



Estimadas y estimados estudiantes, La Organización Mundial de la Salud (OMS) en Europa ha publicado una guía para que las personas sanas se mantengan activas durante la cuarentena.

Como regla general, la OMS recomienda 150 minutos de actividad física moderada por semana o 75 minutos en el caso de que la intensidad sea más elevada. Los ejercicios, explican, se pueden realizar sin necesidad de tener un equipo especial e incluso en espacios limitados, no es necesario acudir a gimnasios, que ahora están cerrados, para estar en forma.

- **Haz pequeñas pausas con actividad física**

Uno de los primeros consejos es hacer pequeñas pausas con actividad física a lo largo del día, como bailar, jugar con los niños o hacer las tareas domésticas (las tareas domésticas son responsabilidad de todos, no solo de las mamás, **usted no ayuda en casa, es corresponsable como miembro de una familia**). Incluso simplemente levantarse para mover las piernas y facilitar la circulación sanguínea.

- **Camina en casa**

Otra recomendación es caminar por casa, ya que "incluso en espacios pequeños puede ayudarte a permanecer activo". "Si recibes una llamada, levántate o date un paseo por la casa mientras hablas, no te sientes".

- **Levántate cada 30 minutos**

La Organización Mundial de la Salud apunta también en la importancia de ponerse en pie siempre que sea posible, idealmente cada 30 minutos, y pone de relieve la importancia de usar una mesa elevada para, poder seguir trabajando. Por otro lado, durante tiempo libre sedentario sugieren priorizar las actividades de estimulación cognitiva como juegos de mesa, puzzles o la lectura.

- **Come sano y bebe agua**

Recuerdan también que para mantener una buena salud durante la cuarentena es importante comer sano y mantenerse hidratado, evitar las bebidas azucaradas y gaseosas, y limitar o incluso evitar las bebidas alcohólicas en personas jóvenes, embarazadas o que estén dando el pecho. Además, recomiendan una mayor ingesta de frutas y verduras frente a otros alimentos salados, azucarados y altos en grasas.

Fuente: <http://www.euro.who.int/en/health-topics/health-emergencies/coronavirus-covid-19/novel-coronavirus-2019-ncov-technical-guidance/stay-physically-active-during-self-quarantine/> [recache#article](https://www.who.int/es/news-room/fact-sheets/detail/healthy-diet). (véanlo... recomiendan ejercicios fáciles de realizar, siempre con cuidado)
<https://www.who.int/es/news-room/fact-sheets/detail/healthy-diet>

PROPIEDADES GENERALES DE LAS DISOLUCIONES

La guía anterior, se trató sobre las técnicas de separación de mezclas, se propusieron diferentes actividades que debieron haber realizado en sus cuadernos. Nuevamente les pido que si tienen dudas los invito a escribir a mi correo institucional: esepulveda@sanfernandocollege.cl, para así aclararlas y poder avanzar en la realización de esta guía.

Indicadores de Evaluación:	Habilidades	Curso:
1.- Caracterizar propiedades de las disoluciones químicas. 2.- Establecer propiedades de disoluciones químicas.	Observar Reconocer Identificar Analizar Clasificar Establecer	Segundo medio

Tipos de mezclas

a) Suspensión:

Mezcla heterogénea formada por un **sólido** en polvo o pequeñas partículas no solubles (**fase dispersa**) que se dispersan en un medio **líquido (fase dispersante)**.

Diámetro partículas → mayor a 1×10^{-3} mm

Las partículas en las suspensiones son visibles a nivel macroscópico.

Las suspensiones son filtrables.

Ejemplos: Agua y arena, pinturas vinílicas, jugos elaborados con frutas naturales, talco fino en agua, algunos medicamentos

b) Coloide:

Dispersión de partículas de una sustancia (**fase dispersa**) en un **medio dispersor**, formado por otras sustancias.

Diámetro partículas → de 10^{-6} a 10^{-3} mm

La fase dispersa y el medio dispersor pueden ser gases, líquidos, sólidos o una combinación de diferentes fases.

La fase dispersa está siempre en menor proporción.

Ejemplo: Un aerosol, la niebla, el humo, espuma de cerveza

Efecto Tyndall → fenómeno físico que hace que las partículas coloidales en una disolución o un gas sean visibles al dispersar la luz

c) solución o disolución.

Mezcla homogénea de uno o más **soluto(s)** (sustancia disuelta) distribuidos en un **disolvente** (sustancia que produce la disolución); este componente se encuentra en mayor proporción y es el que determina el estado de agregación en el que se encuentra la disolución.

Diámetro partículas → menor a 10^{-6} mm

Dependiendo del número de componentes, la solución puede ser: binaria, terciaria, cuaternaria, etc.

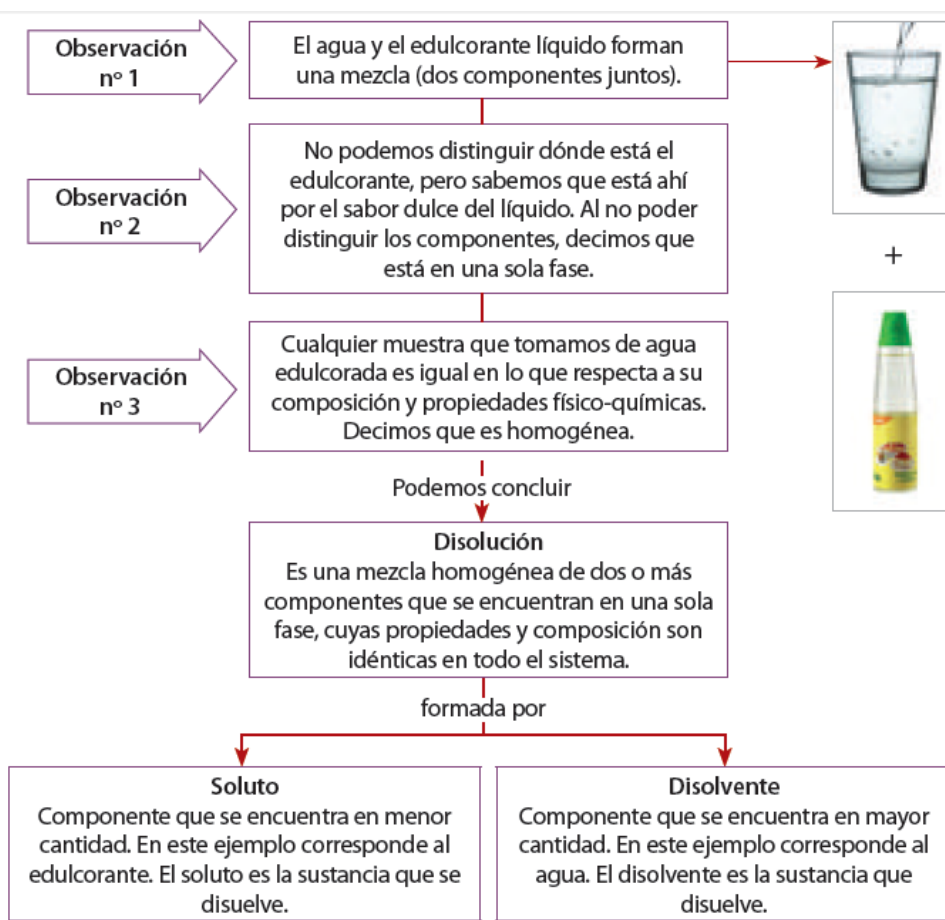
1. Propiedades generales de las disoluciones acuosas

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El soluto es la sustancia presente en menor cantidad, y el disolvente es la sustancia que está en mayor cantidad. Una disolución puede ser gaseosa (como el aire), sólida (como una aleación) o líquida (agua de mar, por ejemplo).



Soluto + disolvente = disolución

Observa atentamente el siguiente ejemplo, que te permitirá comprender qué es una disolución:

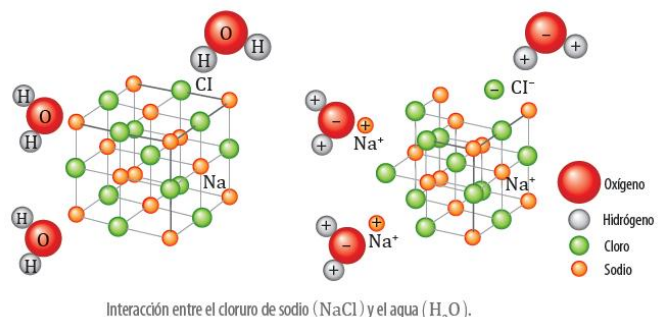


El componente denominado soluto corresponde a la fase dispersa y el disolvente, a la fase dispersante, que como ya se mencionó, es aquel que se presenta en mayor cantidad. Las disoluciones químicas en las que el disolvente es agua se denominan disoluciones acuosas.

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.

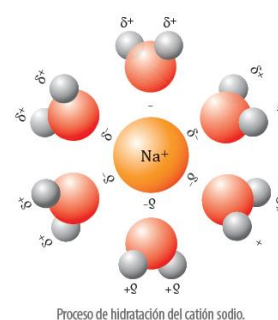
a. ¿Cómo se forman las disoluciones?

Una disolución se forma cuando una sustancia (soluto) se dispersa (disuelve) de manera uniforme en otra (disolvente), es decir, cuando las fuerzas de atracción entre el disolvente y el soluto son de magnitud igual o superior a las que existen entre las partículas de cada uno de ellos. Observa atentamente la siguiente figura, que representa la interacción entre el agua (H₂O) y el cloruro de sodio o sal



común (NaCl) al disolverse. ¿Qué observas? ¿Qué puedes interpretar respecto a cómo se forma la disolución?

Analicemos brevemente. El cloruro de sodio (NaCl) se disuelve fácilmente en agua porque la atracción entre los iones de la sal (Na⁺ y Cl⁻) y las moléculas polares del agua (H₂O) es mayor que la energía de la red cristalina del NaCl. Cuando se disuelve sal en agua, las moléculas del agua se orientan hacia la superficie de cada cristal, acercando el extremo negativo del dipolo del agua (oxígeno) hacia los iones sodio (Na⁺) y la parte positiva (hidrógeno) hacia el ion cloruro (Cl⁻) con una fuerza tal que les permite mover a los iones de la sal de su posición original en la red cristalina.



Una vez que los iones están separados del cristal, estos son rodeados completamente por las moléculas del agua. Estas interacciones entre el soluto y el disolvente se denominan **solvatación**. En este caso en particular, en que el disolvente es agua, se denomina **hidratación**.

Tal como vimos, a medida que un soluto sólido comienza a disolverse en un disolvente, aumenta la concentración de partículas de soluto en la disolución, y lo mismo ocurre con la probabilidad de que choquen con la superficie del sólido. Tal choque podría producir que la partícula quedara otra vez unida al sólido. Este proceso es opuesto al de la disolución se denomina **crystalización**. Por lo tanto, en una disolución que está en contacto con soluto no disuelto se dan dos procesos opuestos. Esta situación se representa en la siguiente ecuación:



2. Propiedades de las disoluciones

a. Estado físico de los componentes

En una disolución, el soluto y el disolvente pueden estar en estado sólido, líquido o gaseoso. El estado de la disolución se establece considerando el estado del disolvente, es decir, si el disolvente es líquido, la disolución también se considera líquida, independientemente del estado del soluto, porque el disolvente está en mayor cantidad y disuelve al soluto.

A continuación se presenta una tabla con algunos ejemplos de disoluciones según el estado físico del disolvente:

Tipos de disoluciones

Tipo de disolución	Disolvente	Soluto	Ejemplos
Líquida	Líquido	Líquido	Alcohol en agua, acetona en agua.
		Sólido	Sal en agua, azúcar en agua.
		Gas	Oxígeno en agua, bebida gaseosa.
Sólida	Sólido	Sólido	Bronce, latón, vidrio, acero, oro de 18 quilates.
		Gas	Hidrógeno en platino.
		Líquido	Mercurio en plata (amalgama dental), mercurio en oro (amalgama de oro)
Gaseosa	Gas	Gas	Todas las mezclas de gases.
		Sólido	Polvo en el aire.
		Líquido	Aire húmedo.

b. Solubilidad

La solubilidad corresponde a la máxima cantidad de una sustancia (soluto) que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente a temperatura específica. Se expresa comúnmente como la máxima cantidad de gramos de soluto disueltos por cada 100 mL de disolvente, o la máxima cantidad de gramos de soluto disueltos por cada 100 g de disolvente de acuerdo con la siguiente fórmula:

$$\text{Solubilidad (s)} = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{Masa disolvente}} 100$$

La solubilidad depende de la naturaleza química del soluto y del disolvente. Mientras más afines sean, más soluble será el soluto en el disolvente. Considerando la capacidad del disolvente para diluir un soluto, las disoluciones pueden considerarse como **insaturadas, saturadas y sobresaturadas**. Por ejemplo, si en una misma cantidad de agua se disuelven poco a poco distintas cantidades de sal común o cloruro de sodio (soluto), en algún momento la sal ya no será disuelta por el agua y se depositará en el fondo del recipiente. O sea, cuantitativamente hablando, si en 100 mL de agua a 25°C se pueden disolver como máximo 38,5 g de la sal, en ese punto se obtendrá una disolución saturada. Si la cantidad de sal agregada a los 100 mL es menor a 38,5 g, la disolución estará insaturada, pues aún se puede agregar más sal para llegar a la saturación. Sobre los 38,5 g de sal, la disolución estará sobresaturada y todo lo que se añada en exceso no se disolverá en agua y decantará (quedará en el fondo del recipiente).

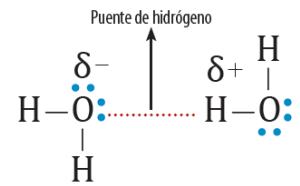
b.1 Factores que afectan la solubilidad

La medida en que un soluto se disuelve en un determinado disolvente depende de varios factores:

b.1.1 Interacciones soluto-disolvente

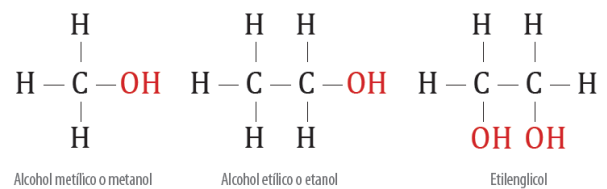
La tendencia natural de las sustancias que se mezclarán altera la solubilidad, pues cuanto mayor sea la interacción entre el soluto y las moléculas del disolvente, mayor será la solubilidad. Así, las atracciones electrostáticas (atracción entre dos sustancias de signo opuesto) facilitan el proceso de disolución. Las sustancias polares (que poseen un extremo positivo y otro negativo) se disuelven mejor en sustancias polares, y las no polares o apolares (sustancias que no poseen polos) se disuelven mejor en sustancias no polares. Esto constituye un principio básico en la solubilidad: las sustancias con fuerzas de atracción intermoleculares similares suelen ser mutuamente solubles. Expresado en un lenguaje más sencillo, "lo semejante disuelve a lo semejante".

¿Se podrán disolver sustancias no polares en agua (H₂O)? La solubilidad de la mayoría de las sustancias no polares en agua es muy pequeña, ya que la molécula de agua es polar. Por ejemplo, el aceite no es soluble en agua debido a la polaridad de las moléculas de agua, que es mayor a las del aceite. Las fuerzas de atracción entre las moléculas de agua (puentes de hidrógeno) no atraen a los átomos de una sustancia no polar como el aceite. A continuación se muestra la interacción electrostática entre las moléculas de agua:



Moléculas de agua unidas mediante enlace de puente de hidrógeno.

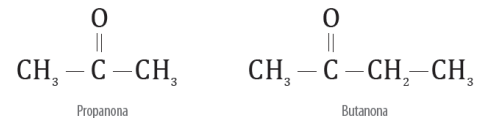
No obstante, como en todas las teorías y modelos, existen algunas excepciones. Por ejemplo, entre los pocos compuestos orgánicos que se disuelven en el agua se encuentran el alcohol metílico (CH₄O), alcohol etílico (C₂H₆O) y el etilenglicol (C₂H₆O₂), cuyas fórmulas estructurales se presentan a continuación:



En estos compuestos, las principales fuerzas intermoleculares son los enlaces de hidrógeno. Ahora bien, no todos los compuestos orgánicos que contiene el grupo hidroxilo (-OH), denominados alcoholes, son solubles en agua, pues al aumentar la masa molecular (la cantidad de átomos) del compuesto, la porción polar del mismo representado por el grupo -OH, se hace cada vez menor respecto a la estructura global, disminuyendo su capacidad de disolverse en el agua.

Otros compuestos orgánicos solubles en agua son las cetonas. Estos compuestos químicos se caracterizan por la presencia de un grupo carbonilo (carbono unido por un doble enlace a un oxígeno), como los que se indican a continuación:

Estos compuestos pueden formar enlaces por puente hidrógeno con el agua (el oxígeno del grupo carbonilo -C=O con el hidrógeno de la molécula de agua), haciendo factible la solubilidad, pero al igual que los alcoholes, esta solubilidad disminuirá en la medida en que aumente la masa molecular del compuesto.



b.1.2 Temperatura

El efecto de la temperatura sobre la solubilidad varía según el estado del soluto. El gráfico 1, muestra la solubilidad de algunas sustancias sólidas y gaseosas a distintas temperaturas. Podemos observar en el gráfico que las sustancias como los nitratos de plata (AgNO₃), nitrato de sodio (NaNO₃) y nitrato de potasio (KNO₃), aumentan muy apreciablemente su solubilidad al aumentar la temperatura, mientras que en otras como el cloruro de sodio (NaCl) el aumento es pequeño.

En cambio sí una disolución se enfría, al disminuir la solubilidad aparece soluto, que precipita en el fondo del recipiente o sobre núcleos de cristalización.

Los sólidos, en general, experimentan mayor solubilidad en agua si la temperatura aumenta. En cambio, si el soluto es un gas, su solubilidad disminuirá al aumentar la temperatura. Por ejemplo, cuando calientas agua, poco a poco se forman burbujas en el interior del líquido hasta alcanzar la ebullición, debido al incremento de la energía cinética de las moléculas del gas, lo cual provoca su liberación.

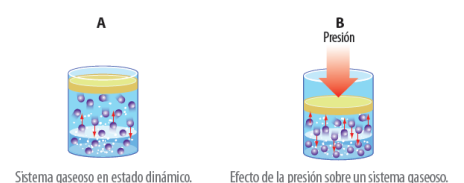
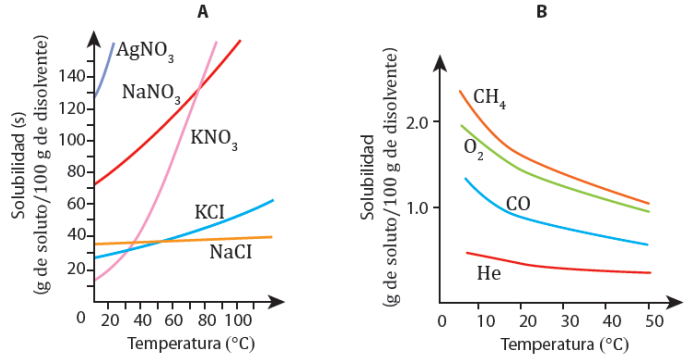
b.1.3 Presión

Es poco el efecto de la presión en la solubilidad de sólidos y líquidos. Este factor es apreciable en disoluciones que tienen un soluto en estado gaseoso, en las que aumenta la solubilidad del soluto proporcionalmente al incremento de la presión aplicada.

Para comprender mejor el efecto de la presión sobre la solubilidad, usaremos los siguientes ejemplos:

Como puedes observar, en la figura A se presenta una disolución en equilibrio dinámico, pues la rapidez con que las moléculas del gas entran en la disolución es igual a la rapidez con que las moléculas del soluto escapan de la disolución para entrar a la fase gaseosa. Las flechas pequeñas representan las velocidades de estos procesos opuestos. ¿Qué crees que sucederá si se ejerce una presión adicional, como muestra la figura B?

Gráficos 1 Solubilidad vs. temperatura, para sustancias sólidas (A) y para sustancias gaseosas (B)



En la figura B observamos que al aumentar la presión, se comprime el gas sobre la disolución. Así, la frecuencia con que las moléculas del gas chocan con la superficie para entrar en la fase de solución aumentará y la solubilidad del gas en la disolución también, hasta que se vuelva a establecer un equilibrio dinámico. Por lo tanto, la solubilidad de los gases aumenta con la presión.

Un ejemplo de aplicación del efecto de la presión en la solubilidad de los gases en disolución es la denominada descompresión o enfermedad del buzo. Esta se produce cuando se forman burbujas de nitrógeno en el organismo, pudiendo pasar a la sangre u otras zonas, lo que provoca embolias, dolor de cabeza, vértigo, cansancio, dolor en las articulaciones, trastornos cutáneos, trastornos neurológicos (parálisis) e incluso, en casos graves, shock y muerte.

El nitrógeno es uno de los principales gases presentes en la atmósfera; por ello se encuentra en el aire que respiramos y en los cilindros que se emplean para bucear. Al sumergirse el buzo, la presión ambiental aumenta de forma proporcional a la profundidad alcanzada, con lo que el buceador respira aire a una presión mucho mayor que en la superficie. Al aumentar la presión parcial del nitrógeno, gran cantidad de este gas tiende a penetrar en los tejidos del organismo y se disuelve en el plasma sanguíneo.

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

- **DISOLUCION NO-SATURADA:** Es aquella donde el solvente es capaz de seguir disolviendo más soluto a una temperatura dada hasta alcanzar su grado de saturación. Ej: a 0 °C 100 g de agua disuelven 37,5g NaCl, es decir, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g NaCl en 100g de agua, es una solución no saturada.
- **DISOLUCION SATURADA:** En estas disoluciones hay un equilibrio entre soluto y solvente, ya que el solvente no es capaz de disolver más soluto. Ej una disolución acuosa saturada de NaCl es aquella que contiene 37,5 disueltos en 100 g de agua a 0 °C.
- **DISOLUCION SOBRE SATURADA:** Representan un tipo de disolución inestable, ya que presenta disuelto más soluto que el permitido para la temperatura dada. Para preparar este tipo de disoluciones se agrega soluto en exceso, a elevada temperatura y luego se enfría el sistema lentamente. Estas soluciones son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura

d. Conductividad eléctrica

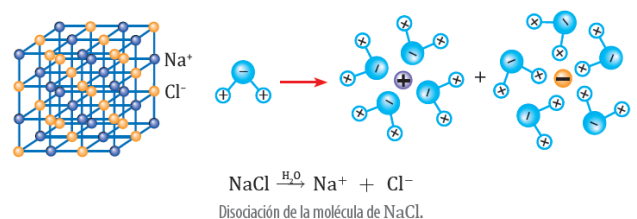
Los metales no son los únicos que conducen la electricidad, ya que existen soluciones que también son conductoras. Algunos compuestos químicos al disolverse en agua generan iones que permiten la conducción de la corriente eléctrica en una disolución.

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:



Este proceso ayuda a estabilizar los iones en disolución y evita que los cationes (iones de carga positiva) y los aniones (iones de carga negativa) se recombinen y permanezcan en la disolución.

En tanto, los **electrolitos débiles** se disocian solo parcialmente en agua, generando pocos iones.

Por otra parte, 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.

ACTIVIDAD:

- 1.- Marcar 10 conceptos químicos que desconocen y buscar su definición.
- 2.- Realizar mapa conceptual con los contenidos expuestos.
3. Señala el estado físico del soluto y del disolvente, respectivamente, en cada uno de los siguientes casos:



- 4.- Clasifica las siguientes sustancias como electrolitos y no electrolitos. Justifica tus respuestas.

- a. O_2 (oxígeno molecular): _____
- b. CH_3OH (metanol): _____
- c. $NaNO_3$ (nitrato de sodio): _____

- 5.- Completa las siguientes disociaciones iónicas:

