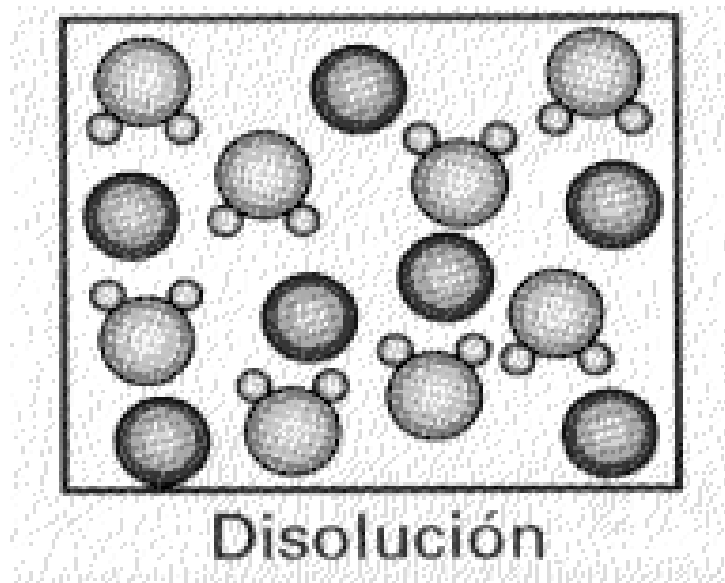




LICEO DE MÚSICA- COPIAPÓ

“Educar a través de la música para el desarrollo integral de los estudiantes”

MODULO DE QUIMICA DISOLUCIONES



PROFESOR: MARIA ANGELICA MORALES GOMEZ

Nombre:.....Curso.....

OBJETIVOS:

- Conocer las características de las disoluciones químicas.
- Interpretar el fenómeno de la solubilidad.
- Describir algunos métodos de separación de los componentes de una mezcla
- Conocer e interpretar las unidades de concentración mas importantes
- Conocer y comprender las propiedades coligativas que afectan a las disoluciones químicas y sus principales aplicaciones.
- Comprender el fenómeno de la osmosis y sus principales aplicaciones.

Conceptos Previos:

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

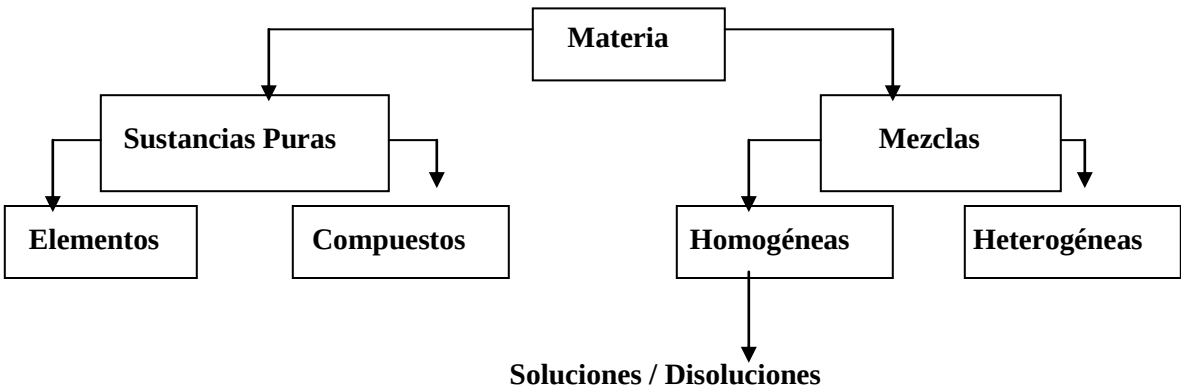
Dispersiones: Mezclando una sustancia con otra, si la primera está fraccionada en pequeñas partículas, diremos que preparamos una dispersión. De acuerdo con el tamaño de las partículas dispersas en el medio dispersante, podemos clasificar las dispersiones en tres categorías: Suspensiones, Coloides y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

Suspensiones: El tamaño medio de las partículas es mayor a 100 μm (1μm = 10⁻⁶mm). Estas mezclas pueden separarse fácilmente por filtración o centrifugación. Las partículas son visibles a simple vista o al microscopio, ya que son mezclas heterogéneas. Cuando la materia en suspensión es un líquido como aceite, y sus gotitas son tan pequeñas que pasan por filtro y no se depositan con facilidad, la mezcla es una emulsión.

Coloides: El tamaño de las partículas es menor que 100 μm, pero mayor que 1 μm. Los coloides son sistemas heterogéneos ya que sus partículas son visibles a través de un microscopio. Los coloides dispersan la luz y son soluciones opacas. La niebla es un coloide donde la sustancia dispersada (solute) es un líquido; el agua. La sustancia dispersadora (disolvente) es un gas; el aire. Los coloides están formados por partículas clasificadas como macromoléculas y se denominan micelas o tagmas.

DISOLUCIONES

INTRODUCCIÓN



Recordemos las diferencias entre:

- Elemento, Compuesto y Mezclas
- Homogéneas y Heterogéneas

Mezcla Heterogéneas:	Tamaño partículas	Técnicas de separación
Suspensiones	> 10 ⁻⁵ cm	Filtración
Coloide	10 ⁻⁵ – 10 ⁻⁷ cm	Extracción
Disoluciones	< 10 ⁻⁷ cm	Destilación

Las disoluciones químicas son mezclas homogéneas de composición variable. Por lo tanto se diferencian de las mezclas comunes, porque son heterogéneas y de los compuestos químicos, porque son de composición constante.

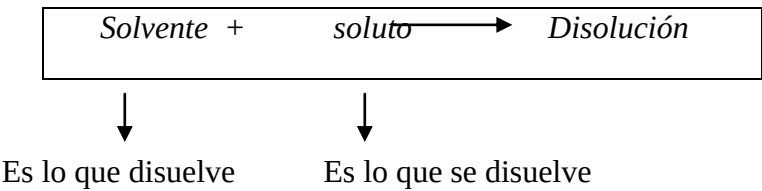
Ejemplo:

	CLASIFICACION	PROPIEDADES
Sal común	Compuesto	Homogénea y de composición constante
Sal común y arena	Mezcla común	Heterogénea y de composición variable
Sal común disuelta en agua	Disolución	Homogénea y de composición variable

Mezclas homogéneas

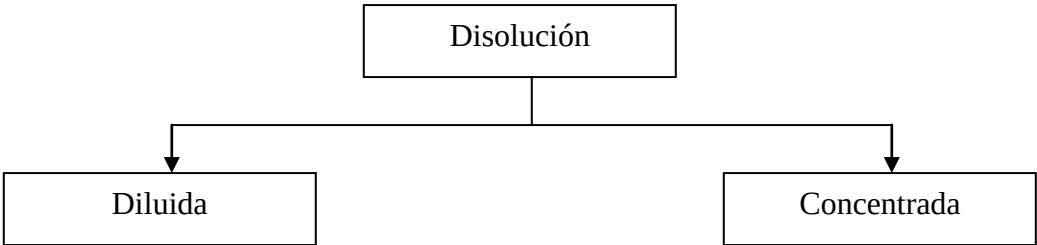
Las mezclas homogéneas reciben el nombre de disoluciones.

Partes de una solución (sln.):



Las disoluciones en que el solvente es agua se denominan **soluciones acuosas** y son de gran importancia para los seres vivos. Sin embargo, podemos encontrar mezclas en que el solvente no sea agua, sino, otro compuesto.

Concepto de solución diluida y concentrada:



Dependiendo de la cantidad de soluto que tenga una solución, se puede clasificar como **diluida o concentrada**.

Si la cantidad de soluto es baja, se dice que la solución es diluida y si por el contrario, la cantidad de soluto es muy alta se dice que la solución es saturada.

Toda disolución puede diluir soluto hasta cierto punto.

Cuando la solución llega a un estado en que ya no puede diluir más soluto, la disolución está **saturada**.

Tipos de soluciones:

Ejemplo:

SOLUCION	CARACTERISTICA	EJEMPLO
Gaseosa	Gas en gas	Aire
	Líquido en gas	Aire húmedo
	Sólido en gas	Iodo sublimado en aire
Líquida	Gas en líquido	Agua carbonatada

	Líquido en líquido	Alcohol y agua
	Sólido en líquido	Sal común en agua
Sólida	Gas en sólido	Hidrógeno en paladio
	Líquido en sólido	Mercurio en cobre
	Sólido en sólido	Bronce

Importante:

- La diferenciación básica entre los diferentes tipos de soluciones heterogéneas se produce por el diferente tamaño de sus partículas, por lo que la técnica de separación también varía.
- Las disoluciones en que el solvente es agua se denominan soluciones acuosas y son de gran importancia para los seres vivos
- Las mezclas siempre están compuestas por un medio en el que se encuentran una o más sustancias en menor proporción. Se denomina fase dispersante al medio y fase dispersante a las sustancias que se encuentran en él.
- Dependiendo de la cantidad de soluto que tenga una solución, se puede clasificar como diluida o concentrada

Clase de coloides según el estado físico

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

• PROPIEDADES DE LOS COLOIDES

Las propiedades de los coloides son:

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

II. DISOLUCIONES

Las disoluciones son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una disolución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las disoluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química.

El estudio de los diferentes estados de agregación de la materia se suele referir, para simplificar, a una situación de laboratorio, admitiéndose que las sustancias consideradas son puras, es decir, están formadas por un mismo tipo de componentes elementales, ya sean átomos, moléculas, o pares de iones. Los cambios de estado, cuando se producen, sólo afectan a su ordenación o agregación.

Sin embargo, en la naturaleza, la materia se presenta, con mayor frecuencia, en forma de mezcla de sustancias puras. Las disoluciones constituyen un tipo particular de mezclas. El aire de la atmósfera o el agua del mar son ejemplos de disoluciones. El hecho de que la mayor parte de los procesos químicos tengan lugar en disolución hace del estudio de las disoluciones un apartado importante de la química-física.

Las disoluciones son materiales homogéneos formados por dos o más especies químicas que no reaccionan entre sí; cuyos componentes se encuentran en proporción que varía entre ciertos límites. 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 soluciones se pueden clasificar según el estado de agregación de sus componentes

Toda disolución está formada por una fase dispersa llamada soluto y un medio dispersante denominado disolvente. Una disolución puede estar formada por uno o más soluto y uno o más disolventes. Pero en este tema nos referiremos a las soluciones binarias, es decir, aquellas que están constituidas solo por un soluto y un disolvente.

a. Características de las disoluciones

1. Son mezclas homogéneas, es decir, que las sustancias que la conforman ocupan una sola fase, y presentan una distribución regular de sus propiedades físicas y químicas, por lo tanto al dividir la disolución en n partes iguales o distintas, cada una de las porciones arrojará las mismas propiedades físicas y químicas.
2. La cantidad de soluto y la cantidad de disolvente se encuentran en proporciones que varían entre ciertos límites. Por ejemplo, 100 g de agua a 0°C es capaz de disolver hasta 37,5 g de NaCl, pero si mezclamos 40 g de NaCl con 100 g de agua a la temperatura señalada, quedará un exceso de soluto sin disolver.
3. Sus propiedades físicas dependen de su concentración.

Ej. Disolución de HCl 12 mol/L Densidad = $1,18 \text{ g/cm}^3$

Disolución de HCl 6 mol/L Densidad = $1,10 \text{ g/cm}^3$

4. . Sus componentes se separan por cambios de fases, como la fusión, evaporación, condensación, etc.

Ej: Para separar los componentes de una disolución acuosa de NaCl, se realiza por evaporación, es decir la disolución es sometida a calentamiento, al alcanzarse la temperatura de ebullición del solvente éste se separa en forma de gas, quedando la sal como residuo.

5. Tienen ausencia de sedimentación, es decir al someter una disolución a un proceso de centrifugación las partículas del soluto no sedimentan debido a que el tamaño de las mismas son inferiores a 10 Angstrom ($^\circ\text{A}$).

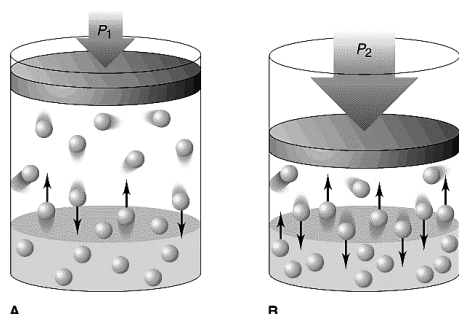
III.- SOLUBILIDAD

Máxima cantidad de sustancia que puede ser disuelta a una temperatura dada en una cierta cantidad de disolvente con el propósito de formar una solución estable. La solubilidad se puede expresar en g/L o concentración molar ($[]$).

Cuando se ha disuelto el máximo de soluto en un volumen de disolvente se dice que la disolución está saturada. Al agregar mayor cantidad de soluto a una disolución saturada el soluto no se disuelve más.

1. Solubilidad de gases en líquidos presión

La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión aplicada por el gas sobre el líquido.



Efecto de la presión sobre la solubilidad de un gas en un líquido.

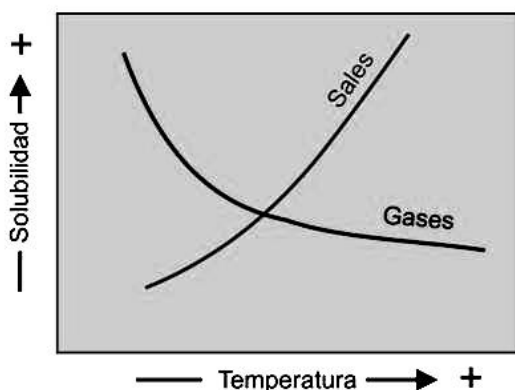
Al aumentar la presión de un gas en un disolvente líquido, las moléculas de gas se aproximan y el número de colisiones por segundo que las moléculas de gas experimentan con la superficie del líquido aumenta. Cuando esto ocurre, la velocidad con que las moléculas de soluto (gas) entran en la solución también se torna mayor, sin que aumente la velocidad con que las moléculas de gas se escapan. Esto provoca un aumento en la solubilidad del soluto gaseoso en el solvente líquido

a) Temperatura

La solubilidad de un gas en un líquido disminuye con un aumento de temperatura. Es por eso que, si calentamos una bebida gaseosa, el gas será expulsado de la mezcla.

Por el contrario, si el soluto es un sólido iónico, el aumento de la temperatura provoca un aumento en la solubilidad de éste.

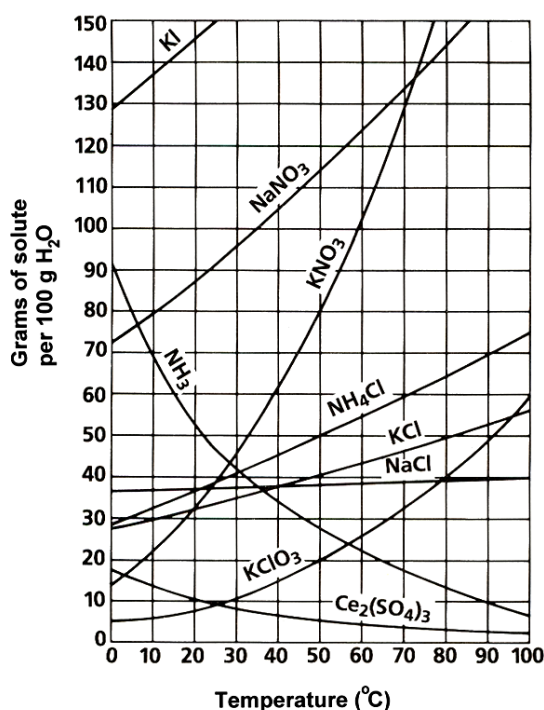
En general:



2. Solubilidad de sólidos en líquidos

En general, la solubilidad de un sólido aumenta con la temperatura y sólo algunas sustancias disminuyen su solubilidad.

Analicemos esto a través de algunas curvas de solubilidad, relacionando la disolución de varios solutos en 100 g. de agua, en función de la temperatura.



- Note que, en general, la solubilidad aumenta con la temperatura.
- A pesar de que el NH_3 es un gas, se incluye en el gráfico para hacer hincapié que respecto al aumento de temperatura la solubilidad de éste en 100 gramos de agua disminuye.
- Observe una de las curvas de la solubilidad del gráfico anterior, por ejemplo la de KNO_3 ; a 30°C se disuelven, un máximo de 40 g de KNO_3 en 100 g de H_2O . A 40°C , el límite pasa a ser 60 g en los mismos 100 g de H_2O .
- El sulfato de cerio $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ es una de las excepciones. El aumento de temperatura de una solución acuosa de esta sal provoca una disminución de la solubilidad.
- Una de las utilidades de las curvas de solubilidad es determinar cuál es la sustancia más soluble a una determinada temperatura.

IV. TIPOS DE SOLUCIONES

Se considera que una disolución está **INSATURADA** (no saturada) si la masa de soluto disuelto es menor que la correspondiente a la de saturación (máxima cantidad de soluto disuelto en condiciones de temperatura y presión).

En ocasiones la masa de soluto **DISUELTO** puede ser temporalmente mayor que la correspondiente a la de saturación. Se dice entonces que la solución está **SOBRESATURADA**.

Una solución es **SATURADA** cuando contiene la máxima cantidad de soluto disuelto en condiciones dadas de temperatura y presión.

De acuerdo con el gráfico anterior a 80°C podemos disolver totalmente 50 gramos de KCl en 100 gramos de agua.

También podemos inferir que a 0°C , logramos disolver de manera estable 357 g. de sal (NaCl) en 1 litro de agua esta solución está saturada.

Soluciones diluidas: Es toda solución que presenta hasta 0,1 equivalente - gramo de soluto por litro de solución.

Solución concentrada: Es toda solución que presenta más de 0,1 equivalente-gramo de soluto por litro de solución.

En general, podemos tener soluciones:

- concentradas y saturadas
- concentradas e insaturadas
- concentradas y sobresaturadas
- diluidas y saturadas
- diluidas e insaturadas
- diluidas y sobresaturadas

Resumen:

POR SU <u>ESTADO</u> DE AGREGACIÓN		POR SU CONCENTRACIÓN
SÓLIDAS	Sólido en sólido : Zn en estaño (Latón). Gas en sólido: Hidrógeno en palio. Líquido en sólido: Mercurio en plata (amalgama).	DISOLUCION NO-SATURADA; es aquella en donde la fase dispersa y la dispersante no están en <u>equilibrio</u> a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación. Ej: a 0 °C 100 g de agua disuelven 37,5 NaCl, es decir, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g NaCl en 100g de agua, es no saturada.
LÍQUIDAS	Líquido en Líquido: Alcohol en agua Sólido en líquido: Sal en agua Gas en líquido: Oxígeno en agua	DISOLUCION SATURADA: en estas disoluciones hay un <u>equilibrio</u> entre la fase dispersa y el medio dispersante, ya que a la temperatura que se tome en consideración, 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 0 °C .
GASEOSAS	Gas en <u>gas</u>: Oxígeno en nitrógeno.	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 <u>sistema</u> lentamente. Estas <u>soluciones</u> son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un <u>cambio</u> brusco de temperatura.

V.- Concentraciones en soluciones químicas

La concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. Los términos diluidos o concentrados expresan concentraciones relativas. Para expresar con exactitud la concentración de las soluciones se usan sistemas como los siguientes:

a) Porcentaje en masa (% m/m): indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \text{ P/P} = \frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

b) Porcentaje volumen a volumen (% V/V): se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \text{ V/V} = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de la solución}} \times 100$$

c) Porcentaje masa volumen (% m/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \text{ P/V} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{ml de la solución}} \times 100$$

d) Molaridad (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Una solución 3 molar (3 M) es aquella que contiene tres moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

e) Molalidad (m): Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente. Una solución formada por 36.5 g de ácido clorhídrico, HCl, y 1000 g de agua es una solución 1 molal (1 m)

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

VI. SOLUCIONES DE ELECTROLITOS

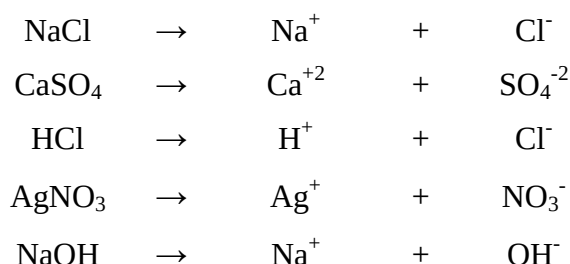
Electrolitos:

Son sustancias que confieren a una solución la capacidad de conducir la corriente eléctrica. Las sustancias buenas conductoras de la electricidad se llaman electrolitos fuertes y las que conducen la electricidad en mínima cantidad son electrolitos débiles.

Electrolisis:

Son las transformaciones químicas que producen la corriente eléctrica a su paso por las soluciones de electrolitos.

Al pasar la corriente eléctrica, las sales, los ácidos y las bases se ionizan.

EJEMPLOS:

Los iones positivos van al polo negativo o cátodo y los negativos al polo positivo o ánodo.

Los compuestos que al disolverse en agua generan iones, permitiendo la conducción de la corriente eléctrica a través de una disolución se denominan *ELECTROLITOS*.

Se conocen 2 tipos generales de electrolitos:

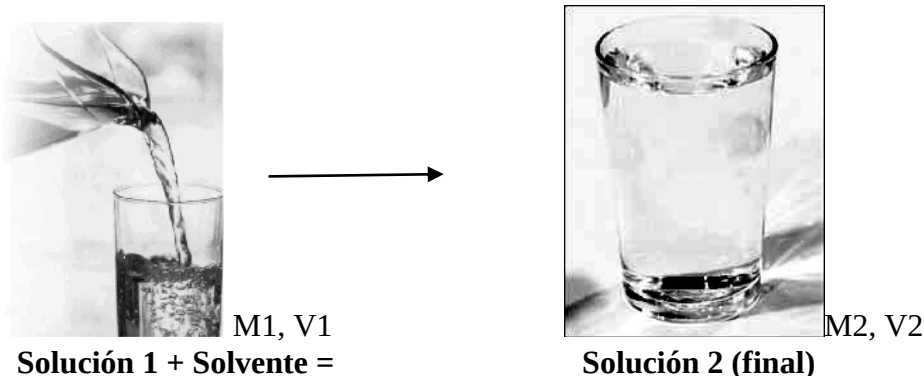
Fuerte: disociación 100%, muy solubles y gran conductividad eléctrica.

Débiles: disociación <100%, poco solubles y pobre conductividad eléctrica.

No Electrolitos: no disocian y por tanto no dejan iones en solución. Estos compuestos reaccionan con el agua generando puentes de hidrógeno, interacciones mucho más débiles que las atracciones electrostáticas entre iones. Ejemplos: sacarosa, glucosa, etanol (C₂H₅OH).

VII. DILUCIÓN DE LAS SOLUCIONES

Diluir una solución significa adicionar solvente.



El volumen de la solución 1 es V₁, su molaridad es M₁ y los moles de soluto que contiene es

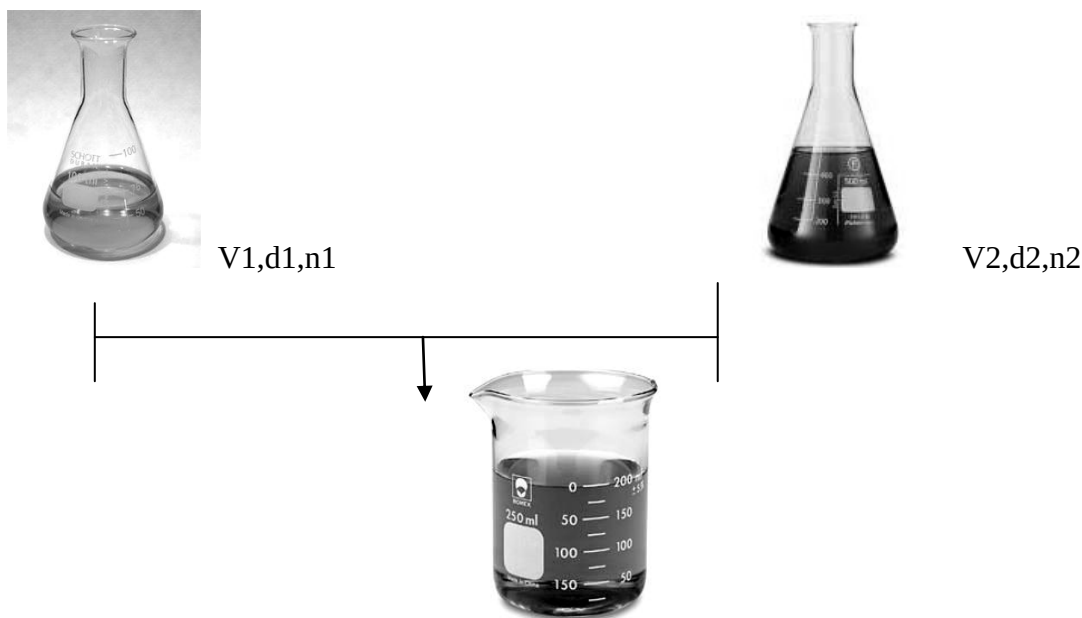
$n_1 = M_1 \cdot V_1$. Análogamente para la solución 2, su volumen es V₂, su concentración M₂ y los moles de soluto que contiene $n_2 = M_2 \cdot V_2$. Los moles de soluto que contienen ambas soluciones es la misma, ya que para obtener la solución 2, sólo se agregó solvente, y la cantidad de soluto no se modifica. Visto esto, se puede expresar que:

$$M_1 > M_2; V_1 < V_2; n_1 = n_2 \text{ y como } n_1 = M_1 \cdot V_1 \text{ y } n_2 = M_2 \cdot V_2:$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

VIII. MEZCLAS DE DISOLUCIONES

Consideremos dos soluciones conteniendo los moles n_1 y n_2 de un mismo soluto



En la mezcla, adicionamos los moles de soluto y adicionamos los volúmenes. Los volúmenes se suponen aditivos solo cuando las soluciones son diluidas. En estricto rigor, se deben calcular las masas de cada solución con las densidades y sus respectivos volúmenes. Las masas resultantes se suman. Con la densidad (conocida) de la solución final, se calcula el volumen final de la solución.

Por lo tanto, la concentración final será:

$$M_f = 0, M_f \cdot V_f = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

Observe que consideramos los volúmenes aditivos. Por eso, las concentraciones son calculadas como “ponderaciones medias” de las soluciones que fueron inicialmente mezcladas

IX. RELACIONES ÚTILES ENTRE UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

a) Relación entre % m/m y % m/V:

$$\% \text{ m/V} = d \cdot \% \text{ m/m}$$

b) Relación entre % m/V y Molaridad:

$$M = \frac{\% \frac{m}{m}}{M.M.} \times 10$$

c) Relación entre % m/m y Molaridad:

$$M = \frac{\% m/m}{M.M.} \times d \times 10$$

d) Relación entre % m/V y molalidad:

$$m = \frac{\% \frac{m}{V} \times 1000}{\left(100 \times d - \% \frac{m}{V}\right) \times M.M.}$$

e) Relación entre % m/m y molalidad

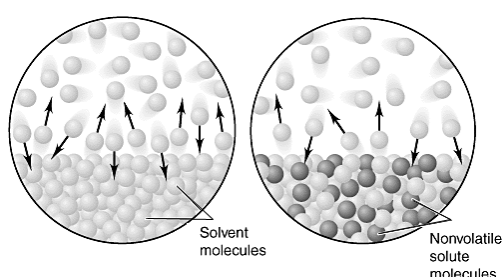
$$m = \frac{\% m/m \times 1000}{\left(100 - \% \frac{m}{m}\right) \times M.M.}$$

X. PROPIEDADES COLIGATIVAS

Muchas de las propiedades de las disoluciones verdaderas se deducen del pequeño tamaño de las partículas dispersas. En general, forman disoluciones verdaderas las sustancias con un peso molecular inferior a 10^4 Dalton. Algunas de estas propiedades son función de la naturaleza del soluto (color, sabor, densidad, viscosidad, conductividad eléctrica, etc.). Otras propiedades dependen del disolvente, aunque pueden ser modificadas por el soluto (tensión superficial, índice de refracción, viscosidad, etc.). Sin embargo, hay otras propiedades más universales que sólo dependen de la concentración del soluto y no de la naturaleza de sus moléculas. Estas son las llamadas propiedades coligativas.

Las propiedades coligativas no guardan ninguna relación con el tamaño ni con cualquier otra propiedad de los solutos.

Son función sólo del número de partículas y son resultado del mismo fenómeno: el efecto de las partículas de soluto sobre la presión de vapor del disolvente



Las cuatro propiedades coligativas son

1. Descenso de la presión de vapor del disolvente: La presión de vapor de un disolvente desciende cuando se le añade un soluto no volátil. Este efecto es el resultado de dos factores:

1. la disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre
2. la aparición de fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y las moléculas del disolvente, dificultando su paso a vapor. Cuanto más soluto añadimos, menor es la presión de vapor observada.

La formulación matemática de este hecho viene expresada por la observación de Raoult (foto de la izquierda) de que el descenso relativo de la presión de vapor del disolvente en una disolución es proporcional a la fracción molar del soluto

Si representamos por P la presión de vapor del disolvente, P' la presión de vapor de la disolución y X_s la fracción molar del soluto, la ley de Raoult se expresa del siguiente modo:

$$\frac{\Delta P}{P} = \frac{P - P'}{P} = X_s$$

Con lo que:

$$P' = X_d P$$

Esta fórmula nos permite enunciar la ley de Raoult: la presión de vapor de la disolución es igual a la presión de vapor del disolvente por la fracción molar del disolvente en la disolución. Esta fórmula tiene validez para todas las disoluciones verdaderas.

2. Elevación ebullioscópica: La temperatura de ebullición de un líquido es aquélla a la cual su presión de vapor iguala a la atmosférica

Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición. La elevación de la temperatura de ebullición es proporcional a la fracción molar del soluto. Este aumento en la temperatura de ebullición (DT_e) es proporcional a la concentración molar del soluto:

$$DT_e = K_e m$$

La constante ebulloscópica (K_e) es característica de cada disolvente (no depende de la naturaleza del soluto) y para el agua su valor es $0,52\text{ }^{\circ}\text{C/mol/Kg}$. Esto significa que una disolución molar de cualquier soluto no volátil en agua manifiesta una elevación ebulloscópica de $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$.

3. Descenso crioscópico: La temperatura de congelación de las disoluciones es más baja que la temperatura de congelación del disolvente puro (Ver Figura de la tabla). La congelación se produce cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión de vapor del sólido. Llamando T_c al descenso crioscópico y m a la concentración molar del soluto, se cumple que:

$$DT_c = K_c m$$

Siendo K_c la constante crioscópica del disolvente.

4. Presión osmótica: Al poner en contacto dos disoluciones de diferente concentración a través de una membrana semipermeable se producirá el paso del disolvente desde la disolución más diluida hacia la más concentrada, fenómeno conocido como osmosis.

La Presión osmótica es aquella que establece un equilibrio dinámico entre el paso del disolvente desde la disolución diluida hacia la más concentrada y viceversa

ACTIVIDAD 1.- GUIA PARA DESARROLLAR EN CLASES

Ejercicios

- ¿Cuál de las siguientes mezclas representan una mezcla homogénea?
 - Smog
 - Crema batida
 - Leche
 - Niebla
 - Bronce
- ¿Cuál de los siguientes ejemplos es una mezcla heterogénea?
 - Aerosol
 - Aire
 - Mercurio en plata
 - Aleación
 - Oxígeno en agua
- Para aumentar la solubilidad del dióxido de carbono e las bebidas carbonatadas hay que
 - Aumentar la cantidad de agua
 - Aumentar la cantidad de gas
 - Disminuir la presión
 - Disminuir la temperatura
 - Aumentar el volumen del recipiente
- ¿Cuál de las siguientes sustancias se disuelven en mayor cantidad en el agua?
 - Alcohol
 - Sal
 - Aceite
 - Oxígeno
 - Acetona

5. La solución saturada tiene

- a) Mayor cantidad de disolvente que soluto
- b) Mayor cantidad de soluto
- c) La máxima cantidad de soluto disuelto
- d) Alta temperatura
- e) Cantidad de soluto mayor que la solubilidad

6. Una de las formas de separar una solución que tiene un soluto sólido y un disolvente líquido es por

- a) Destilación
- b) Centrifugación
- c) Cromatografía
- d) Evaporación
- e) Tamizado

7. ¿Qué tipo de uniones presentan las moléculas de agua entre sí para mantenerse unidas?

- a) Fuerzas de Van Der Waals
- b) Puentes de Hidrógeno
- c) Enlaces covalentes
- d) Enlaces iónicos
- e) Fuerza de gravedad

8. Se disuelven 2 moles de NaCl hasta completar 10 L de disolución. ¿Cuál es la concentración en mol/l) de la disolución?

- a) 0,2mol
- b) 2mol
- c) 4mol
- d) 5mol
- e) 10 mol

9. ¿Cuál es la concentración en %m/m de una disolución que posee 45g de KBr en 455g de agua?

- a) 50%m/m
- b) 45%m/m
- c) 10%m/m
- d) 9%m/m
- e) 4,5%m/m

10. ¿Cuál es la cantidad de soluto en gramos que se requiere para preparar 12L de disolución al 10%m/v de concentración de Na_2SO_4

- a) 100g
- b) 120g
- c) 142g
- d) 1200g
- e) 2400g

11. Si agregan 500cc de agua a 1500cc de disolución acuosa de NaOH 0,5mol/L. ¿Cuál será la nueva concentración molar de la disolución resultante?

- a) 1,76M
- b) 1,00M
- c) 0,60M

- d) 0,50M
- e) 0,37M

12. Se agregan 20g de NaCl (M.M.=40g/mol) en agua hasta obtener 500ml de disolución, ¿cuál es la concentración en mol/L de la disolución?

- a) 0,1
- b) 0,2
- c) 0,5
- d) 1,0
- e) 1,5

13. Se tienen 40ml de una disolución acuosa de MgSO_4 al 40% m/v, ¿cuál es la molaridad de la disolución?

- a) 1,3
- b) 3,3
- c) 4,2
- d) 5,0
- e) 8,3

M.A. S=32g/mol
Mg=24g/mol
O=16g/mol

14. La masa molar del agua, expresada en gramos tiene valor

- a) 8
- b) 10
- c) 18
- d) 36
- e) 38

15. Con 80 gramos de agua y 20 gramos de un soluto se obtiene una solución de concentración

- a) 20% P/P
- b) 20% P/V
- c) 80% P/P
- d) 80% P/V
- e) 100% P/P

16. 100 mL de solución de KCl al 20% P/V contiene

- I) 20 gramos de soluto.
- II) 80 gramos de solvente.
- III) 100 mL de solvente.

Es (son) correcta(s)

- a) sólo I.
- b) sólo II.
- c) sólo III.
- d) sólo I y II.
- e) I, II y III.

17. Se define *solubilidad* como cierta masa de un soluto que se encuentra disuelta en una masa exacta de solvente líquido. Al respecto, es posible *aumentar* esta cantidad de soluto disuelto

- I) aumentando la temperatura si el soluto es un sólido.
- II) aumentando la presión si el soluto es un gas.
- III) aumentando la cantidad de solvente en la solución.

De las anteriores es (son) correcta(s)

- a) sólo I.
- b) sólo II.
- c) sólo III.

- d) sólo I y II.
- e) I, II y III.

18. Cuando una solución acuosa concentrada se diluye con el mismo solvente hasta el doble de su volumen inicial, se cumple que

- a) aumenta su concentración.
- b) la masa de agua aumenta.
- c) la masa de soluto disminuye a la mitad.
- d) aumenta al doble la densidad de la solución.
- e) el número de moles de soluto permanece sin alterar.

19. En 1 litro de solución acuosa 0,1 M de HF, ¿cuánta masa de soluto hay?

- a) 2 g.
- b) 4 g.
- c) 10 g.
- d) 20 g.
- e) 40 g.

20. La *molalidad* de una solución preparada a partir de 200 gramos de CaCO_3 y 1000 gramos de solvente debe ser

- a) 1 m
- b) 2 m
- c) 10 m
- d) 12 m
- e) 20 m

21. ¿Qué volumen (en litros) de solución 2M contiene 2 moles de soluto?

- a) 10^{-3}
- b) 10^{-2}
- c) 10^{-1}
- d) 10^0
- e) 10^1

22. En 50 gramos de solución de NaCl al 40% m/m, ¿cuántos gramos de soluto hay?

- a) 10
- b) 20
- c) 40
- d) 60
- e) 80

23. Se desean determinar los gramos de azúcar contenidos en 400ml de una solución acuosa al 8% m/m de azúcar, cuya densidad es 1,03g/ml

- a) 32,96g
- b) 32,0g
- c) 31,07g
- d) 3,107g
- e) 3,296g

24. La densidad de una solución de ácido sulfúrico es de 1,84g/ml; esto significa que:

- I.- un cc del ácido peso 1,84g
- II.- en 100ml de la solución hay contenidos 184g del ácido
- III.- hay 1,84g del ácido por cada litro de solución

- a) Sólo I
- b) Sólo II

- c) Sólo III
- d) I y II
- e) I, II y III

RESUMEN FINAL DE LA UNIDAD

1. Una solución es una mezcla homogénea. La solubilidad de un soluto en un disolvente dado depende de las interacciones entre el disolvente y las partículas de soluto.
2. El agua disuelve muchos compuestos, iónicos y con moléculas polares, porque se forman fuerzas de interacción entre sus molécula y/o iones.
3. Los disolventes NO polares tienden a disolver a los solutos NO polares. “Lo semejante disuelve a lo semejante”.
4. La solubilidad de un soluto sólido en un disolvente líquido generalmente aumenta al aumentar la temperatura.
5. Si una solución contiene menos soluto de la que es capaz de disolver en ciertas condiciones (temperatura y cantidad de disolvente) se dice que está *insaturada*. Si tiene el máximo que puede disolver la solución está *saturado*.
6. Una solución es sobresaturada cuando contiene más soluto del que puede disolver normalmente en esas condiciones. Es muy inestable y generalmente se saturan a mayor temperatura.
7. La solubilidad de un gas en un líquido disminuye con el aumento de la temperatura.
8. Un aumento de presión, aumenta la solubilidad de un gas en un líquido.
9. El porcentaje masa-masa (%p/p) indica los gramos de soluto que están el 100 gramos de solución.
10. El porcentaje masa-volumen (%p/v) indica los gramos de soluto que se encuentran en 100 mL de solución.
11. La densidad de una solución corresponde a $d = m/v$ y aunque no mide concentración, es proporcional a ella.
12. Relación entre el porcentaje masa/ volumen y el porcentaje masa/masa: **$\% p/v = d \cdot \% p/p$**
13. $\% p/v \cdot 10 = \text{gramos/litro}$
14. Molaridad (M) o concentración molar indica los moles de soluto que están contenidos en un litro (1000 ml) de solución.
15. $M = (\%p/v \cdot 10) / \text{masa molar del soluto}$
16. Las propiedades coligativas de las soluciones son aquellas que dependen de la cantidad de partículas presentes en la solución y no del tipo de partícula.
17. Las propiedades coligativas, es decir, las que dependen de la cantidad de partículas presentes son: presión de vapor (Pv), Punto de ebullición (PE) , punto de congelación (PC) y presión osmótica (π).
18. Al agregar un soluto no volátil y no disociable al agua, se disminuye la Pv, se aumenta el PE y se disminuye el PC.

19. El aumento del punto de ebullición se conoce como ascenso ebulloscópico.

20. La disminución del punto de congelación se conoce

GLOSARIO

Coloide	: Solución heterogénea en la cual las partículas que forman el soluto están entre los 10^{-5} y 10^{-7} cm, se caracteriza además por estar en un estado semisólido, como por ejemplo, las gelatinas
Compuestos	: Sustancias cuyas moléculas están formadas por un número y tipo determinado de átomos combinados de tal forma que sólo la acción química puede separarlos. Se caracterizan además porque sus propiedades son distintas a los elementos que lo forman.
Concentración	: Cantidad de soluto presente en un determinado volumen de solución.
Densidad	: Masa de un determinado volumen, ya sea de un líquido sólido o gas.
Elementos	: Sustancias simples formadas por átomos idénticos. No pueden ser descompuestos por medios químicos
Emulsión	: Solución heterogénea en la cual el solvente no puede disolver el soluto, quedando éste último en la superficie de la solución
Suspensión	: Solución heterogénea en la cual el soluto no puede ser disuelto por el solvente, produciéndose la decantación del soluto, quedando éste en la parte inferior de la solución

ACTIVIDAD 2.- GUIA PARA DESARROLLAR EN CLASES

I.TEMS RELACIONA LOS CONCEPTOS

----Mezcla	A Apariencia uniforme, sus componentes no pueden verse a simple vista.
----Sustancia pura	B Sustancias que se encuentran en menor proporción en un medio gaseoso, líquido o sólido.
----Mezcla homogénea	C Ambos componentes pueden separarse por medios físicos.
----Mezcla heterogénea	D Tiene una composición invariable y definida.
----Fase dispersa	E Nombre que recibe la fase dispersante en una solución.
----Suspensión	F Medio en que se encuentran una o más sustancias en menor proporción.
-----Coloide	G Sus componentes se distinguen a simple vista, no están uniformemente distribuidos.

-----Solución	H Mezcla homogénea y medio en el que se llevan a cabo gran parte de las reacciones químicas.
-----Solvente	I Tamaño de partícula de $10^{-5} - 10^{-7}$ cm. de la fase dispersa en la mezcla homogénea.
----Solute	J Nombre que recibe la fase dispersa en una solución.
	K Tamaño de partícula 10^{-5} cm. de la fase dispersa en la mezcla heterogénea.

II. ITEMS Selección Múltiple

1.-La molaridad(M) de una solución que contiene 100 gramos de ácido fosfórico(H_3PO_4) en 750 ml de solución es:

- A) 0,133 B) 0,98
C) 1,36 D) 1,72

2.-En una disolución

- I. Dos o mas sustancias se mezclan homogéneamente
II. La cantidad de cada componente puede ser variable
III. El soluto se dispersa en el solvente hasta nivel molecular

- A) Sólo I B) Sólo II
C) Sólo III D) I, II y III

3.-La cantidad de soluto necesaria para preparar 250 ml. de una solución de KOH 0,2 molar es:

- A) 0,20 mol B) 0,25 mol
C) 0,05 mol D) 1,25 mol

4.-La alternativa que indica la solución de NaOH que contiene la mayor cantidad de soluto es:

- A) 500 ml. de solución 0,25 molar
B) 1,0 lt. de solución 0,5 molar
C) 20,0 lt. de solución 0,01 molar
D) 100 ml. de solución 2,0 molar

5.-¿Qué concentración tiene una disolución de 500 mL que contiene 0,730 moles de $C_6H_{12}O_6$?

- a) 14,6 M
b) 146 M
c) 1.46 M
d) 0,146 M
e) 17 M

6.-A un vaso de agua se le añade una cucharadita de sal y se revuelve hasta su completa disolución. En este caso, el agua es:

- a) Un disolvente
b) Un soluto
c) Una solución
d) Una disolución
e) Neutra

7.-Se desea preparar 100 ml de una solución de $Na_2CO_3 = 0.1$ M ¿Cuántos gramos de esta sal se deben pesar? (PA Na = 23; C = 12; O = 16)

- a) 1.06
b) 10.6
c) 106
d) 5.3
e) 53

8.-El número de moles que hay en 50 g de ácido fosfórico (H_3PO_4) es: (PA Fósforo = 31)

- a) 1.02
- b) 19.6
- c) 1.96
- d) 5.1
- e) 0.51

9.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) se deben pesar para preparar un litro de una solución 1 M? (PA Na = 23)

- a) 4
- b) 40
- c) 0.4
- d) 39
- e) 400

10.-La concentración de una solución es 0,3 molar, esto significa que:

- a. 0,3 gr de solvente están en 1000 gr de solución
- b. 10,3 moles de soluto están en 1000 gr de solución
- c. 0,3 moles de soluto están en 1000 cc de solución
- d. 0,3 litros de soluto están en 1 mol de solución
- e. 0,3 gr de soluto están en 1 lt de solución.

11.-La molaridad de una solución está definida por:

- a. El número de moles de soluto en 1000 gr de solvente
- b. El número de moles de soluto en 1000 ml de solución
- c. El porcentaje de soluto en un solvente determinado
- d. El peso equivalente de soluto en 1000 ml de solución
- e. El número total de moles de soluto en la solución
- f.

12.- El volumen de solución de ácido sulfúrico 18 molar que contiene 30 moles de soluto es:

- a. 0,6 lt
- b. 1,6 lt
- c. 3,0 lt
- d. 18 lt
- e. 9,0 lt

13.- Un litro de solución 2,5 M de NaOH , contiene:

- a. 2,5 gr de soluto
- b. 10 gr de soluto
- c. 40 gr de soluto
- d. 80 gr de soluto
- e. 100 gr de soluto

14. ¿Qué molaridad tiene una solución que contiene 1,5 moles de soluto en 3 lt de solución?

- a. 0,5
- b. 1,5
- c. 2,0
- d. 3,0
- e. 4,5

15.- Una solución 2 M es aquella que contiene:

- a. 2 gr de soluto y 1000 gr de solvente
- b. 2 moles de soluto de en 1 lt de agua
- c. 2 moles de soluto en 1000 ml de solución
- d. 2 moles de soluto en 1 Kg de solución
- e. 2 moles de soluto en 1000 gr de solvente

16.-Dos líquidos son miscibles cuando:

- a. Son insolubles en agua
- b. Se disuelven unos en otros
- c. No se mezclan
- d. Forman suspensiones

17. ¿Cuántos gramos de solución al 15 % p/p de NaCl se necesita para extraer 39 g de NaCl?

- a) 38.4 g
- b) 260 g
- c) 325 g
- d) 145 g
- e) 25 g

18. ¿Cuántos gramos de agua deberán usarse para disolver 150 g de NaCl para producir una solución al 20% p/p?

- a) 600 g de H₂O
- b) 750 g de H₂O
- c) 13.3 g de H₂O
- d) 10.66 g de H₂O
- e) Ninguna de las anteriores

19. ¿Cuántos gramos de Ca(NO₃)₂ están contenidos en 175 mL de solución al 18.5 % p/v?

- a) 105 g
- b) 323.7 g
- c) 39.8 g
- d) 10.5 g
- e) 32.3 g

20. ¿Cuántos mL de acetona se debe agregar a 250 mL de agua para que la solución resulte al 15 % v/v?

- a) 60.5 mL
- b) 27.7 mL
- c) 44.12 mL
- d) 2.77 mL
- e) falta datos para resolver el problema.

21. Calcular el % p/p de una solución que contiene 10.8 g de NaNO₃ en 400 g de agua.

- a) 40 % p/p
- b) 2.62 % p/p
- c) 2.7 % p/p
- d) 27% p/p
- e) 26.2 % p/p

22. Se mezclan 25 mL de propanol con 55 mL de CCl₄. calcular el % v/v

- a) 4.45 % v/v
- b) 31.25 % v/v
- c) 45.45 % v/v
- d) 20% v/v
- e) Ninguna de las anteriores

23. Se disponen de 0.05 L de etanol. Calcular el volumen de solución al 30 % v/v.

- a) 16.6 mL
- b) 60 mL
- c) 0.166 mL
- d) 166.6 mL
- e) Ninguna de las anteriores

24. Se disuelven 7 g de CuSO₄ en 53 g de agua. Calcular la concentración en % p/p

- a) 85.7 % p/p
- b) 4.2 % p/p
- c) 11.6 % p/p
- d) 13.20 % p/p
- e) Ninguna de las anteriores

25. ¿cuál es la cantidad de AgNO_3 necesaria para preparar 30 mL de solución al 3 % p/v
- a) 0.9 g
 - b) 3 g
 - c) 10 g
 - d) 0.8 g
 - e) Ninguna de las anteriores.
26. Se disuelven 45 g de NaNO_3 en 300 mL de agua, obteniéndose 321 mL de solución. ¿Cuál es la concentración en % p/p y % p/v?
- a) 12% p/p y 13 % p/v
 - b) 13 % p/p y 12 % p/v
 - c) 14 % p/p y 13 % p/v
 - d) 14 % p/p y 12 % p/v
 - e) 13 % p/p y 14 % p/v
27. ¿Cuántos gramos de NaNO_3 son necesarios para preparar 50 mL de una solución al 7 %p/v?
- a) 40 g
 - b) 35 g
 - c) 3.5 g
 - d) 20 g
 - e) 15 g
28. ¿Cuántos gramos de BaCl_2 son necesarios para preparar 125 g de solución al 12 % p/p?
- a) 15 g
 - b) 30 g
 - c) 75 g
 - d) 125 g
 - e) 1.5 g
29. ¿Cuántos gramos de una sal deberá disolverse en 315 g de agua para darnos una solución al 25 % p/p?
- a) 215 g
 - b) 325 g
 - c) 105 g
 - d) 59 g
 - e) Ninguna de las anteriores