**LICEO DE MUSICA**

**DEPARTAMENTO DE CIENCIAS**

**MARIA ANGELICA MORALES G.**

**Guía de Disoluciones Químicas**

**NOMBRE: CURSO:**

**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 m, pero mayor que 1 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 (soluto) es un líquido; el agua. La sustancia dispersadora (disolvente) es un gas; el aire. Los coloides están formados por partículas clasificadas como macromoléculas y se denominan micelas o tagmas.

***Clase de coloides según el estado físico***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **NOMBRE** | **EJEMPLOS** | **FASE DISPERSA** | **MEDIO DISPERSANTE** |
| Aerosol sólido | Polvo en el aire | Sólido | Gas |
| Geles | Gelatinas, tinta, clara de huevo | Sólido | Liquido |
| Aerosol liquido | Niebla | Liquido | Gas |
| Emulsión | leche, mayonesa | Liquido | Liquido |
| Emulsión sólida | Pinturas, queso | Liquido | Sólido |
| Espuma | Nubes, esquemas | Gas | Liquido |
| 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 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](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=soluciones&?intersearch) 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 ºC 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 g/cm3

Disolución de HCl 6 mol/L Densidad = 1,10 g/cm3

1. . 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.

1. 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

(ºA).

**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

1. **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:



1. **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 NH3 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 KNO3; a 30º C se disuelven, un máximo de 40 g de KNO3 en 100 g de H2O. A 40º C, el límite pasa a ser 60 g en los mismos 100 g de H2O.
* El sulfato de cerio Ce2(SO4)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 temporalmentemayor 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 80ºC podemos disolver totalmente 50 gramos de KCl en 100 gramos de agua.

También podemos inferir que a OºC, logramos disolver de manera estable 357 g. de sal (Na Cl) 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** [**ESTADO**](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=ESTADO&?intersearch) **DE AGREGACIÓN** | | **POR SU CONCENTRACIÓN** |
| **SÓLIDAS** | **Sólido en sólido** :  Zinc en estaño (Latón).  **Gas en sólido**: Hidrógeno en paladio.  **Líquido en sólido**: Mercurio en plata (amalgama). | **DISOLUCION NO-SATURADA;** es aquella en donde la fase dispersa y la dispersante no están en [equilibrio](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=equilibrio&?intersearch) a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de saturación.  Ej.: a 0 ºC 100 g de agua disuelven 37,5 Na Cl, es decir, a la temperatura dada, una disolución que contengan 20g Na Cl 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 [equilibrio](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=equilibrio&?intersearch) 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 Na Cl es aquella que contiene 37,5 disueltos en 100 g de agua 0 ºC . |
| **GASEOSAS** | **Gas en** [**gas**](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=gas&?intersearch)**:**  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 [sistema](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=sistema&?intersearch) lentamente. Estas [soluciones](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=soluciones&?intersearch) son inestables, ya que al añadir un cristal muy pequeño del soluto, el exceso existente precipita; de igual manera sucede con un [cambio](http://www.monografias.com/cgi-bin/search.cgi?query=cambio&?intersearch) 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.  
  
http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image054.gif

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

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image055.gif

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

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image056.gif

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.

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image059.gif

**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)

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/Quimica_basica_archivos/image060.gif

**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:**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| NaCl | → | Na+ | + | Cl- |
| CaSO4 | → | Ca+2 | + | SO4-2 |
| HCl | → | H+ | + | Cl- |
| AgNO3 | → | Ag+ | + | NO3- |
| NaOH | → | Na+ | + | OH- |

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.

 M1, V1 M2, V2

**Solución 1 + Solvente = Solución 2 (final)**

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

n1 = M1∙V1. Análogamente para la solución 2, su volumen es V2, su concentración M2 y los moles de soluto que contiene n2 = M2∙V2. 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:

M1 > M2; V1 < V2 ; n1 = n2 y como n1 = M1∙V1 y n2 = M2∙V2:

**M1∙V1 = M2∙V2**

**VIII. MEZCLAS DE DISOLUCIONES**

Consideremos dos soluciones conteniendo los moles n1 y n2 de un mismo soluto

 V1,d1,n1 V2,d2,n2



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:

Mf = o, Mf ∙ Vf = M1 ∙ V1 + M2 ∙ V2

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:

% m/V = d ∙ % m/m

b) Relación entre % m/V y Molaridad:

c) Relación entre % m/m y Molaridad:

d) Relación entre % m/V y molalidad:

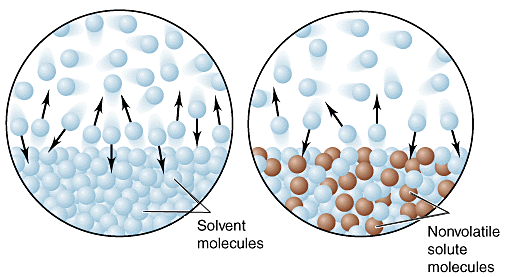
e) Relación entre % m/m y molalidad

**X. PORPIEDADES 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 104 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**](http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm#pv): 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 Xs la fracción molar del soluto, la ley de Raoult se expresa del siguiente modo:

http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/jpg/formula1.gif

Con lo que:

http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/jpg/formula3.gif

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 ebulloscopia**](http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm#ee): 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 (DTe) es proporcional a la concentración molal del soluto:

DTe = Ke m

La constante ebulloscopia (Ke) es característica de cada disolvente (no depende de la naturaleza del soluto) y para el agua su valor es 0,52 ºC/mol/Kg. Esto significa que una disolución molal de cualquier soluto no volátil en agua manifiesta una elevación ebulloscopia de 0,52 º C.

**3.** [**Descenso crioscópico**](http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm#dc): 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 Tc al descenso crioscópico y m a la concentración molal del soluto, se cumple que:

DTc = Kc m

Siendo Kc la constante crioscópica del disolvente.

**4.** [**Presión osmótica**](http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm#po): 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

**Desarrollar los siguientes ejercicios:**

1. ¿Cuál de las siguientes mezclas representan una mezcla homogénea?

a) Smog

b) Crema batida

c) Leche

d) Niebla

e) Bronce

2. ¿Cuál de los siguientes ejemplos es una mezcla heterogénea?

1. Aerosol
2. Aire
3. Mercurio en plata
4. Aleación
5. Oxigeno en agua

3. Para aumentar la solubilidad del dióxido de carbono e las bebidas carbonatadas hay que

1. Aumentar la cantidad de agua
2. Aumentar la cantidad de gas
3. Disminuir la presión
4. Disminuir la temperatura
5. Aumentar el volumen del recipiente

4. ¿Cuál de las siguientes sustancias se disuelven en mayor cantidad en el agua?

1. Alcohol
2. Sal
3. Aceite
4. Oxigeno
5. Acetona

5. La solución saturada tiene

1. Mayor cantidad de disolvente que soluto
2. Mayor cantidad de soluto
3. La máxima cantidad de soluto disuelto
4. Alta temperatura
5. 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

1. Destilación
2. Centrifugación
3. Cromatografía
4. Evaporación
5. Tamizado

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

1. Fuerzas de Van Der Waals
2. Puentes de Hidrógeno
3. Enlaces covalentes
4. Enlaces iónicos
5. Fuerza de gravedad

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

1. 0,2mol
2. 2mol
3. 4mol
4. 5mol
5. 10 mol

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

1. 50%m/m
2. 45%m/m
3. 10%m/m
4. 9%m/m
5. 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 Na2SO4

1. 100g
2. 120g
3. 142g
4. 1200g
5. 2400g

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

1. 1,76M
2. 1,00M
3. 0,60M
4. 0,50M
5. 0,37M

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

1. 0,1
2. 0,2
3. 0,5
4. 1,0
5. 1,5

13. Se tienen 40ml de una disolución acuosa de MgSO4 al 40%m/v, ¿cuál es la molaridad de la disolución?

1. 1,3
2. 3,3 M.A. S=32g/mol
3. 4,2 Mg=24g/mol
4. 5,0 O=16g/mol
5. 8,3

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 K Cl 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 CaCO3 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

1. Sólo I
2. Sólo II
3. Sólo III
4. I y II
5. I, II y III

25. De las siguientes soluciones, la que tiene mayor cantidad en gramos de soluto es:

a) 200 ml de una solución 20%m/v

b) 400 ml de una solución 10%m/v

c) 100 ml de una solución 40%m/v

d) 300 ml de una solución 15%m/v

e) 500 ml de una solución 8%m/v

**Resumen final**

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 *saturada*.

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 ·% p/p**

13. % p/v ·10 = 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 · 10) / 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 ebulloscopio.

20. La disminución del punto de congelación se conoce como