

QUIMICA GENERAL

Introducción general

Las **soluciones** en **química**, son **mezclas** homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Bastantes propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de **interés** tanto para la **física** como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: **agua** salada, **oxígeno** y nitrógeno del **aire**, el **gas** carbónico en los refrescos y todas las propiedades: **color**, sabor, **densidad**, punto de **fusión** y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de solvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta.

El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el solvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. **El agua** con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de **carbono**) disuelto en un líquido (agua).

Las mezclas de **gases**, son soluciones. Las soluciones verdaderas se diferencian de las soluciones coloidales y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular, y se encuentran dispersas entre las moléculas del solvente.

Algunos **metales** son solubles en otros cuando están en **el estado** líquido y solidifican manteniendo la mezcla de átomos. Si en esa mezcla los dos metales se pueden solidificar, entonces serán una solución sólida.

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.

Este **trabajo** cuenta con una **introducción** general del tema que habla un poco acerca de lo básico que se debe saber para **poder** adentrarse en el tema de las soluciones, este habla acerca de lo que son las soluciones, de lo que es un disolvente y un soluto, también explica acerca de lo que hace diferente a una solución coloidal o de las suspensiones.

QUIMICA GENERAL

Este trabajo cuenta con varios temas los cuales son solubilidad, propiedades físicas de las soluciones, concentración de una solución, soluciones sólidas, líquidas y gaseosas, efecto de la **temperatura** y **presión** en la solubilidad de sólidos y gases.

Solubilidad

La solubilidad es la capacidad que tiene una sustancia para disolverse en otra, la solubilidad de un soluto es la cantidad de este.

Algunos líquidos, como el agua y el **alcohol**, pueden disolverse entre ellos en cualquier proporción. En una solución de **azúcar** en agua, puede suceder que, si se le sigue añadiendo más azúcar, se llegue a un punto en el que ya no se disolverá más, pues la solución está saturada.

La solubilidad de un compuesto en un solvente **concreto** y a una temperatura y presión dadas se define como la cantidad máxima de ese compuesto que puede ser disuelta en la solución. En la mayoría de las sustancias, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura del solvente. En el caso de sustancias como los gases o sales orgánicas de calcio, la solubilidad en un líquido aumenta a medida que disminuye la temperatura.

En general, la mayor solubilidad se da en soluciones que moléculas tienen una **estructura** similar a las del solvente.

La solubilidad de las sustancias varia, algunas de ellas son muy poco solubles o insolubles. La sal de cocina, el azúcar y el vinagre son muy solubles en agua, pero el bicarbonato de sodio casi no se disuelve.

Propiedades físicas de las soluciones

Cuando se añade un soluto a un solvente, se alteran algunas propiedades físicas del solvente. Al aumentar la cantidad del soluto, sube el punto de ebullición y desciende el punto de solidificación. Así, para evitar la congelación del agua utilizada en la **refrigeración** de los **motores** de los automóviles, se le añade un anticongelante (soluto). Pero cuando se añade un soluto se rebaja la presión de vapor del solvente.

Otra **propiedad** destacable de una solución es su capacidad para ejercer una presión osmótica. Si separamos dos soluciones de concentraciones diferentes por una membrana semipermeable (una membrana que permite el paso de las moléculas del solvente, pero impide el paso de las del soluto), las moléculas del solvente pasarán de la solución menos concentrada a la solución de mayor concentración, haciendo a esta última más diluida. Estas son algunas de las características de las soluciones:

- Las partículas de soluto tienen menor tamaño que en las otras clases de mezclas.
- Presentan una sola fase, es decir, son homogéneas.
- Si se dejan en reposo durante un **tiempo**, las fases no se separan ni se observa sedimentación, es decir las partículas no se depositan en el fondo del recipiente.

QUIMICA GENERAL

- Son totalmente transparentes, es decir, permiten el paso de la luz.
- Sus componentes o fases no pueden separarse por filtración

Concentración de una solución

La concentración de una solución lo da el número de moléculas que tenga que tenga el soluto de una sustancia y el número de moléculas que tiene el resto de la sustancia.

Existen distintas formas de decir la concentración de una solución, pero las dos más utilizadas son: gramos por litro (g/l) y molaridad (M).

Los gramos por litro indican la masa de soluto, expresada en gramos, contenida en un determinado volumen de disolución, expresado en litros. Así, una solución de cloruro de sodio con una concentración de 40 g/l contiene 40 g de cloruro de sodio en un litro de solución.

La molaridad se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de solución, expresado en litros, es decir: $M = n/V$.

El número de moles de soluto equivale al cociente entre la masa de soluto y la masa de un mol (masa molar) de soluto.

Por ejemplo, para conocer la molaridad de una solución que se ha preparado disolviendo 70 g de cloruro de sodio (NaCl) hasta obtener 2 litros de solución, hay que calcular el número de moles de NaCl; como la masa molar del cloruro de sodio es la suma de las masas atómicas de sus elementos, es decir, $23 + 35,5 = 58,5$ g/mol, el número de moles será $70/58,5 = 1,2$ y, por tanto, $M = 1,2/2 = 0,6$ M (0,6 molar).

Concentración en miliosmoles por litro

El fenómeno de ósmosis se presenta cuando una solución esta separada de su solvente por una membrana semipermeable. La ósmosis es la difusión de solvente a través de la membrana desde la parte de menor a la de mayor concentración. La presión osmótica es la presión que se debe aplicar sobre la solución de mayor concentración para impedir el paso del solvente (ósmosis) a través de la membrana.

Las membranas biológicas tienen permeabilidades distintas y se dice que son semipermeables, es decir que son permeables para las moléculas del solvente o pequeñas moléculas, pero no permiten el paso libre todas las moléculas disueltas.

El osmol es una unidad biológica que se usa para soluciones que tienen actividad osmótica. El osmol resulta ser una unidad muy grande para los fenómenos biológicos, se usa con mayor frecuencia la subunidad miliosmol (mosmol) que es más representativa; Para calcular un mosmol es necesario conocer si el soluto ioniza o no lo hace, la ionización aumenta el numero de partículas en solución, cuando se disuelven 180 mg de glucosa hasta un litro tenemos 1 mmol de glucosa, como esta sustancia no ioniza también tenemos 1 mosmol de glucosa; cuando se disuelven 58.5 mg de cloruro

QUIMICA GENERAL

de sodio, sal que ioniza dando dos iones (Na^+ y Cl^-), entonces los 58.5mg son iguales a 1 mmol de sal pero equivalen a 2 mosmol. La presión osmótica depende del número de partículas y no de su carga ni de su masa, la misma **fuerza** osmótica es ejercida por una molécula grande como una proteína, con pesomolecular de muchos miles y muchas cargas, como la molécula de hemoglobina o un ion de sodio o de cloro.

La mayoría de los líquidos corporales tiene una presión osmótica que concuerda con la de una solución de cloruro de sodio a 0.9 % y se dice que una solución es isosmótica con los líquidos fisiológicos.

Los soluciones isotónicas con respecto unas de otras ejercen la misma presión osmótica, o sea contienen la misma concentración de partículas osmóticamente activas. Cuando se habla de soluciones isotónicas en el laboratorio suele tratarse de las soluciones que tienen la misma presión osmótica del plasma sanguíneo, que es aproximado de 300 miliosmoles / litro. Las soluciones fisiológicas de concentración menor de 300 hipotónicas y si su concentración es mayor se denominan hipertónicas. Una solución es isotónica con respecto a una **célula** viva cuando no ocurre ganancia ni pérdida neta de agua en la célula, tampoco se produce ningún **cambio** de la célula cuando entra en contacto con la solución.

Si tenemos en cuenta que la concentración osmolar de una solución que contiene una mezcla de electrolitos y moléculas neutras es igual a la suma de las concentraciones osmolares individuales de todos sus componentes, convertir la concentración de los solutos que se encuentran en el suero en osmolaridad. Una formula sencilla y que ofrece una buena **utilidad** clínica es:

Osmolaridad = $2 (\text{Na}^+ \text{ mmol/l}) + \text{Glucosa mmol/l} + \text{NUS mmol/l}$ o también

Osmolaridad = $2(\text{Na}^+ \text{ meq /l}) + \text{Glucosa mg/dl} /18 + \text{NUS mg/dl} /2.8$

Donde el factor 2 se debe a que se consideran los iones asociados al Na^+ (Cl^- y HCO_3^-) ; 1 mosmol de glucosa equivale a 180 mg / l = 18 mg/dl, 1 mosmol de nitrógeno ureico (NUS) equivale a 28 mg/l = 2.8 mg /dl, corresponde a la masa molecular de dos átomos de nitrógeno en la urea.

Los electrolitos Na^+ , Cl^- y HCO_3^- contribuyen en mas del 92 % a la osmolaridad del suero, el otro 8% corresponde a la glucosa, **proteínas** y la urea.

Clasificación de las soluciones

POR SU ESTADO DE	POR SU CONCENTRACION
SÓLIDAS	SOLUCION NO-SATURADA ; es aquella en donde la fase dispersa y la dispersante no están en equilibrio a una temperatura dada; es decir, ellas pueden admitir más soluto hasta alcanzar su grado de

QUIMICA GENERAL

	<p>saturación.</p> <p>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.</p>
LIQUIDAS	<p>SOLUCION SATURADA: en estas disoluciones hay un equilibrio 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.</p>
GASEOSAS	<p>SOLUCION SOBRE SATURADA: representan un tipo de disolución inestable, ya que presenta disuelto más soluto que el permitido para la temperatura dada.</p> <p>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 existente precipita; de igual manera sucede con un cambio brusco de temperatura.</p>

Efecto de la temperatura y la presión en la solubilidad de sólidos y gases

Porque un refresco pierde más rápido el gas cuando esta caliente que cuando esta frío, o por que el chocolate en polvo se disuelve más fácilmente en **leche** caliente, son varios factores los que influyen a estos fenómenos, entre ellos está la temperatura y la presión.

Por lo general la solubilidad varía con la temperatura. En la mayoría de las sustancias, un incremento de la temperatura causa un aumento de la solubilidad. Por eso el azúcar se disuelve mejor en **café** caliente, y la leche debe de estar en el punto de ebullición.

Los cambios de presión no modifican la solubilidad de un sólido en un líquido. Si un sólido es insoluble agua, no se disolverá aunque se aumente bruscamente la presión ejercida sobre él.

La solubilidad de los gases disueltos en líquidos es diferente de la que poseen los sólidos. La solubilidad de un gas en agua aumenta con la presión del gas sobre el disolvente, si la presión disminuye, la solubilidad disminuye también. Se dice que la solubilidad de los gases es directamente proporcional a la presión.

QUIMICA GENERAL

Cuando se destapa una botella de refresco, la presión sobre la superficie del líquido se reduce y cierta cantidad de burbujas de dióxido de carbono suben a la superficie. La disminución de la presión permite que el CO₂ salga de la disolución.

En relación con la temperatura, los gases disueltos en líquidos se comportan de forma inversa a como lo hacen los sólidos. La solubilidad de un gas en agua decrece a medida que aumenta la temperatura; esto significa que la solubilidad y la temperatura son inversamente proporcionales.

Los gases disueltos en **agua potable** (oxígeno, cloro y nitrógeno) son las pequeñas burbujas que aparecen cuando el líquido se calienta y aún no llega al punto de ebullición. Cuando el agua hierve queda totalmente desgasificada, por lo cual su sabor es distinto del que posee el agua sin hervir, por ello se recomienda airear esta agua antes de beberla.

Soluciones acuosas

El agua es la biomolécula más abundante del ser humano, constituye un 65-70 % del peso total del cuerpo. Esta proporción debe mantenerse muy próxima a estos **valores** para mantener la homeóstasis hídrica, por lo contrario el organismo se ve frente a situaciones patológicas debidas a la deshidratación o la retención de líquidos. La importancia del estudio de la biomolécula agua radica en el hecho de que la totalidad de las reacciones bioquímicas se realizan en el seno del agua, todos los nutrientes se transportan en el seno del agua.

Estructura molecular del agua. Es una molécula tetraédrica, con el **átomo** de oxígeno en el centro y los dos átomos de **hidrógeno** en los vértices de dicho tetraedro quedando los otros dos vértices ocupados por los electrones no compartidos del oxígeno

El oxígeno es un átomo que posee mayor electronegatividad que el **hidrogeno**, esto hace que la molécula de agua sea un dipolo eléctrico. Esta estructura explica muchas de las propiedades físicas y químicas del agua bien sea por la formación de puentes de hidrogeno o por solvatación de otras moléculas.

Propiedades físicas y químicas del agua. Las propiedades del agua son la base de una serie de **funciones** esenciales para la integridad del organismo.

Funciones bioquímicas y fisiológicas del agua.

De lo anterior se deduce que las funciones bioquímicas y fisiológicas del agua son consecuentes con las propiedades fisicoquímicas que se han estudiado. El agua puede actuar como componente de macromoléculas proteínas, **ácidos** nucleicos, polisacáridos, pueden estabilizar su estructura a través de la formación de puentes de hidrogeno.

QUIMICA GENERAL

El hecho de que sea considerada como disolvente universal de sustancias iónicas, polares no iónicas y anfipáticas, facilita que en su seno se puedan llevar a cabo la totalidad de las reacciones bioquímicas, así como el **transporte** adecuado de sustancias en el organismo.

El agua puede actuar como sustrato o **producto** de muchas reacciones como la hidrólisis o formación de ésteres.

El **carácter** termorregulador del agua, permite conseguir un equilibrio de temperaturas en todo el cuerpo así como la disipación del **calor** metabólico lo observamos en el ejercicio extenso.

Conclusión

De este **informe** concluyo que la solubilidad no es solo diluir una sustancia en otra, ya que esto consiste en un **proceso** químico-físico que está sometido a diferentes factores que predominan, como es el caso de la presión y la temperatura. Para finalizar, es bueno indicar dos situaciones muy importantes con respecto a la solubilidad: Si dos solutos son solubles en un mismo solvente, dependiendo de las cantidades (pequeñas) pueden disolverse ambos sin ninguna dificultad, pero en general la sustancia de mayor solubilidad desplaza de la solución a la de menor solubilidad, ejemplo: al agregar azúcar o sal a una bebida, inmediatamente se produce el escape del gas disuelto en ella. Si un soluto es soluble en dos solventes inmiscibles (no se mezclan) entre sí, el soluto se disuelve en ambos solventes distribuyéndose proporcionalmente de acuerdo a sus solubilidades en ambos solventes.

En este trabajo se han visto varios aspectos del tema de las soluciones, el cual es un tema muy extenso y muy importante para la vida de todos los seres humanos en este planeta. Este tema es muy importante porque sin los conocimientos que se tienen acerca de las soluciones, no se podría hacer más cosas con la **materia prima**, o con otros **materiales**, no se podría hacer materiales indispensables para nuestras vidas como el **plástico**, que existen muchos tipos de este material que se usa prácticamente para todo, bueno y así como este material existen muchos otros.

Además en este trabajo se ha tratado de poner **información** resumida, útil y concreta, lo cual es un factor muy importante porque si algún lector que no tenga muchos conocimientos del tema no se confunda tanto con definiciones y palabras que le puedan resultar extrañas. Además resulta mucho más cómodo leer un trabajo con información bien resumida y concreta, que cualquier otro trabajo que tenga mucha información que no sea necesaria, esto muchas veces resulta ser incómodo.

• MODO DE EXPRESAR LAS CONCENTRACIONES

QUIMICA GENERAL

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

a) Porcentaje peso a peso (% P/P): 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 peso a volumen (% P/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) Fracción molar (Xi): se define como la relación entre las moles de un componente y las moles totales presentes en la solución.

$$X_{\text{sto}} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}} \quad X_{\text{ste}} = \frac{\text{Moles de solvente}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

QUIMICA GENERAL

$$X_{sto} + X_{ste} = 1$$

e) 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.

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

EJEMPLO:

** Cuántos gramos de $AgNO_3$, se necesitan para preparar 100 cm^3 de solución 1M?*

Previamente sabemos que:

El peso molecular de $AgNO_3$ es: **170 g** = masa de 1 mol $AgNO_3$ y
100 de H_2O cm^3 equivalen a 100 ml. H_2O

Usando la definición de molaridad , se tiene que en una solución **1M** hay 1 mol de $AgNO_3$ por cada Litro (1000 ml) de H_2O (solvente) es decir:

$$M = \frac{\text{moles de } AgNO_3}{L \text{ de } H_2O} = \frac{1 \text{ mol de } AgNO_3}{1000 \text{ ml de } H_2O}$$

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

$$100 \text{ ml de } H_2O \times \left(\frac{1 \text{ mol de } AgNO_3}{1000 \text{ ml de } H_2O} \right) \times \left(\frac{170 \text{ g de } AgNO_3}{1 \text{ mol de } AgNO_3} \right) = 17 \text{ g de } AgNO_3$$



Molaridad

QUIMICA GENERAL

Se necesitan 17 g de AgNO_3 para preparar una solución **1 M**

f) 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)

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

EJEMPLO:

* Cuántos gramos de AgNO_3 , se necesitan para preparar 100 cm^3 de solución 1m?

Previamente sabemos que:

El peso molecular de AgNO_3 es: **170 g** = masa de 1 mol AgNO_3 y
100 de H_2O cm^3 equivalen a 100 gr. H_2O que

Usando la definición de molalidad, se tiene que en una solución **1m** hay 1 mol de AgNO_3 por cada kg (1000 g) de H_2O (solvente) es decir:

$$m = \frac{\text{moles de } \text{AgNO}_3}{\text{Kg de } \text{H}_2\text{O}} = \frac{1 \text{ mol de } \text{AgNO}_3}{1000 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}$$

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

$$100 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \times \left(\frac{1 \text{ mol de } \text{AgNO}_3}{1000 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} \right) \times \left(\frac{170 \text{ g de } \text{AgNO}_3}{1 \text{ mol de } \text{AgNO}_3} \right) = 17 \text{ g de } \text{AgNO}_3$$

↓
molalidad

Se necesitan 17 g de AgNO_3 para preparar una solución **1 m**, observe que debido a que la densidad del agua es 1.0 g/ml la molaridad y la molalidad del AgNO_3 es la misma

QUIMICA GENERAL

g) Normalidad (N): Es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{ Eq - g Soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

EJEMPLO:

** Cuántos gramos de AgNO_3 , se necesitan para preparar 100 cm^3 de solución 1N?*

Previamente sabemos que:

El peso molecular de AgNO_3 es: **170 g** = masa de 1 y
100 de H_2O cm^3 equivalen a 100 gr. H_2O que

Usando la definición de molaridad, se tiene que en una solución **1N** hay 1 mol de AgNO_3 por cada kg (1000 g) de H_2O (solvente) es decir:

Utilizando este factor de conversión y los datos anteriores tenemos que:

$$\text{Peso Eq. Acidos} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Número de Hidrógenos}}$$

$$\text{Peso Eq. Bases} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Número de grupos OH}}$$

$$\# \text{ Eq. - g} = \frac{\text{Peso Muestra}}{\text{Peso Eq. Sustancia}}$$

El peso equivalente de un compuesto se calcula dividiendo el peso molecular del compuesto por su carga total positiva o negativa.

h) Formalidad (F): Es el cociente entre el número de pesos fórmula gramo (pfg) de soluto que hay por cada litro de solución. Peso fórmula

QUIMICA GENERAL

gramo es sinónimo de peso molecular. La molaridad (M) y la formalidad (F) de una solución son numéricamente iguales, pero la unidad formalidad suele preferirse cuando el soluto no tiene un peso molecular definido, ejemplo: en los sólidos iónicos.

• SOLUCIONES DE ELECTROLITOS

Electrolitos:

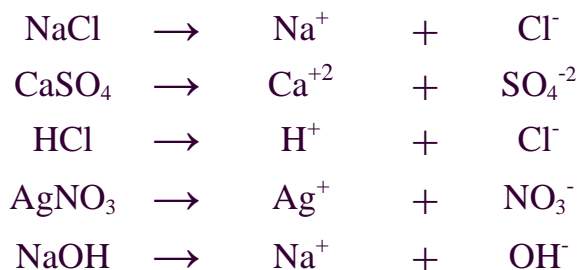
Son sustancias que confieren a una solución la capacidad de conducir la corriente eléctrica. Las sustancias buenas conductoras de la electricidad se llaman electrolitos fuertes y las que conducen la electricidad en mínima cantidad son electrolitos débiles.

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:



TALLER

Reflexionar por qué el agua salada congela a más baja temperatura que el agua potable.

El mar muerto tiene unas características respecto a su concentración salina que le puede experimentar una persona que se introduce en sus aguas a nadar.

QUIMICA GENERAL

Como se relaciona el funcionamiento de una olla a presión y las leyes de los gases? Sustente su respuesta.

se tiene un vaso con agua, posterior se adiciona un cubo de hielo que ocurre con el volumen? Posteriormente el cubo de hielo se derrite usted que cree que pasa con el volumen y porque?

Realizar 3 ejemplos de cada uno de los siguientes formas de expresar las concentraciones:

(% P/P):

(% V/V):

(% P/V):

(Xi):

(M):

(m):

(N):

(F):

BIBLIOGRAFIA

Julio cesar Poveda; Quimca 10. Editorial educar.

<http://www.monografias.com/trabajos14/soluciones/soluciones.shtml>

http://cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/soluciones.htm