

## GUÍA DE APRENDIZAJE “PROPIEDADES GENERALES DE LAS SOLUCIONES”

Nombre: \_\_\_\_\_ Curso: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_

### Objetivo de aprendizaje:

➤ **OA 15:** Explicar, por medio de modelos y la experimentación, las propiedades de las soluciones en ejemplos cercanos, considerando:

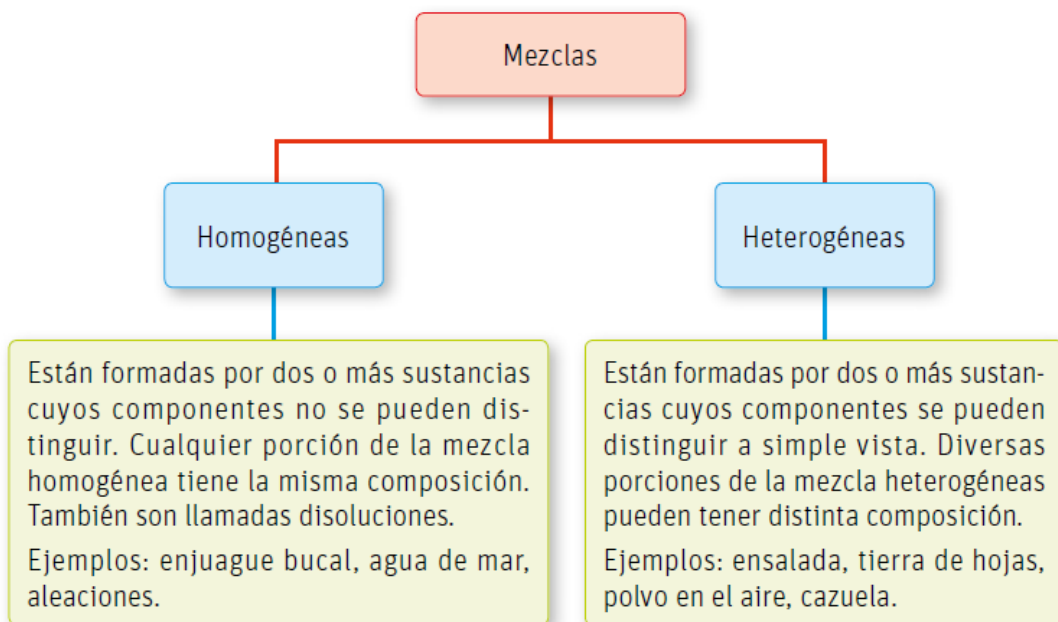
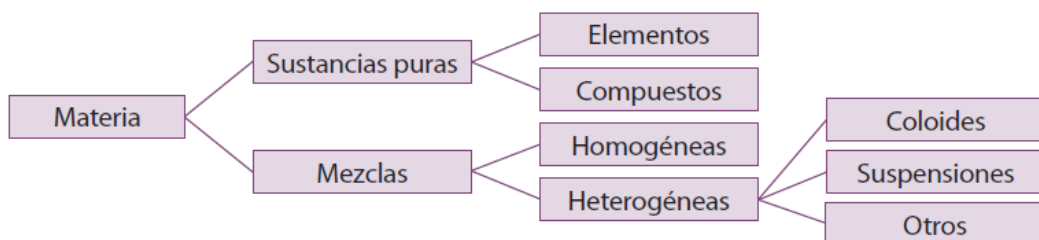
- El estado físico (sólido, líquido y gaseoso).
- Sus componentes (soluto y solvente).
- La cantidad de soluto disuelto (concentración).

### I. DISOLUCIONES

La mayoría de las sustancias que podemos identificar en nuestro entorno no se encuentran puras, sino que en forma de mezclas de dos o más componentes, ya sean líquidos, sólidos o gaseosos, desde el aire que respiramos, hasta la mayoría de los materiales con que están confeccionados los objetos que usamos a diario. Algunas de estas mezclas reciben el nombre de DISOLUCIONES.

#### 1) MEZCLAS

Las **sustancias puras** tienen composición fija y se clasifican en elementos o compuestos. Un **elemento**, corresponde a una sustancia que no puede descomponerse en sustancias más simples (la unidad fundamental es el átomo). Un **compuesto** es una sustancia que está constituida por dos o más tipos de elementos combinados en diferentes proporciones. Las **mezclas**, a diferencia de las sustancias puras, están formadas por dos o más componentes. Las **mezclas heterogéneas** pueden ser clasificadas como **coloides** y **suspensiones**, y las **mezclas homogéneas**, como **soluciones o disoluciones**.



En las **suspensiones**, el tamaño medio de las partículas es mayor a  $100\ \mu\text{m}$  ( $1\ \mu\text{m} = 10^{-6}\text{m}$ ). Estas mezclas pueden separarse fácilmente por filtración o centrifugación. Las partículas son visibles a simple vista o al microscopio, ya que son mezclas heterogéneas. Cuando la materia en suspensión es un líquido como aceite, y sus gotitas son tan pequeñas que pasan por filtro y no se depositan con facilidad, la mezcla es una **emulsión**.

En los **coloides**, el tamaño de las partículas es menor que  $100\ \mu\text{m}$ , pero mayor que  $1\ \mu\text{m}$ . 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 (soluta) es un líquido; el agua. La sustancia dispersadora (disolvente) es un gas; el aire.

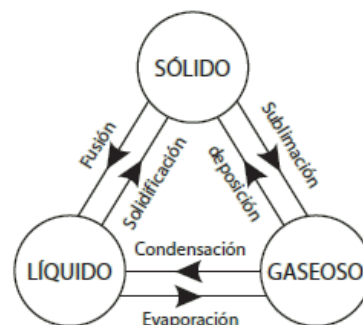
Medio dispersor	Fase dispersa	Clase	Ejemplo
Sólido	Sólido	Sol sólido	Perlas
	Líquido	Emulsión sólida	Queso, mantequilla
	Gas	Espuma sólida	Malvavisco, piedra pómez
Líquido	Sólido	Sol	Gelatinas, pinturas
	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
	Gas	Espuma	Merengue, jabonadura
Gas	Sólido	Aerosol sólido	Humo
	Líquido	Aerosol líquido	Nubes, spray

En las **soluciones**, el tamaño medio de las partículas es inferior a  $1\ \mu\text{m}$ . Son mezclas homogéneas entre un soluto y un solvente (disolvente). El soluto es el componente minoritario mientras que el disolvente se encuentra en mayor proporción en masa. Las disoluciones químicas son mezclas homogéneas, por lo tanto, corresponden a la mezcla de dos o más sustancias con una composición uniforme.



Las disoluciones químicas en las que el disolvente es agua se denominan **disoluciones acuosas**. Las disoluciones se caracterizan por presentar una sola fase, es decir, sus componentes no se identifican a simple vista, ni ayudados de un microscopio, razón por la que estos pueden separarse por cambios de fase (evaporación, fusión, condensación, solidificación), siempre y cuando sus puntos de ebullición y fusión sean distintos.

*Cuando la materia se transforma, sin que ocurra una alteración en su composición, se dice que ha cambiado de estado. Existen seis procesos en que un estado de la materia cambia a otro*



La explicación del proceso de disolución se fundamenta en las interacciones que se establecen entre soluto y disolvente y que son conocidas como **fuerzas intermoleculares**.

**ACTIVIDAD PLENARIA 1:** Completa el siguiente cuadro y clasifica los materiales en mezclas (homogéneas o heterogéneas) o sustancias puras.

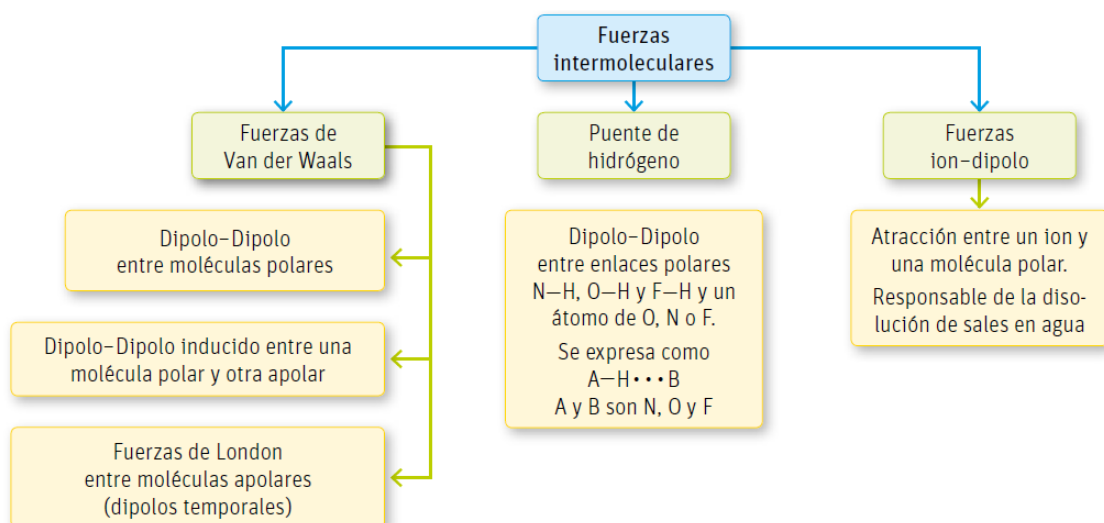
MATERIAL	CLASIFICACIÓN
Barras de oro	
Ensalada de verduras	
Bronce (mezcla de cobre y estaño)	
Limaduras de hierro	
Agua destilada	
Una pizza	
Jugo de frutilla	

**ACTIVIDAD PLENARIA 2:** Para cada disolución, indica el tipo de disolución (sólido-líquido, líquido-gas, sólido-sólido, etc) y señala el soluto y solvente involucrado en cada caso.

DISOLUCIÓN	TIPO	SOLUTO	SOLVENTE
Anillo de 18 quilates			
Pisco de 40°			
Gas licuado			
Piedra pómez			
Bebida gaseosa			

## 2) FUERZAS INTERMOLECULARES

Las fuerzas intermoleculares son fuerzas electrostáticas que se establecen entre las moléculas y son las que determinan en qué estado se va a encontrar una sustancia, además de otras propiedades macroscópicas de la materia como la temperatura de fusión o ebullición, la solubilidad, etc.



Por lo general, se puede decir que en forma relativa las fuerzas ion-dipolo son más fuertes que las de puente de hidrógeno y a su vez, estas son más fuertes que las de Van der Waals.

**ACTIVIDAD  
YOUTUBE**

<https://www.youtube.com/watch?v=LNHHoebqUew>  
Fuerzas intermoleculares



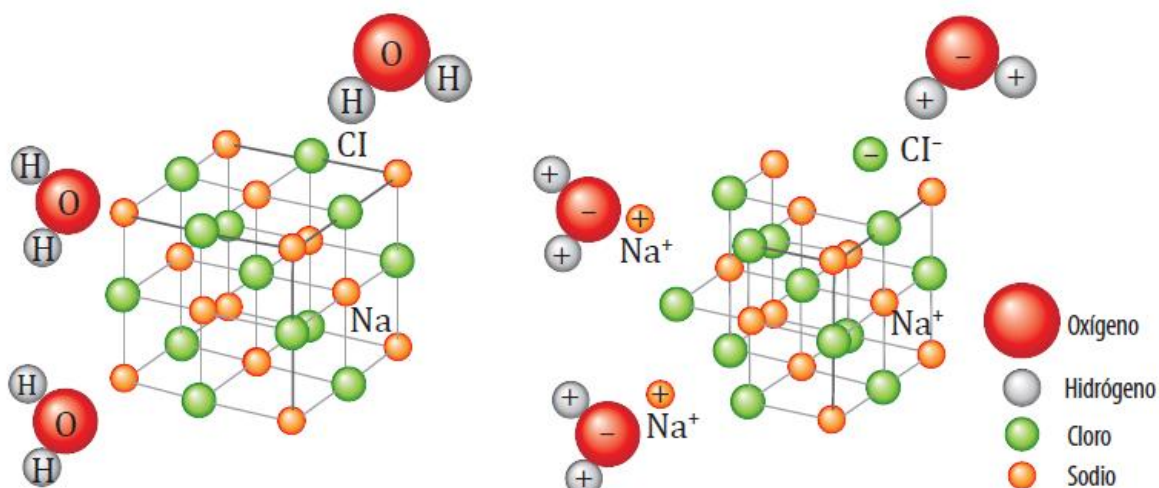
Ingresa a la dirección de YouTube y desarrolla la siguiente actividad de investigación en tu Bitácora:

- ✓ ¿Cuál es la diferencia entre fuerzas intermoleculares y fuerzas intramoleculares?
- ✓ ¿Qué diferencia a un puente de hidrógeno de una atracción dipolo-dipolo? Dibuja un ejemplo.

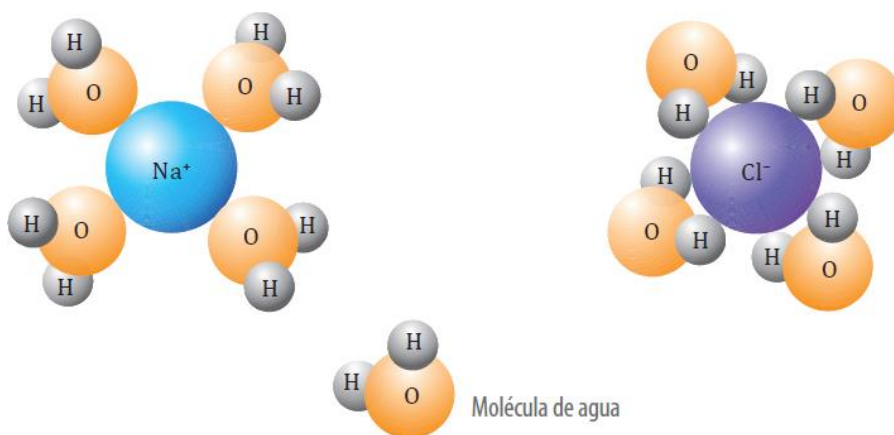
### 3) EL PROCESO DE DISOLUCIÓN

La disolución es el proceso donde las partículas de soluto se dispersan de manera homogénea en el interior del disolvente. Para que este proceso ocurra, es necesario que las fuerzas intermoleculares que se establecen entre el soluto y el disolvente sean mayores que las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas de cada uno de ellos (soluto y disolvente) de manera independiente.

Los iones separados del cristal son rodeados completamente por las moléculas de agua. Las interacciones entre el soluto y el disolvente se denominan **solvatación**, en este caso en particular como el disolvente es agua, se conoce como **hidratación**. Este proceso queda explicado en el diagrama presentado a continuación.



Interacción entre el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) y el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).



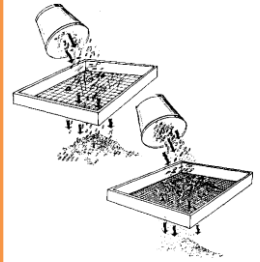
Proceso de hidratación del catión sodio ( $\text{Na}^+$ ) y anión cloruro ( $\text{Cl}^-$ )

## II. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Para separar los componentes de una mezcla se aprovecha el hecho de que tienen diferentes propiedades físicas y químicas. En general, una separación es la operación por la cual una mezcla se divide en al menos dos fracciones de distinta composición y características. Las principales son las siguientes:

### 1) TAMIZADO

Consiste en la separación de partículas sólidas de acuerdo a su tamaño. Prácticamente es usar coladores de distintos tamaños en los orificios. Es decir los de orificios más grandes en la parte superior y los que los tienen más pequeños en la parte inferior. Los coladores son llamados tamices (de ahí el nombre del procedimiento) y están hechos de telas metálicas. El ejemplo típico es el de la arena y piedras, para eliminar las piedras la arena es pasada a través de un tamiz, la arena (partículas de menor tamaño) pasan por el colador y las piedras quedan en éste.



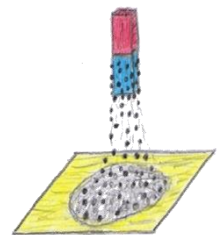
### 2) EVAPORACIÓN

Esta técnica se ocupa para separar un sólido disuelto en líquido o para separar líquidos que tengan distintos puntos de ebullición. La mezcla se calienta y al vaporizarse el líquido, el sólido queda en el recipiente. El principio que rige este método es el hecho de que las moléculas de sustancias líquidas cuando absorben calor, se vuelven gaseosas y se vaporizan. Por tanto, el líquido vaporizado no se recoge sino que se pierde a la atmósfera. El otro componente (que se requiere), entonces se recoge.



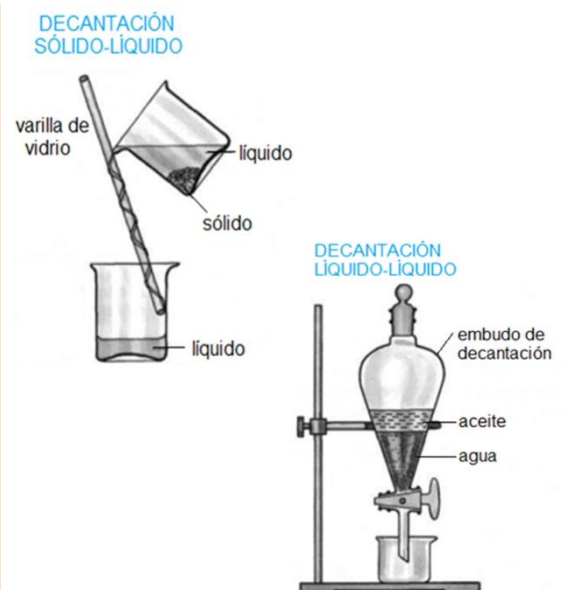
### 3) IMANTACIÓN

Es un método que consiste en separar una mezcla en la que una de sus sustancias tiene propiedades magnéticas, se debe utilizar un material o instrumento que contenga un campo magnético para separar las sustancias metálicas en la mezcla, como la extracción de las limaduras de hierro en una mezcla con arena. No todos los sólidos que tengan propiedades magnéticas pueden ser separados por imantación, por ejemplo, trozos de hierro en una fuente de agua.



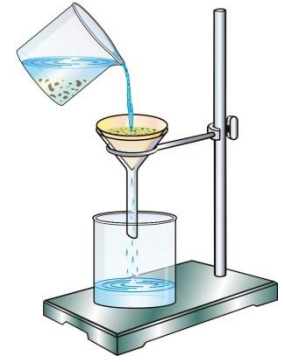
### 4) DECANTACIÓN

La decantación es una técnica que permite separar un sólido mezclado heterogéneamente con un líquido en el que es insoluble o bien dos líquidos inmiscibles (que no se pueden mezclar homogéneamente) con densidades diferentes. Si el sólido es bastante denso y grueso, tal vez se depositará en el fondo del recipiente. Así pues, inclinado el recipiente, se puede separar el líquido o sobrenadante, derramándose en otro recipiente sin que se caiga el sólido o sedimento. Para separar líquidos que no son solubles, como por ejemplo agua y aceite, es necesario introducir la mezcla en un recipiente llamado embudo de decantación y dejar que repose hasta que los líquidos se separan en dos capas. Después, se abre la llave y se deja salir el líquido de la capa inferior poco a poco, y cerramos la llave cuando falte poco para que salga el otro líquido.

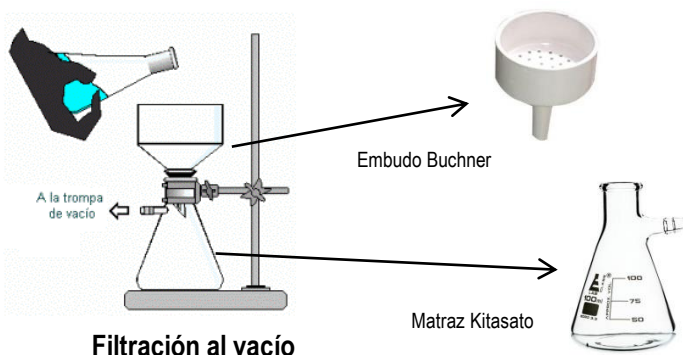


## 5) FILTRACIÓN

Es una técnica que es utilizada para separar sólidos que no se disuelven en el líquido. Se utiliza para separar un sólido de un líquido en el cual no es soluble. En el laboratorio, la filtración se lleva a cabo utilizando papel filtro. El papel de filtro es una especie de tamiz, con unos orificios muy pequeños que permiten el paso de los líquidos pero que impiden el paso de los sólidos. El líquido que atraviesa el filtro se denomina filtrado, y el sólido que ha quedado retenido por el filtro se denomina residuo.



Filtración simple

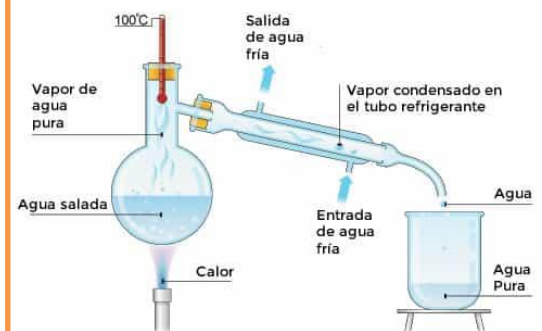


Filtración al vacío

La filtración, tanto en el laboratorio como industrialmente, se puede acelerar con el vacío y también con la presión. Si se filtra atmosféricamente se utiliza embudo y papel de filtro. Si se hace al vacío, se emplea un embudo especial llamado embudo Büchner y un matraz KITASATO, por donde se hace el vacío. El vacío se puede producir mediante una trompa especial por donde hacemos pasar el agua del grifo a una cierta velocidad, o con bombas de vacío, que ahorran agua pero que tienen un coste superior.

## 6) DESTILACIÓN

La destilación es un método comúnmente utilizado para la purificación de líquidos y la separación de mezclas con el fin de obtener sus componentes individuales. La destilación es una técnica de separación de sustancias que permite separar los distintos componentes de una mezcla. Esta técnica se basa fundamentalmente en los puntos de ebullición de cada uno de los componentes de la mezcla. Cuanto mayor sea la diferencia entre los puntos de ebullición de las sustancias de la mezcla, más eficaz será la separación de sus componentes; es decir, los componentes se obtendrán con un mayor grado de pureza.



Destilación simple

### ACTIVIDAD YOUTUBE

<https://www.youtube.com/watch?v=CQbGrni5K0Q>  
Destilación fraccionada

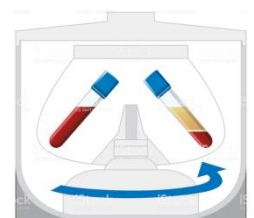


Ingresa a la dirección de YouTube y desarrolla la siguiente actividad de investigación en tu Bitácora:

- ✓ ¿Qué es la destilación fraccionada? Explica con tus palabras en 5 líneas.
- ✓ ¿Cuáles son los principales componentes de la destilación fraccionada del petróleo?

## 7) CENTRIFUGACIÓN

La Centrifugación es un método que permite separar sólidos de líquidos, o líquidos de líquidos de diferentes densidades mediante la utilización de una centrifuga de laboratorio. La centrifuga obliga a una mezcla a experimentar un movimiento rotatorio con una fuerza de mayor intensidad que la fuerza gravitacional, provocando la sedimentación del sólido o de las partículas de mayor densidad.



Existen otras técnicas de separación como la cristalización, la cromatografía, la sublimación, la lixiviación, la flotación, entre otros.

**ACTIVIDAD PLENARIA 3:** Cómo se podrían separar los componentes de las siguientes mezclas (puede haber más de una opción, elije solo una):

MEZCLA	TÉCNICA DE SEPARACIÓN
Arena y agua	
Agua y aceite vegetal	
Corchetes de hierro y azúcar	
Sal y agua	
Glóbulos rojos y plasma	
Alcohol y agua	
Sal y arroz	

### III. PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

Las disoluciones químicas tienen propiedades que dependen de la naturaleza del soluto y otras que son independientes de él.

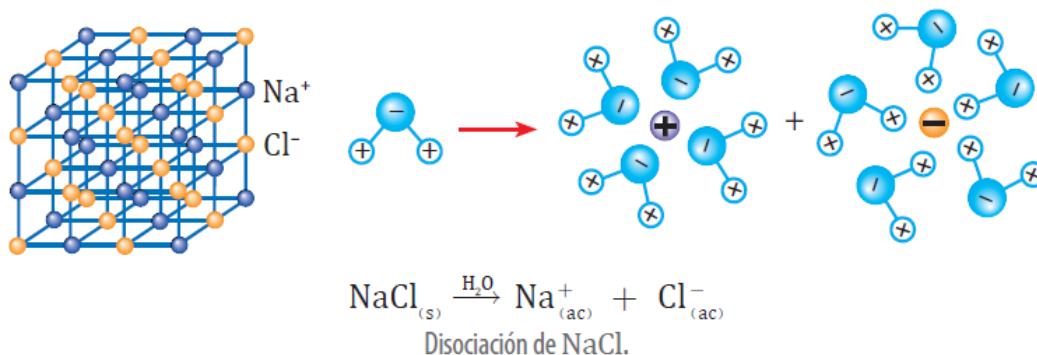
#### 1) CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

La **conductividad eléctrica** es la capacidad que posee un material para permitir el paso de la corriente eléctrica a través de él. El agua pura no tiene la capacidad de conducir la corriente eléctrica, a diferencia de muchas disoluciones acuosas que sí, por lo tanto, podemos deducir que la conductividad de la disolución acuosa dependerá del soluto disuelto, es decir, será este el que determinará si la mezcla es conductora o no.

Los metales no son los únicos que conducen la electricidad, ya que existen soluciones que también son conductoras. Algunos compuestos químicos al disolverse en agua generan iones que permiten la conducción de la corriente eléctrica en una disolución. Los solutos que se disuelven en un disolvente y forman una disolución acuosa pueden ser **compuestos iónicos** o **compuestos moleculares**.

Los primeros se caracterizan porque al entrar en contacto con el agua, cada ion se separa de la estructura original y se dispersa en la disolución. En esos casos se dice que el soluto se ha **disociado** en sus iones al disolverse, lo que provocará que la disolución se vuelva conductora de corriente eléctrica.

Las sustancias que al disolverse en agua generan iones y permiten conducir la electricidad se denominan **electrolitos**. El cloruro de sodio o sal común (NaCl) es un **electrolito fuerte**, porque se disocia completamente en agua, como se muestra a continuación:





Los **electrolitos débiles** se disocian solo parcialmente en agua, generando pocos iones y conduciendo débilmente la corriente eléctrica.

En tanto, los **compuestos moleculares** al disolverse en agua mantienen prácticamente intacta la estructura de sus moléculas, de modo que en la disolución existen moléculas individuales dispersas, pero no en disociación, aunque existen algunos pocos compuestos que se disocian débilmente. Estos solutos en general son **no electrolitos**, los cuales son sustancias que en disolución no generan iones, por lo cual no conducen la corriente eléctrica.

➤ Disociación de electrolitos

La disociación es un proceso en el cual las moléculas de un compuesto (iónico o molecular) se separan produciendo iones cuando están disueltas en agua. La carga neta de los cationes y aniones que se forman siempre es igual a cero. Para saber cuáles son las sustancias que se disocian, se debe considerar la siguiente tabla:

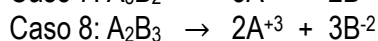
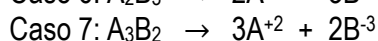
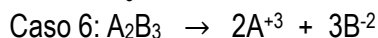
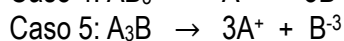
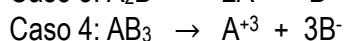
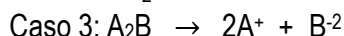
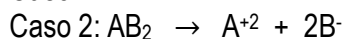
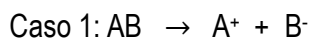
<b>ELECTROLITOS FUERTES (Se disocian completamente)</b>	<b>ELECTROLITOS DÉBILES (Se disocian parcialmente)</b>	<b>NO ELECTROLITOS (No se disocian)</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>Algunos hidrácidos (HCl, HBr y HI).</li> <li>Algunos oxiácidos (HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y HClO<sub>4</sub>).</li> <li>Algunos hidróxidos (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Mg(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> y Ba(OH)<sub>2</sub>).</li> <li>Todas las sales iónicas (BaCl<sub>2</sub>, KF, Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, etc).</li> <li>Todas las oxisales (Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, etc).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>El resto de los hidrácidos (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se y HF).</li> <li>El resto de los oxiácidos (HNO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HClO, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, HBrO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, etc).</li> <li>El resto de los hidróxidos (Cu(OH)<sub>2</sub>, NH<sub>4</sub>OH*, Fe(OH)<sub>3</sub>, AgOH, etc).</li> <li>Algunos compuestos orgánicos (ácidos carboxílicos, alcoholes, aminas, etc).</li> <li>Todos los aminoácidos, ácidos grasos y ácidos nucleicos.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Los elementos en su estado fundamental (N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Ar, S, P<sub>4</sub>, etc).</li> <li>Todos los óxidos y peróxidos.</li> <li>Todas las sales volátiles (CCl<sub>4</sub>, SF<sub>6</sub>, etc).</li> <li>Todos los hidruros metálicos (NaH, FeH<sub>2</sub>, AlH<sub>3</sub>, etc) y no metálicos (PH<sub>3</sub>, BH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>** , SiH<sub>4</sub>, etc).</li> <li>Muchos compuestos orgánicos (hidrocarburos, funciones orgánicas apolares, etc).</li> </ul>

\*Proviene del NH<sub>3</sub> cuando reacciona con el agua.

\*\*Se trata de un compuesto de transición, es decir, inorgánico/organico.

En términos generales, la disociación de especies puede ocurrir según sea A=catión y B=anión, tendríamos:

Ojo: el anión "B" puede ser monoatómico (compuestos binarios) o poliatómico (compuestos ternarios o cuaternarios).



Profundiza un poco más sobre la disociación de compuestos accediendo al siguiente link:

<https://www.youtube.com/watch?v=IHojSZWb2pl>

Cómo ionizar un compuesto







**ACTIVIDAD PLENARIA 4:** A partir del compuesto dado en la siguiente tabla, determina el tipo de soluto (electrolito fuerte o débil) y escribe la ecuación de disociación del compuesto (analiza a que caso corresponde previamente).

COMPUESTO	TIPO DE SOLUTO	ECUACIÓN DE DISOCIACIÓN
HF		
KI		
BaCl <sub>2</sub>		
H <sub>2</sub> S		
AlF <sub>3</sub>		
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>		
Na <sub>2</sub> S		
KOH		
Cu(OH) <sub>2</sub>		
Al(OH) <sub>3</sub>		
HClO <sub>4</sub>		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		
NaHCO <sub>3</sub>		
K <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>		

## 2) SOLUBILIDAD

### a) Concepto de solubilidad:

La solubilidad es la medida máxima de soluto que se puede disolver en un disolvente dado. Por ejemplo, decimos que la solubilidad del azúcar (sacarosa) en agua es aproximadamente 200 g de sacarosa/100 g de agua a 25 °C. Esto significa que en 100 g de agua, aproximadamente 100 mL, se pueden disolver hasta 200 g de azúcar a una temperatura de 25 °C.

**ACTIVIDAD PLENARIA 5:** A partir de la siguiente tabla, responde las siguientes preguntas:

Solubilidad de algunas sustancias en agua, a 20°C y 1 atm (en g por 100g de agua)	
"Sustancia"	"Solubilidad"
Oxígeno	0,0043
Nitrógeno	0,0019
Dióxido de carbono	0,17
Benceno	0,08
Azúcar	204
Cloroformo	1,3
Amoniac	52,6

- ¿Por qué el azúcar aparece con otro valor de solubilidad?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

- ¿Qué significa que la solubilidad del amoniac sea de 52,6?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

b) Clasificación de las disoluciones según su solubilidad.

Las disoluciones se pueden clasificar según su contenido de soluto en tres grupos:

Disolución insaturada o no saturada	Disolución saturada	Disolución sobresaturada
Corresponde a las disoluciones en las que el soluto y el disolvente no están en la proporción ideal a una temperatura determinada, es decir, el disolvente podría admitir más soluto y disolverlo.	Es aquella en la que el soluto y el disolvente están en la proporción ideal respecto a la capacidad de disolver a una temperatura dada, es decir, el solvente no puede disolver más soluto.	Es una disolución que contiene más soluto del que puede haber en una disolución saturada. Este tipo de disoluciones no son muy estables, ya que con el tiempo una parte del soluto se separa de la disolución sobresaturada en forma de cristales.

**ACTIVIDAD PLENARIA 6:** Observando la tabla adjunta, completa según si la solución resultante será Insaturada, Saturada o Sobresaturada.

Soluto	SOLUBILIDAD g (soluto) / 100 g de agua		SOLUBILIDAD EN 100 g DE AGUA	
	Temperatura 20°C	Temperatura 50°C	SOLUTO	SOLUCIÓN RESULTANTE
NaCl	36,0	37,0	25 g de KCl a 20°C	
KCl	34,0	42,9		
NaNO <sub>3</sub>	88,0	114,0	445 g de AgNO <sub>3</sub> a 50°C	
KClO <sub>3</sub>	7,4	19,3	40 g de NaCl a 50°C	
AgNO <sub>3</sub>	222,0	455,0		
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	203,9	260,4		

c) Solubilidad de compuestos iónicos.

Todos los compuestos iónicos se disocian completamente en agua, pero no todos son capaces de solubilizarse por completo en ella a temperatura ambiente. La siguiente tabla menciona las reglas generales para que un compuesto iónico sea soluble en agua y las excepciones (es decir, aquellos que son poco solubles).

Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en el agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , I <sup>-</sup>	Halogenuros de Ag <sup>+</sup> , Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> , Pb <sup>2+</sup>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfatos de Ag <sup>+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Sr <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> , Hg <sup>2+</sup> , Pb <sup>2+</sup>
Compuestos insolubles	Excepciones
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , S <sup>2-</sup>	compuestos que contengan iones de metales alcalinos y NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
OH <sup>-</sup>	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y Ba <sup>2+</sup>

**ACTIVIDAD PLENARIA 7:** Clasifica a los siguientes compuestos iónicos en Solubles o Poco Solubles según las reglas de solubilidad (en agua a 25°C).

<b>COMPUESTO</b>	KF	Cu(OH) <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>	FeCl <sub>3</sub>
<b>SOLUBILIDAD</b>				

<b>COMPUESTO</b>	AgCl	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	PbI <sub>2</sub>	NaBr
<b>SOLUBILIDAD</b>				

<b>COMPUESTO</b>	NH <sub>4</sub> I	CaSO <sub>4</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	NaOH
<b>SOLUBILIDAD</b>				

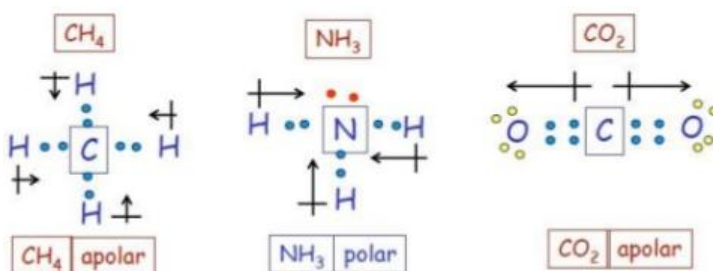
d) Factores que afectan la solubilidad.

Existen diferentes factores internos y externos que afectan la solubilidad de un soluto en un disolvente. El factor interno principal es la interacción soluto-disolvente, la cual está dada por la naturaleza del soluto y del disolvente. Algunos factores externos que afectan la solubilidad son la temperatura y la presión.

✓ Polaridad

Cuanto mayor sea la interacción entre el soluto y las moléculas del disolvente, mayor será la solubilidad. Las sustancias polares (que poseen un extremo positivo y otro negativo) se disuelven mejor en sustancias polares, y las apolares (sustancias que no poseen polos) se disuelven mejor en sustancias no polares.

Para saber si una molécula es polar o apolar, hay que analizar la geometría de la molécula a partir de su estructura de Lewis:



**ACTIVIDAD  
YOUTUBE**

<https://www.youtube.com/watch?v=Q2nU8Sm2QoM>  
Estructura de Lewis paso a paso TRUCOS ejercicios 03



Ingresa a la dirección de YouTube y desarrolla la siguiente actividad de investigación en tu Bitácora:

- ✓ Dibuja las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas: HCl y CCl<sub>4</sub>.
- ✓ Justifica la polaridad (polar o apolar) de cada molécula.
- ✓ Si mezclamos ambos compuestos, ¿serán solubles?

✓ Agitación

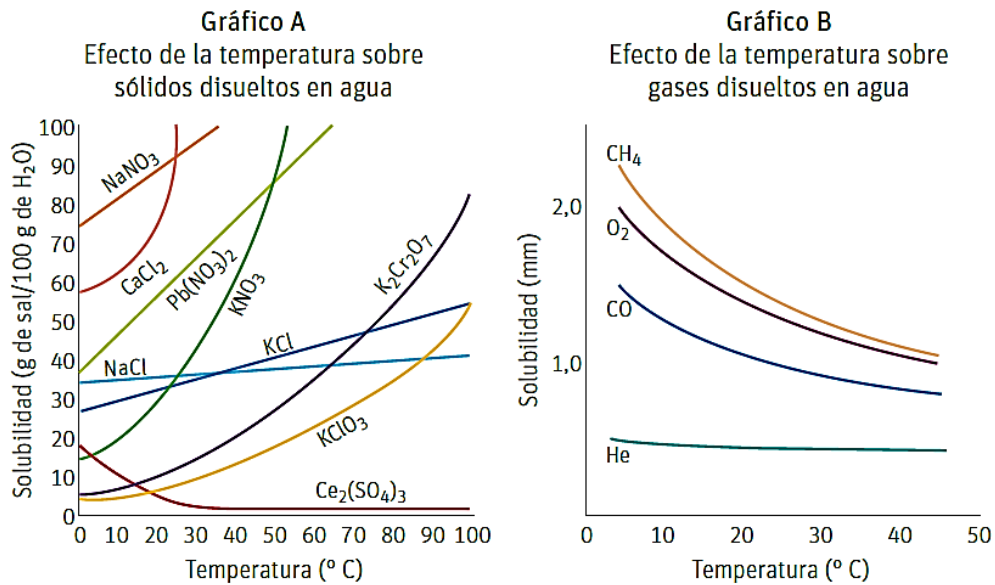
La agitación es un proceso mecánico para aumentar la movilidad de las moléculas dentro de la disolución, facilitando así el transporte de las moléculas de disolvente a la superficie y también haciendo que las moléculas de soluto que se encuentran en la cercanía del sólido viajen más rápidamente hacia el interior de la disolución.

La agitación no aumenta la solubilidad como tal, pero sí disminuye el tiempo que demora un sólido en disolverse en un disolvente determinado. Es decir, hace que el proceso sea más rápido.



✓ Temperatura

Al aumentar la temperatura en una disolución acuosa, las moléculas empiezan a moverse más rápidamente, lo que hace que la solubilidad de la mayoría de los solutos sólidos y líquidos aumente. Si observas el gráfico A, verás, por ejemplo, que la solubilidad del nitrato de potasio aumenta rápidamente con el incremento de la temperatura. Por el contrario, si observas el gráfico B, te darás cuenta de que en las disoluciones gas-líquido, al aumentar la temperatura, la solubilidad de los gases disminuye. Esto se debe al mismo efecto: al aumentar la velocidad de las moléculas de gas, estas saldrán más rápido a la superficie, disminuyendo la cantidad de gas en la disolución. Por esta dependencia que existe entre temperatura y solubilidad, los valores de solubilidad siempre van acompañados de la temperatura a la que se midieron.



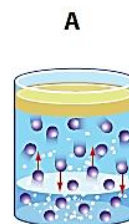
**ACTIVIDAD PLENARIA 8:** Considerando los gráficos anteriores, responde:

- A. En el gráfico A, ¿cuál es la sustancia más soluble a 0°C? \_\_\_\_\_
- B. En el gráfico B, ¿cuál es el gas más soluble? \_\_\_\_\_
- C. En el gráfico A, ¿cuál es la sustancia más soluble a 20°C? \_\_\_\_\_

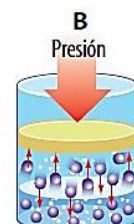
✓ Presión

La presión es otro de los factores que afecta la solubilidad. Esta influencia no se aprecia cuando el soluto es un líquido o un sólido, pues varía tan poco que no se considera. Pero en el caso de los solutos gaseosos, la variación en la presión generada sobre una disolución afecta significativamente la solubilidad.

La relación cuantitativa entre la solubilidad de un gas disuelto en un líquido y la presión fue estudiada por William Henry (1775–1836), quien enunció la llamada ley de Henry: "a temperatura constante, la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas, siempre que no tengan lugar reacciones químicas entre el gas y el líquido". Esta ley se expresa:



Sistema gaseoso en estado dinámico.



Efecto de la presión sobre un sistema gaseoso.

$$S_g = k P_g$$

Donde:

- $S_g$  = Solubilidad del gas.
- $k$  = Constante de Henry (específico para cada gas).
- $P_g$  = Presión parcial del gas.

**ACTIVIDAD PLENARIA 9:** La constante de Henry para el  $\text{CO}_2$  es 1,49 g/L atm. Considerando esta información, calcula:

A. ¿Cuál es la solubilidad de  $\text{CO}_2$  en una bebida, si al momento de empaclarla, la presión del gas es 5,0 atm?

B. ¿Cuál será la solubilidad cuando se destapa y se estabiliza a presión atmosférica (1,0 atm)?

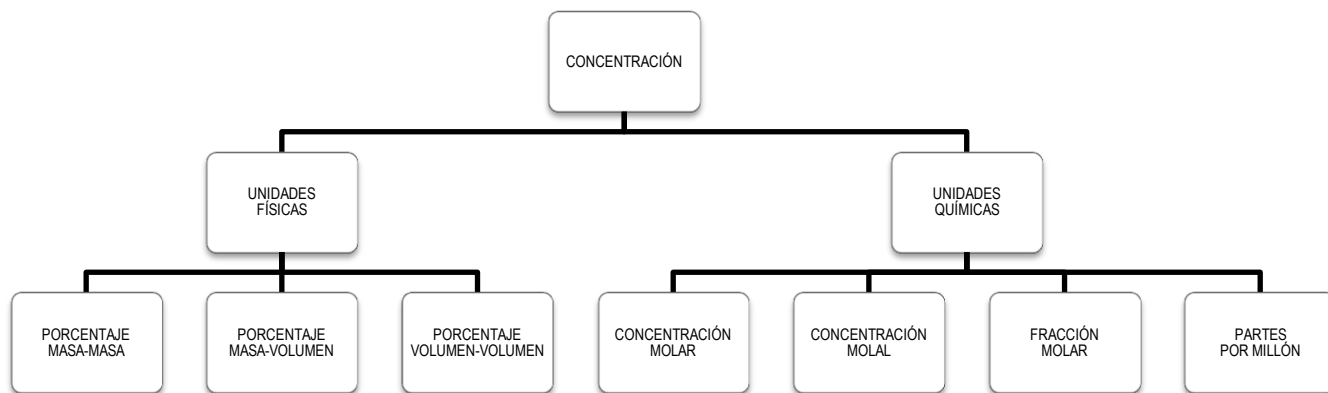
### 3) CONCENTRACIÓN

La **concentración** de una disolución corresponde a la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente o disolución. Se puede expresar cualitativa y cuantitativamente.

Los términos **disolución diluida** o **disolución concentrada** corresponden a expresiones cualitativas en las que existe una pequeña o elevada cantidad de soluto, respectivamente.



La concentración de una disolución también se puede determinar de manera cuantitativa. Se puede expresar en diferentes unidades, como unidades porcentuales, concentración molar, concentración molal, fracción molar y partes por millón.



Para expresar la concentración de forma cuantitativa, los científicos en el laboratorio miden la masa, el volumen o ambos, convirtiendo las unidades de medida según sea necesario.