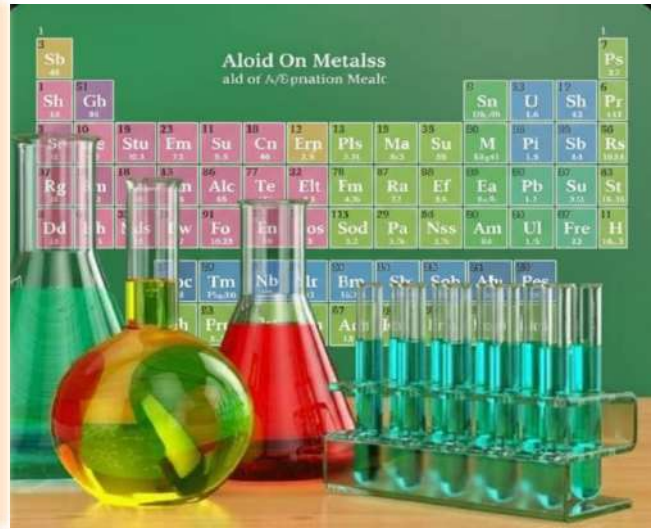
**SOLUCIONES Y REACCIONES QUÍMICAS**

**GRADO: UNDÉCIMO**

**PERIODO: UNO**

**AÑO 2026**

**FRANQUELINA RIVERA CORREA**



INTRODUCCIÓN

OBJETIVOS

CONTENIDO

INDICADORES DE DESEMPEÑO

EVALUACIÓN

**INTRODUCCIÓN**

En esta guía didáctica estudiaremos el fascinante mundo de las reacciones químicas, analizando sus características, clasificación y el impacto que tienen en nuestro entorno. Sin embargo, para comprender cómo ocurren estas transformaciones, es vital entender el escenario donde la mayoría de ellas toma lugar: las soluciones químicas.

Los seres vivos somos, en esencia, complejos sistemas acuosos. Desde el citoplasma celular hasta el torrente sanguíneo, la vida ocurre en solución. Por ello, esta guía enfatiza el estudio de las soluciones desde una óptica macroscópica y cualitativa, permitiendo al estudiante identificar las propiedades que hacen posible que los nutrientes se disuelvan y los desechos se transporten en los organismos.

A medida que avancemos, estableceremos relaciones cuantitativas precisas, utilizando el cálculo de concentraciones para entender fenómenos críticos: ¿Qué nivel de glucosa en sangre es saludable? ¿Cómo se mide la salinidad necesaria para la vida marina? ¿Cómo se dosifica un medicamento en la industria farmacéutica para satisfacer una necesidad humana?

Entender las reacciones químicas y sus concentraciones no es solo teoría; es comprender procesos fundamentales como la digestión (donde enzimas actúan en soluciones ácidas) y la fotosíntesis (donde gases se disuelven para crear materia). Al finalizar esta guía, el estudiante logrará integrar estos conceptos con las aplicaciones tecnológicas actuales, reconociendo que la química de las soluciones es la base de la vida cotidiana y el motor de la industria que sostiene nuestra sociedad.



<b>OBJETIVO</b>	<p><b>OBJETIVO GENERAL</b></p> <p>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.</p>
<b>CONTENIDO</b>	<p><b>SOLUCIONES</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>▪ Propiedades Coligativas.</li><li>▪ Coloides</li><li>▪ pH de las soluciones.</li><li>▪ Unidades de medida de la concentración</li><li>▪ Cálculos estequiométricos de las soluciones.</li></ul> <p><b>CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>▪ Velocidad de las reacciones.</li><li>▪ Factores que afectan la velocidad de reacción.</li><li>▪ La constante de equilibrio</li><li>▪ Principio de Le Chatelier</li></ul> <p><b>ENTORNO BIOLÓGICO</b></p> <p><b>TRANSPORTE DE SUSTANCIAS A TRAVÉS DE LA MEMBRANA CELULAR</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>▪ Conceptos Fundamentales Permeabilidad selectiva.</li><li>▪ Gradiente de concentración.</li><li>▪ Transporte Pasivo y activo</li><li>▪ El movimiento específico del agua y el comportamiento de la célula en medios isotónicos, hipotónicos e hipertónicos.</li><li>▪ La Bomba Sodio-Potasio (<math>\text{Na}^+/\text{K}^+</math>), fundamental para el impulso nervioso.</li></ul> <p><b>LAS ENZIMAS</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>▪ Cinética Enzimática</li><li>▪ Efecto de la Temperatura</li><li>▪ Efecto del pH: cómo la acidez o basicidad altera la forma de la enzima.</li></ul>

**INDICADORES DE DESEMPEÑO**

- Explica qué factores afectan la formación de soluciones a partir de resultados obtenidos en procedimientos de preparación de soluciones de distinto tipo (insaturadas, saturadas y sobresaturadas) en los que modifica variables (temperatura, presión, cantidad de soluto y disolvente).
- Predice qué ocurrirá con una solución si se modifica una variable como la temperatura, la presión o las cantidades de soluto y solvente.
- Identifica los componentes de una solución y representa cuantitativamente el grado de concentración utilizando algunas expresiones matemáticas: % en volumen, % en masa, molaridad (M), molalidad (m).
- Explicación e indagación sobre los principios del equilibrio químico ácido-base en la solución de situaciones problema.
- Determina la acidez y la basicidad de compuestos dados, de manera cualitativa (colorimetría) y cuantitativa (escala de pH - pOH).
- Identificación de los factores que afectan la velocidad de una reacción. Explico el proceso de respiración celular e identifica el rol de la mitocondria en dicho proceso.
- Argumento la importancia de la fotosíntesis como un proceso de conversión de energía necesaria para organismos aerobios.
- Explico el rol de la membrana plasmática en el mantenimiento del equilibrio interno de la célula, y describe la interacción del agua y las partículas (ósmosis y difusión) que entran y salen de la célula mediante el uso de modelos. Identifico y describo las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía.
- Realiza lecturas científicas y soluciona Situaciones problémicas eje celular, orgánsmico y ecosistémico, para la preparación de prueba SABER 11.

**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 GUÍA DIDÁCTICA

### ACTIVIDAD DIAGNÓSTICA Y DE REPASO.

1. Repasar de los temas: reacciones químicas y cálculos estequiométricos.
2. Realizar el taller propuesto y presentar actividad evaluativa de los temas.

### TALLER

1. Explica que diferencias hay entre un cambio físico y uno químico.

2. De acuerdo a las situaciones que aparecen en las imágenes del lado derecho, encierra dentro de un círculo la que no corresponde a un cambio químico.

3. ¿Cuál de los siguientes eventos describe un cambio químico en lugar de un cambio físico?

- A. El corte de una hoja de papel en trozos pequeños.
- B. La disolución de azúcar en una taza de café caliente.
- C. La oxidación de un clavo de hierro al aire libre.
- D. La evaporación de un charco de agua tras la lluvia.



4. En la ecuación química  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ , las sustancias que se encuentran a la izquierda de la flecha se denominan:

- A. Catalizadores
- B. Productos
- C. Reactivos
- D. Precipitados

5. La Ley de Conservación de la Masa establece que en una reacción química:

- A. La masa de los productos siempre es mayor debido a la energía liberada.
- B. El número de moléculas de reactivo debe ser igual al de productos.
- C. La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.
- D. Los átomos desaparecen para convertirse en nuevas formas de energía.

6. ¿Qué tipo de reacción química se representa mediante la ecuación general  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ ?

- A. Doble desplazamiento
- B. Sustitución simple
- C. Síntesis o combinación
- D. Descomposición

Si al mezclar dos líquidos transparentes en un tubo de ensayo se observa la formación de un sólido turbio que cae al fondo, estamos ante una evidencia de:

- A. Sublimación
- B. Fusión
- C. Precipitación
- D. Evaporación

7. Al balancear la ecuación  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  por el método de tanteo, ¿cuál es el coeficiente que debe acompañar al oxígeno ( $\text{O}_2$ )?

- A. 2
- B. 3
- C. 4
- D. 1



8. Una reacción endotérmica es aquella que:
- A. Produce luz espontáneamente sin variar la temperatura.
  - B. Libera calor y aumenta la temperatura del recipiente.
  - C. Ocurre instantáneamente sin necesidad de energía de activación.
  - D. Absorbe energía térmica del entorno para ocurrir.
9. ¿Cuál de los siguientes símbolos en una ecuación química indica que la reacción se produce en presencia de calor?
- A. La letra (g) después de la fórmula.
  - B. Un signo positivo (+) entre reactivos.
  - C. Una flecha apuntando hacia abajo.
  - D. Un pequeño triángulo ( $\Delta$ ) sobre la flecha.
10. En la reacción de descomposición del agua mediante electricidad (electrólisis), los productos obtenidos son:
- A. Vapor de agua únicamente
  - B. Ozono e Hidrógeno líquido
  - C. Hidrógeno gaseoso y Oxígeno gaseoso
  - D. Hidróxido de sodio y ácido

**Conceptos base para realizar los ejercicios propuestos a partir del 11.**

Recuerda el concepto de **mol**, es fundamental entender que funciona como una "docena del químico": es una cantidad fija de partículas ( $6.022 \times 10^{23}$ ), pero su masa cambia dependiendo de qué sustancia estemos hablando.

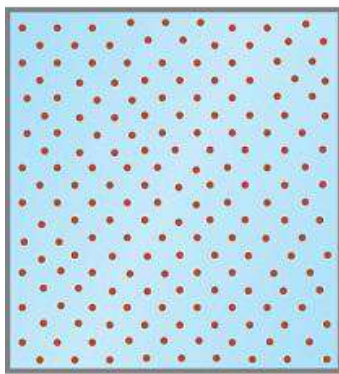
- **Masa Molar (M):** Es la suma de las masas atómicas de la tabla periódica.
- **Fórmula clave:**  $n = m / M$

11. Un globo está lleno con 12 gramos de gas Helio (He). ¿Cuántos moles de Helio hay en el globo? (Masa atómica del He = 4.0 g/mol).
12. En una gota de agua que pesa 0.05 gramos, ¿cuántas **moléculas** de agua ( $H_2O$ ) existen? (Masa del  $H_2O = 18$  g/mol).
13. En la síntesis del amoníaco:  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ . ¿Cuántos moles de hidrógeno ( $H_2$ ) se necesitan para reaccionar completamente con 2 moles de nitrógeno ( $N_2$ )?
- A. 4 moles
  - B. 2 moles
  - C. 6 moles
  - D. 3 moles
14. Si quemamos 160 gramos de Metano ( $CH_4$ ) siguiendo la reacción (balancear):  
 $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
- ¿Cuántos moles de Dióxido de Carbono ( $CO_2$ ) se producirán?
15. Quemamos 160 g de Metano ( $CH_4$ ). ¿Cuántos moles de  $CO_2$  se producen?

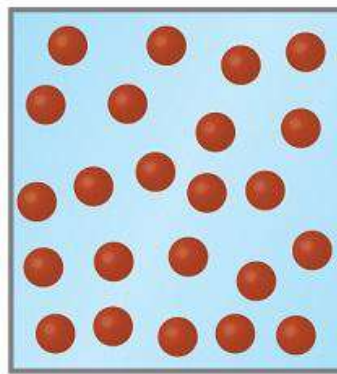


## ACTIVIDAD N°1: CONCEPTOS PREVIOS.

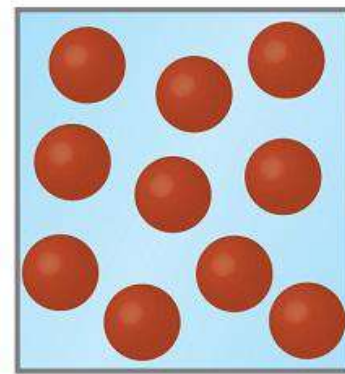
Socializa en clase las siguientes situaciones describiendo cada imagen y planteando otros ejemplos que pudieran reemplazar cada situación.



(a)



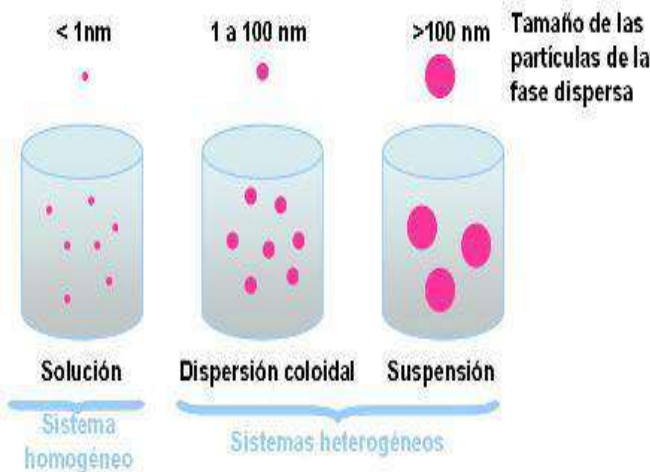
(b)



(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  $\mu\text{m}$  ( $1\mu\text{m} = 10^{-6}\text{mm}$ ). 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 (soluto) 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

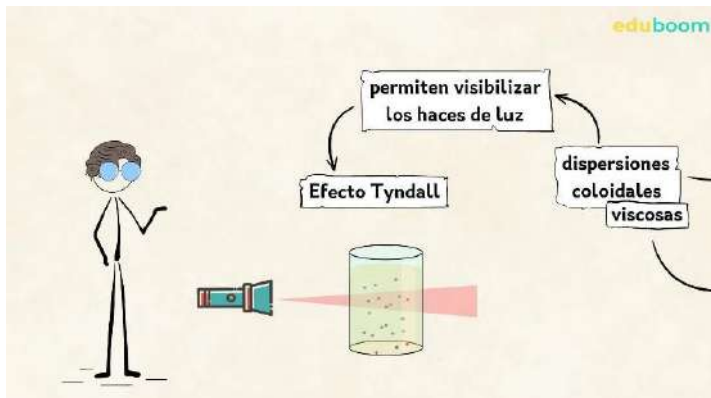
**PROPIEDADES DE LOS COLOIDES**

<p><b>Sal en agua</b></p>	<p><b>Leche</b></p>	<p><b>Arena en agua</b></p>
<p><b>Mezcla homogénea</b></p> <p>Partículas muy pequeñas. No se distinguen.</p>	<p><b>Coloide</b></p> <p>Partículas pequeñas. Se ven al microscopio.</p>	<p><b>Mezcla heterogénea</b></p> <p>Partículas grandes. Se ven a simple vista.</p>

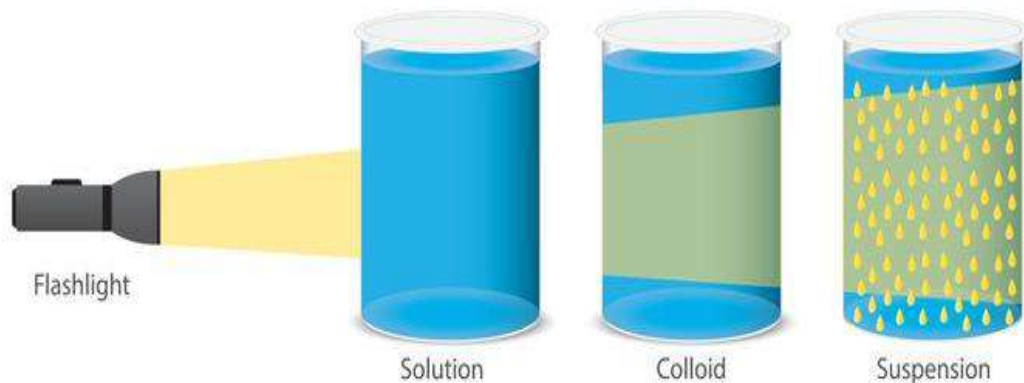
Las propiedades de los coloides son:

**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=URlrt9rLFDw>

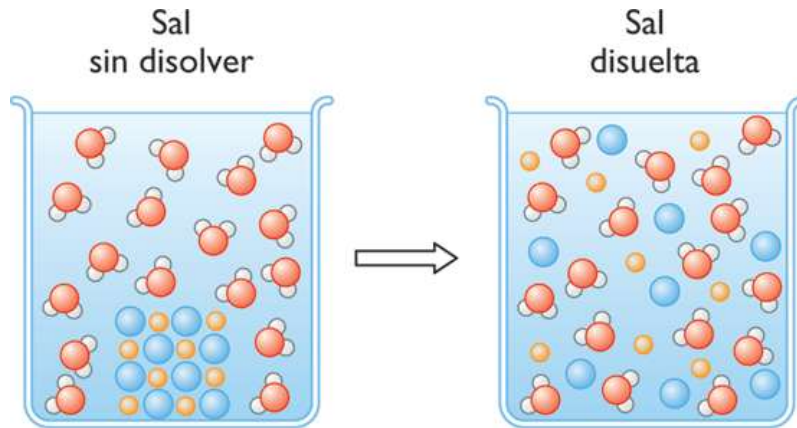


**Efecto de Tyndall:** Es una propiedad óptica de los coloides y consiste en la difracción de los rayos de luz que pasan a través de un coloide. Esto no ocurre en otras sustancias.



shutterstock.com · 1991919845

**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****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  $\rightarrow$  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.



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

Se ha preparado una solución de dos moles de sal (NaCl) en quinientos gramos de agua (H<sub>2</sub>O). Determinemos el porcentaje en masa.

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

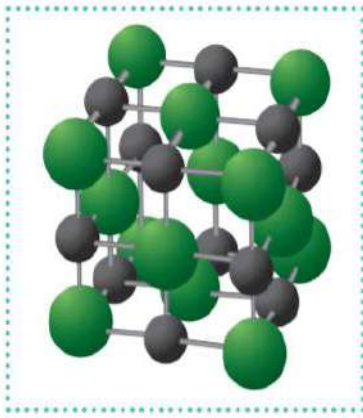
$$500 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvente}$$

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

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

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

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



■ 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.

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, m<sup>3</sup>).

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.

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

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

### Equivalencias:

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

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

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

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

### 1.3. Concentración en masa/volumen

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.

$$\text{Volumen de disolución} =$$

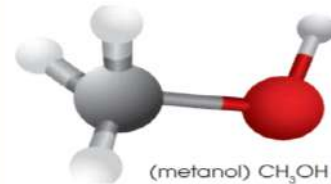
$$\text{Volumen soluto 1} + \text{volumen soluto 2} + \text{volumen solvente}$$

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

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>

**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.

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.



http://goo.gl/ab4h1p

Ejemplo de una disolución de miel

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

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



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

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.



## 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<sup>-</sup>) 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.

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

**Paso 3:** Reemplacemos los datos en la fórmula.

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

$$\text{ppm} = 10$$



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

**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 ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  → soluto

100 mL → solución

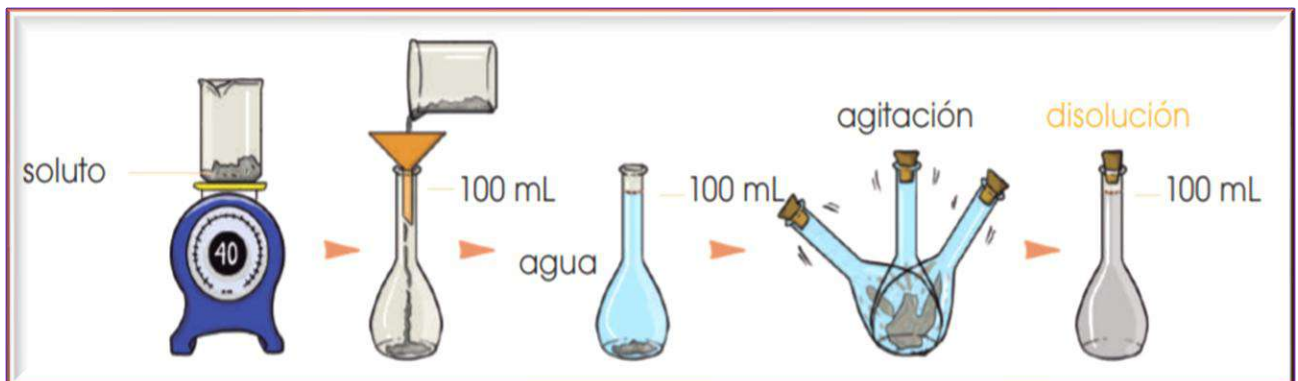
**Paso 2:** Transformemos las unidades con base en la fórmula; este es el paso más importante.

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

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

**Paso 3:** Reemplacemos en la fórmula.

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



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.

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

**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.

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).

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

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

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

➡ Añadimos 1 L de agua.

1 L de lejía 0,3 M  
(hay 0,3 moles de NaClO).

Ahora el volumen es mayor, pero los moles de soluto no han cambiado.

31

**4. Molalidad**

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

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

**Normalidad**

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

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



Balanza de laboratorio

En los ácidos tomamos en cuenta a los iones hidronio (H<sup>+</sup>) así, por ejemplo: el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) tiene al hidrógeno con número de oxidación +1, pero como la sustancia contiene dos hidrógenos, hay dos equivalentes por mol en el compuesto.

El ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → soluto

225 mL de agua → solvente

$$50 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,51 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Soluta}$$

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

$$175 \text{ g solvente} \times \frac{1 \text{ kg solvente}}{1000 \text{ g solvente}} = 0,17 \text{ kg H}_2\text{O} \rightarrow \text{Solvente}$$

$$m = \frac{\text{kg solvente}}{\text{moles de soluto}} = \frac{0,17 \text{ kg H}_2\text{O}}{0,51 \text{ moles de NaCl}} = 3,00 \text{ mol/kg}$$

Ejemplo 16



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

- En las bases tomamos las cargas negativas de los hidróxido (OH<sup>-</sup>).

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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), 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.

### Fracción molar

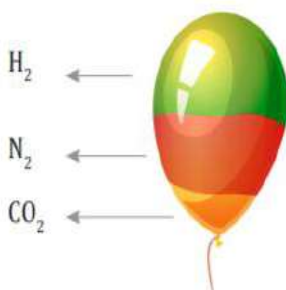
La fracción molar no tiene unidades, porque representa la relación que existe entre componentes. Al componente A lo representamos en fracción molar como X<sub>A</sub> y lo definimos así:

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

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

$$X_A + X_B = 1$$

Un globo está compuesto por varios gases: 5 gramos de hidrógeno (H<sub>2</sub>), 60 gramos de nitrógeno molecular (N<sub>2</sub>) y 120 gramos de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>). Encontramos la fracción molar:



Para resolver el problema debemos seguir los siguientes pasos:

Paso 1: Transformemos las unidades a moles.

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

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

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

Ejemplo 18



Paso 2: Obtenemos las moles totales.

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

Paso 3: Obtenemos cada una de las fracciones molares.

$$X_{\text{H}_2} = \frac{2,5 \text{ mol}}{7,36 \text{ moles totales}} = 0,34$$

$$X_{\text{N}_2} = \frac{2,14 \text{ mol}}{7,36 \text{ moles totales}} = 0,29$$

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{2,72 \text{ mol}}{7,36 \text{ moles totales}} = 0,37$$

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

$$X_{\text{H}_2} + X_{\text{N}_2} + X_{\text{CO}_2} = 1$$

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

$$1 = 1$$

Y TAMBIÉN:



<http://goo.gl/JYgwJ5>

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

$\Delta T_b$ : 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

$\Delta T_f$  : 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

$$\pi V = n R T$$

$\pi$  = 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:

$$\pi = M R T$$

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,  $\Delta h$ , 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:

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

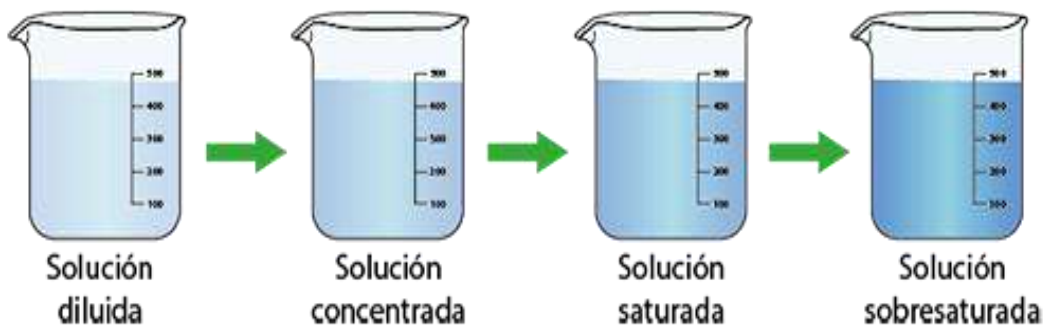
### LA SOLUBILIDAD

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=\\_163rfF2bDk](https://www.youtube.com/watch?v=_163rfF2bDk)

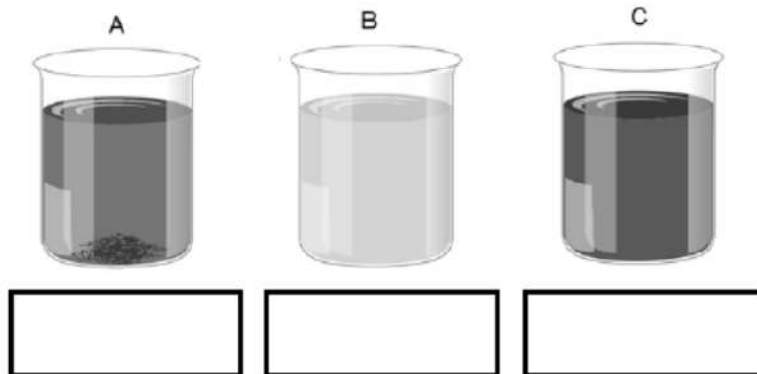


Soluto	SOLUBILIDAD g (soluto) / 100 g de agua	
	Temperatura 20°C	Temperatura 50°C
NaCl	36,0	37,0
KCl	34,0	42,9
NaNO <sub>3</sub>	88,0	114,0
KClO <sub>3</sub>	7,4	19,3
AgNO <sub>3</sub>	222,0	455,0
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	203,9	260,4



**ACTIVIDAD DE REPASO**

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.** En la etiqueta de un frasco de alcohol antiséptico dice 70% v/v. Esto significa que por cada 100 ml de producto:
- A. Hay 70 g de alcohol en 100 ml de solución
  - B. Se usaron 70 moles de alcohol por cada litro de agua
  - C. Hay 70 ml de alcohol puro y 30 ml de agua
  - D. El alcohol tiene una pureza del 70% respecto a su masa molar
- 6.** Se prepara una mezcla disolviendo 20 g de sal en 100 g de agua. Si se sabe que a la temperatura de trabajo la solubilidad máxima es de 36 g de sal por cada 100 g de agua, la solución resultante se clasifica como:
- A. Insaturada
  - B. Insoluble
  - C. Saturada
  - D. Sobresaturada
- 7.** Un estudiante observa que al calentar una solución de azúcar en agua que tenía cristales en el fondo, estos desaparecen por completo. Este fenómeno ocurre porque:
- A. El azúcar se evapora junto con el agua al calentarse
  - B. La densidad de la solución disminuye drásticamente
  - C. La solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta con la temperatura
  - D. El azúcar reacciona químicamente para formar un gas
- 8.** En una solución de ácido clorhídrico (HCl) al 10% m/m, se puede afirmar correctamente que:
- A. Hay 10 g de soluto disueltos en 100 g de solvente
  - B. Hay 10 g de soluto por cada 100 g de solución
  - C. La solución contiene 10 ml de ácido en 90 ml de agua
  - D. Hay 10 moles de soluto en un litro de agua
- 9.** Se desea preparar 1 litro de una solución de NaCl con una concentración de 1 M. Si la masa molar del NaCl es aproximadamente 58 g/mol, ¿qué procedimiento es el más adecuado?
- A. Agregar 58 g de sal a 1 litro exacto de agua
  - B. Hervir 1 litro de agua y agregar sal hasta que no se disuelva más
  - C. Disolver 58 g de sal en una cantidad de agua hasta completar 1 litro
  - D. Mezclar 1 g de sal con 1 litro de agua
- 10.** 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.
- a) se disuelve 25 gramos de sal en 100 mL de agua \_\_\_\_\_
  - b) se disuelve 25 gramos de sal en 50 mL de agua \_\_\_\_\_
  - c) se disuelve 25 gramos de sal en 200mL de agua \_\_\_\_\_





- 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)?



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



### ¿QUÉ ES LA CINÉTICA QUÍMICA?

Es el área de la química que estudia la **velocidad** con la que ocurre una reacción y los mecanismos mediante los cuales los reactivos se transforman en productos.

#### Concepto Clave: La Teoría de las Colisiones

Para que una reacción ocurra, las partículas deben:

1. **Chocar:** Deben encontrarse físicamente.
2. **Orientación correcta:** Deben chocar en la posición adecuada.
3. **Energía mínima:** Deben tener suficiente fuerza, llamada **Energía de Activación (Ea)**.

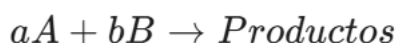
#### Factores que Afectan la Velocidad

Existen cuatro variables principales que podemos "manipular" para que una reacción sea más rápida o más lenta:

Factor	Efecto	¿Por qué?
<b>Temperatura</b>	A mayor T, mayor velocidad.	Las partículas se mueven más rápido y chocan con más energía.
<b>Concentración</b>	A más reactivos, mayor velocidad.	Hay más partículas en el mismo espacio, lo que aumenta la probabilidad de choques.
<b>Superficie de contacto</b>	Más división (polvo) = más velocidad.	Hay más área expuesta para que ocurran los choques (ej: una aspirina efervescente triturada).
<b>Catalizadores</b>	Aumentan la velocidad.	Bajan la "barrera" de energía (Energía de Activación) sin consumirse en la reacción.

#### La Ecuación de Velocidad (Ley de Rapidez)

Para una reacción genérica:





$$v = k[A]^m[B]^n$$

La velocidad se expresa como:

- $k$ : Constante de velocidad (específica para cada reacción y temperatura).
- $[A]$ ,  $[B]$ : Molaridad de los reactivos.
- $m$ ,  $n$ : Órdenes de reacción (se determinan experimentalmente, no siempre coinciden con los coeficientes estequiométricos).

#### 4. Actividad Práctica Sugerida: "El Reloj de Yodo"

Una forma divertida de ver la cinética es la reacción del reloj de yodo, donde el líquido cambia de transparente a azul oscuro instantáneamente tras unos segundos.

#### Desafío para los estudiantes:

1. Divide la clase en 3 grupos.
2. **Grupo A:** Realiza la mezcla a temperatura ambiente.
3. **Grupo B:** Calienta los reactivos un poco.
4. **Grupo C:** Enfía los reactivos con hielo.
5. **Pregunta:** ¿Cuál grupo "activó el reloj" más rápido y cómo se relaciona esto con la energía cinética de las moléculas?

---

#### 💡 *Tips para el examen*

- Recuerda que los **catalizadores** no cambian la energía de los reactivos ni de los productos, **solo cambian el camino** (la montaña que deben escalar).
- Las enzimas en nuestro cuerpo son catalizadores biológicos naturales. Sin ellas, digerir una comida tardaría años.

### ESTEQUIOMETRÍA

En la cafetería de Artes tienen una "ecuación" para preparar pan con jamón. Ellos requieren de 1 jamón y 2 rebanadas de pan de molde, por cada pan con jamón que deban preparar.

La "ecuación" la podemos representar de la siguiente forma:



Analicen y respondan las situaciones siguientes:

1. Si se cuenta con 15 jamones y:  
38 rebanadas de pan, ¿cuántos panes con jamón se podrán preparar?, ¿sobrará alguna pieza?  
¿cuántas?  
28 rebanadas de pan, ¿cuántos panes con jamón se podrán preparar?, ¿sobrará alguna pieza?  
¿cuántas?



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

2. En el punto 1, establece para cada situación, quién limita la producción de panes con jamón, las rebanadas de pan o el jamón. Es decir quién es el “reactivo limitante” para cada situación.

Una vez analizada la analogía anterior, podemos tener ya una idea y una definición de reactivo limitante. Escríbela y luego compara tus observaciones con las emitidas líneas abajo.

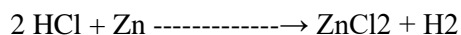
El reactivo limitante será aquél que se agote primero en la reacción.

El reactivo en exceso será aquel que no se agote por completo durante la reacción. La cantidad de producto que se obtenga de la reacción, dependerá siempre de la cantidad de reactivo limitante que se tenga en la reacción.

Por estequiometría entendemos el estudio de las proporciones (en masa, en moles, en volumen) existentes entre las distintas sustancias que intervienen en la reacción química. Es decir, nos permite calcular las cantidades de sustancias que reaccionan y/o se producen, a partir de unos datos iniciales. A la hora de realizar cálculos estequiométricos, seguimos unas reglas básicas:

### EJERCICIOS: pon a prueba tus conocimientos.

1. Se hacen reaccionar 360 gramos de ácido clorhídrico con 10 moles de cinc. ¿Qué masa de reactivo está en exceso? Se plantea la reacción química y la ecuación correspondiente balanceada



2. Las caretas de oxígeno, utilizadas en las emergencias, contienen superóxido de potasio, KO<sub>2</sub>, el cual reacciona con el CO<sub>2</sub> y el agua del aire exhalado dando oxígeno, según la ecuación:



Ejercicio: A partir de la reacción: $\text{Zn} (\text{s}) + \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g})$	Calcula:
a) Cantidad de ZnCl <sub>2</sub> obtenida si reaccionan completamente 100 g Zn	(208,56 g ZnCl <sub>2</sub> )
b) Volumen de H <sub>2</sub> obtenido en c.n. si reaccionan completamente 100 g Zn	(34,25 L H <sub>2</sub> )
c) Volumen de disolución de HCl 5 M necesario para que reaccionen completamente los 100 g Zn	(0,61 L disol)
d) Cantidad de zinc con riqueza del 75% necesaria para obtener 20 g ZnCl <sub>2</sub> .	(12,82 g Zn impuro)
e) Si reaccionan 100 g Zn, Vol. H <sub>2</sub> obtenido a 800 mmHg y 30°C suponiendo un rendimiento del 70%.	(25,26 L H <sub>2</sub> )
f) Cantidad en g de HCl necesaria para obtener 10 g ZnCl <sub>2</sub> , suponiendo un rendimiento del 70%.	(7,65 g HCl)

### LABORATORIO N°4: EL REACTIVO LIMITANTE

#### OBJETIVO

Identificar las transformaciones químicas experimentalmente.

#### FUNDAMENTO TEÓRICO

Cuando los reactivos no se encuentran en proporciones estequiométricas, al producirse la reacción completa uno de los reactivos se consumirá totalmente, **reactivo limitante**, mientras que de otro sobrará cierta cantidad, **reactivo en exceso**.



## MATERIALES

Vinagre (ácido acético CH<sub>3</sub>COOH)

Una botella pequeña con cuello estrecho o erlenmeyer de 250 ml.

Un globo Un embudo Bicarbonato de sodio NaHCO<sub>3</sub> Una cuchara pequeña



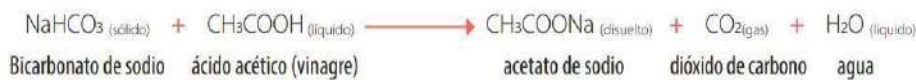
## PROCEDIMIENTO

1. Ver el vídeo  
<https://www.youtube.com/watch?v=Txb171MMAOg&t=65s>
2. Vierta 100 ml de vinagre en la botella pequeña o erlenmeyer.
3. Tome un globo y empleando un embudo, agregue una cucharadita (3 g aproximadamente) de bicarbonato de sodio.
4. Coloque el globo sobre la abertura de la botella sin que caiga el bicarbonato de sodio dentro de ella (como se indica en la imagen).
4. Levante la parte del globo que contiene el bicarbonato, de forma que caiga dentro de la botella.
5. Observe y registre los cambios evidenciados.



### Informe de

1. Responda las siguientes preguntas tomando como resolución del



¿Cuáles sustancias son los reactivos de la reacción?

¿Cuáles sustancias son los productos de la reacción?

2. Complete los espacios en la imagen derecha indicando las sustancias presentes después de la reacción química.

3. ¿Qué cambios le indican que hubo una reacción química?

**¿QUÉ ES EL PH?**

Probablemente ya haya escuchado la palabra “pH” o los términos “ácido” o “alcalino”; pero ¿qué es exactamente el pH? ¿Por qué decimos que un líquido de uso diario como el vinagre es ácido? El pH es una propiedad química de una solución acuosa que indica su grado de acidez o alcalinidad. Los valores de pH pueden variar de 0 a 14, donde los valores de pH de 0 a 7 se denominan “ácidos” y los de 7 a 14, “alcalinos”, mientras que un valor de pH de 7 es neutro.

Indicador	Color de la forma ácida (HA)	Color de la forma básica (A-)	Intervalo de viraje (pH inferior y superior)
Rojo congo	Azul	Rojo	3,0 - 5,0
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul violeta	3,0 - 4,6
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,2 - 4,4
Verde de bromocresol	Amarillo	Azul	3,8 - 5,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,8 - 6,0
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Rojo fenol	Amarillo	Rojo	6,6 - 8,0
Rojo cresol	Amarillo	Rojo	7,0 - 8,8
Azul de timol	Amarillo	Azul	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa fucsia	8,2 - 10,0
Amarillo de alizarina	Amarillo	Rojo	10,1 - 12,0

**Ejercicio 1: Ácido Fuerte (Cálculo directo)**

**Problema:** Calcula el pH de una solución de Ácido Clorhídrico ( $HCl$ ) 0.025 M.

**Resolución:** Como el  $HCl$  es un ácido fuerte, se disocia completamente:  $[H^+] = 0.025 M$ .

1. Aplicamos la fórmula:  $pH = -\log(0.025)$ .
2. Usando la calculadora:  $pH \approx 1.60$ . **Conclusión:** Es una solución altamente ácida.

**Ejercicio 2: Base Fuerte (Uso del pOH)**

**Problema:** Calcula el pH de una solución de Hidróxido de Sodio ( $NaOH$ ) 0.001 M.

**Resolución:** El  $NaOH$  libera iones  $OH^-$ , por lo que primero calculamos el pOH:

1.  $[OH^-] = 0.001 M \rightarrow 1 \times 10^{-3} M$ .
2.  $pOH = -\log(10^{-3}) = 3$ .
3. Como  $pH + pOH = 14$ , despejamos el pH:  $pH = 14 - 3 = 11$ . **Conclusión:** Es una solución básica.



### Ejercicio 3: De pH a Concentración

**Problema:** Una bebida gaseosa tiene un pH de 3.4. ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno  $[H^+]$  en la bebida?

#### Resolución:

1. Usamos la función inversa del logaritmo:  $[H^+] = 10^{-pH}$ .
2. Sustituimos:  $[H^+] = 10^{-3.4}$ .
3. Resultado:  $[H^+] \approx 3.98 \times 10^{-4} M$ .

### Ejercicio 4: Mezcla y Neutralización (Nivel Avanzado)

**Problema:** Se mezclan 500 ml de  $HCl$  0.1 M con 500 ml de agua destilada. ¿Cuál es el nuevo pH?

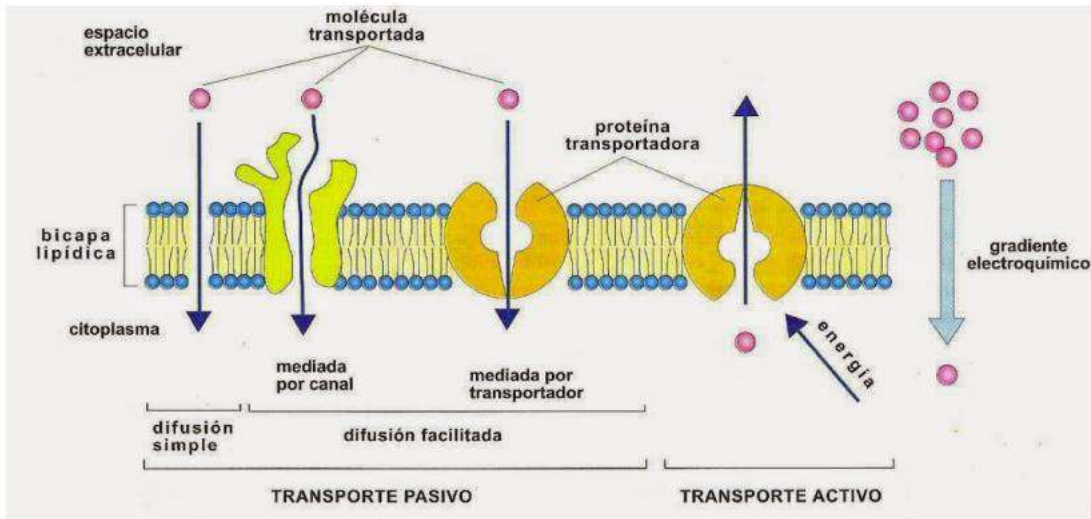
#### Resolución:

1. Al duplicar el volumen (de 500 ml a 1000 ml o 1 L), la concentración se reduce a la mitad (dilución).
2. Nueva concentración:  $0.1 M/2 = 0.05 M$ .
3.  $pH = -\log(0.05) = 1.30$ .

### TABLA DE SOLUCIONES COMUNES.

Solución	$[H^+]$ (M)	pH	Clasificación
Jugo Gástrico	0.01	2	Ácido Fuerte
Sangre Humana	$4 \times 10^{-8}$	7.4	Ligeramente Básico
Limpiador de Hornos	$1 \times 10^{-13}$	13	Base Fuerte
Agua de Lluvia	$3.2 \times 10^{-6}$	5.5	Ácido Débil

## MEMBRANA CELULAR



### Transporte Pasivo (Sin gasto de energía / ATP)

Las moléculas se mueven a favor del gradiente de concentración (de donde hay más a donde hay menos). Es como bajar una colina en bicicleta sin pedalear.

- **Difusión Simple:** Moléculas pequeñas y sin carga (como O<sub>2</sub> y CO<sub>2</sub>) pasan directamente por la bicapa.
- **Difusión Facilitada:** Moléculas grandes o con carga (glucosa, iones) necesitan un "túnel" (proteína de canal o transportadora).
- **Ósmosis:** El movimiento específico del agua.

**¡Ojo con esto!** Explica los medios **Isotónicos, Hipotónicos e Hipertónicos**. Es vital para entender por qué una célula se hincha (citólisis) o se arruga (plasmólisis).

### Transporte Activo (Con gasto de energía / ATP)

Las moléculas se mueven **en contra** del gradiente (de donde hay menos a donde hay más). Es como subir la colina pedaleando.

- **Bomba Sodio-Potasio (Na<sup>+</sup>/K<sup>+</sup>):** Fundamental para los impulsos nerviosos. Saca 3 Na<sup>+</sup> e introduce K<sup>+</sup>.
- **Transporte en Masa:** Para partículas gigantes.
  - **Endocitosis:** La célula "traga" (fagocitosis para sólidos, pinocitosis para líquidos).
  - **Exocitosis:** La célula expulsa desechos o secreta hormonas.

### Actividad Práctica: "El Desafío del Huevo"

Para que vean la ósmosis en la vida real sin microscopio:



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

1. **Paso 1:** Disuelve la cáscara de un huevo con vinagre (ácido acético) durante 24h hasta que quede solo la membrana elástica.
2. **Paso 2:** Pon el huevo en **miel o almíbar** (medio hipertónico). El huevo se encogerá porque el agua sale hacia donde hay más azúcar.
3. **Paso 3:** Pon el huevo en **agua destilada** (medio hipotónico). El huevo se inflará porque el agua entra a la célula.

---

**Reto de Análisis:**

"Si un naufrago bebe agua de mar (muy salada), ¿por qué sus células se deshidratan más rápido en lugar de hidratarse?" (Respuesta esperada: El agua de mar es un medio hipertónico que obliga al agua a salir de las células por ósmosis).

**LABORATORIO VIRTUAL: "FRONTERAS CELULARES Y PERMEABILIDAD"**

**Herramienta sugerida:** [Simulador de Membrana Celular - PhET Interactive Simulations](#) o el simulador de LabXchange.

**Parte 1: Simulación de Canales y Difusión**

**Instrucciones:**

1. Ingresa al simulador y configura una membrana con **canales cerrados**.
2. Añade 50 moléculas de color azul afuera y observa qué sucede.
3. Abre los canales de "difusión facilitada".
4. **Pregunta de análisis:** ¿Qué determina que las moléculas dejen de moverse hacia adentro de forma neta?

**Parte 2: El Reto de la Bomba Na<sup>+</sup>/K<sup>+</sup>**

**Instrucciones:**

1. Activa la opción de "Transporte Activo".
2. Observa el consumo de **ATP** cada vez que la proteína cambia de forma.
3. Intenta mover todos los iones hacia un solo lado.
4. **Reflexión:** ¿Podría la célula mantener su impulso nervioso si se agota el ATP? Justifica usando lo observado en la animación.

**Parte 3: Laboratorio "Análogo" (En casa)**

Si no tienes acceso a internet, pídeles que realicen el experimento de la **papa y la sal**:

1. Corta dos trozos de papa iguales.
2. Pon uno en agua con mucha sal y otro en agua pura.
3. Al día siguiente, mide su flexibilidad y tamaño.
4. Escribe los análisis.

**EJERCICIOS TIPO ICFES**

1. Un científico observa que una sustancia "X" ingresa a la célula solo cuando hay una alta concentración de ATP disponible. Si se inhibe la producción de energía en la mitocondria, el transporte de "X" se detiene. Este tipo de transporte se clasifica como:

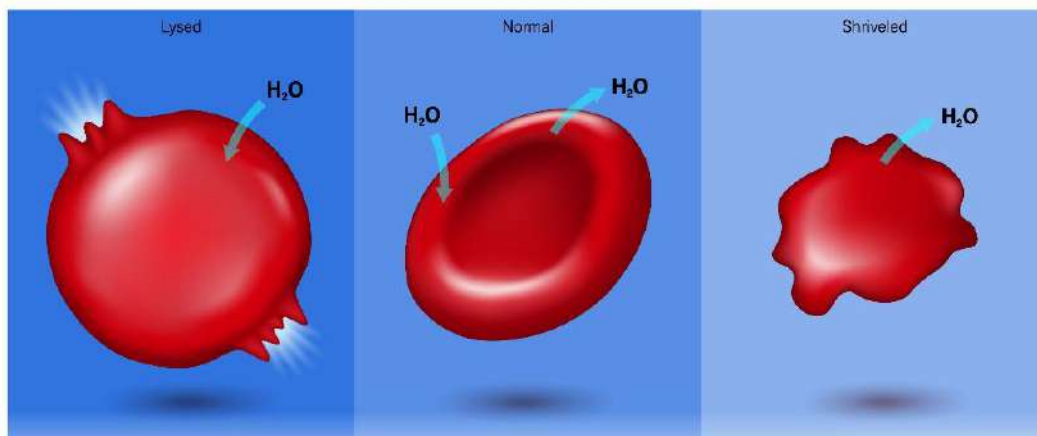
- A. Difusión simple, porque depende de la concentración.
- B. Transporte activo, porque requiere gasto energético contra el gradiente.
- C. Ósmosis, porque busca equilibrar el paso de agua.
- D. Difusión facilitada, porque usa proteínas de canal sin gastar energía.

2. Se colocan células sanguíneas (eritrocitos) en tres soluciones con diferentes concentraciones de sal (NaCl). Observe el siguiente esquema de los resultados:

- **Tubo 1:** La célula mantiene su forma.
- **Tubo 2:** La célula se hincha y estalla (hemólisis).
- **Tubo 3:** La célula se arruga y encoge (crenación).

De acuerdo con esto, las soluciones son respectivamente:

- A. Isotónica, Hipotónica, Hipertónica.
- B. Hipertónica, Isotónica, Hipotónica.
- C. Hipotónica, Hipertónica, Isotónica.
- D. Isotónica, Hipertónica, Hipotónica.



3. El proceso por el cual una ameba rodea una partícula de alimento sólida con su membrana para ingerirla se conoce como:

- A. Exocitosis. B. Pinocitosis. C. Fagocitosis. D. Difusión facilitada.

4. Un glóbulo rojo se coloca en una solución cuya concentración de solutos es mucho menor que la del interior de la célula. ¿Qué fenómeno se espera observar?

- A. Equilibrio dinámico sin cambio de volumen
- B. Crenación por salida de agua
- C. Plasmólisis de la membrana plasmática
- D. Hemólisis por entrada excesiva de agua



5. La fagocitosis es un mecanismo de transporte en masa que las células del sistema inmune utilizan para eliminar patógenos. Este proceso se caracteriza por:

- A. La difusión simple de macromoléculas de ADN
- B. El paso de iones a través de canales de calcio
- C. La salida de neurotransmisores al espacio sináptico
- D. La deformación del citoesqueleto para rodear la partícula

6. Las raíces de las plantas absorben minerales del suelo incluso cuando la concentración de estos en el suelo es muy baja comparada con el interior de la raíz. ¿Qué mecanismo explica esto?

- A. Flujo masivo por transpiración
- B. Diálisis a través de la pared celular
- C. Difusión simple por la cutícula
- D. Transporte activo primario

7. Un estudiante analiza cuatro sustancias y obtiene los siguientes valores de pH: Jugo de limón (2.3), Leche (6.5), Sangre (7.4) y Amoníaco (11.5). ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la concentración de iones hidrógeno  $[H^+]$ ?

- A. Todas las sustancias tienen la misma cantidad de iones hidroxilo  $[OH^-]$ .
- B. El amoníaco es la sustancia con más iones  $[H^+]$  disponibles.
- C. El jugo de limón tiene la mayor concentración de iones  $[H^+]$ .
- D. La sangre tiene una concentración de  $[H^+]$  mayor que la leche.

8. Si una solución A tiene un pH de 4 y una solución B tiene un pH de 6, se puede afirmar que:

- A. La solución A es 100 veces más ácida que la solución B.
- B. Ambas soluciones son básicas porque superan el pH neutro.
- C. La solución A es el doble de ácida que la solución B.
- D. La concentración de  $[H^+]$  en B es mayor que en A.

9. El mantenimiento del pH sanguíneo entre 7.35 y 7.45 es vital. Si el pH de la sangre de una persona desciende a 7.1, se dice que entra en un estado de acidosis. En este estado, la concentración de  $[H^+]$ :

- A. Se mantiene constante gracias a los sistemas buffer.
- B. Ha aumentado respecto al valor normal.
- C. Ha disminuido para compensar el exceso de dióxido de carbono.
- D. Es igual a la concentración de iones hidroxilo  $[OH^-]$ .

10. Un agricultor nota que su suelo tiene un pH de 5.5 (ácido) y desea neutralizarlo para sembrar un cultivo que requiere pH neutro. ¿Qué sustancia debería agregar?

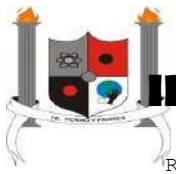
- A. Abono rico en nitratos ácidos.
- B. Cal apagada o Cal viva (compuestos básicos).
- C. Agua destilada en grandes cantidades.
- D. Vinagre o ácido acético.

**Nota:** durante el periodo se resolverán diversos ejercicios tipo ICES, se deben de estudiar y comprender desde lo conceptual y exponerlos en la clase.



## **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). Omega
- [https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2016/09/librotexto/Texto\\_quimica\\_2\\_BGU.pdf](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.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA YERMO Y PARRES

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

