

***QUÍMICA INDUSTRIAL-LABORATORIO QUÍMICO 3ºG***

***Liceo Mixto Bicentenario de Excelencia Los Andes.***

***Corporación Monte Aconcagua. PROFESORA: Ivonne Olmedo E.***

***2020***

**UNIDAD IV**

**“SOLUCIONES”**

**I.- OBJETIVOS**

* Preparar soluciones de diversas concentraciones a partir de condiciones diferentes
* Aplicar las leyes fundamentales de la química en obtención experimental de un compuesto
* Tabular y graficar la información obtenida en el laboratorio tal que permitan un fácil análisis e interpretación de ella

**II.- INTRODUCCIÓN**

En este capítulo corresponde estudiar lo concerniente a mezclas de elementos, compuestos, o la mezcla de ambos.

Una mezcla puede ser *homogénea* o *heterogénea*. El primer caso corresponde a la que tiene más de una fase. Ejemplo: agua con arena, en este caso es fácil observar directamente la apariencia de una fase líquida y una sólida. En una mezcla homogénea, las partículas de todos los componentes son tan pequeñas, que sólo puede observarse en una fase presente. Ejemplo: leche, agua, agua con azúcar, bebidas gaseosas, etc.

A una mezcla homogénea de dos o más componentes en la cual las partículas de éstos tienen un cierto grado de influencia mutua se le da el nombre de *solución*. en una solución de dos componentes, al que esta presente en mayor cantidad se le denomina *solvente* o *disolvente*, mientras que el que se encuentra en menos proporción es el *soluto.*

El *soluto* se disuelve en el *disolvente* o *solvente*, para formar así una *solución*.

De modo que:

Soluto + Solvente → Solución

De acuerdo al estado físico, tanto del soluto como el solvente, las soluciones se clasifican en:

*Gaseosas*: Soluto y solvente son gases: Ej; Aire

**Tipos de soluciones**: *Líquidas*: El solvente siempre es líquido, el soluto puede variar.



- Gas en Líq. Ej.: Bebida gaseosa

- Líq. en Líq. Ej.: Agua y Alcohol

- Sólido en Líq. Ej.: Agua con Azúcar

*Sólidas*: Tanto el soluto como el solvente son sólidos:

Ej.: Bronce, Acero.

Si las dimensiones tanto del solvente como del soluto son muy pequeñas, es decir, corresponden a iones o moléculas, la solución se considera una *solución verdadera*.

Tal es el caso de las soluciones de azúcar o sal en agua. En el caso de la sal, (NaCl), existen iones positivos (Na+) y negativos (Cl-) que se hidratan y moléculas de agua. Un *ion hidratado* es el que está rodeado por moléculas de agua, que son atraídas por el ion por medio de un ión-dipolo

En las soluciones de azúcar y agua, las moléculas de azúcar están uniformemente mezcladas (difundidas) en las de agua. La interacción entre el soluto y el solvente de una solución se llama *solvatación*. La hidratación es un caso particular de solvatación en el cual el solvente es el agua.

***Concentración de las soluciones:***

La proporción en que se encuentra disuelto un soluto en una solución constituye lo que se denomina *concentración*. Si se disuelve una pequeña cantidad de soluto, se dice que la solución es *diluida*. Al disolver más soluto la solución se hace más *concentrada*, hasta llegar a un punto en el cual el solvente no es capaz de disolver más soluto. Se dice que la solución está *saturada* y se tiene un equilibrio dinámico entre el soluto disuelto y el que no lo está, es decir, la velocidad de disolución del soluto es igual a la velocidad con la cual el soluto disuelto regresa al estado de soluto puro.

Una solución saturada no necesariamente es una solución concentrada, pues hay solutos que son solubles en muy baja cantidad, a diferencia de otros que se solubilizan en gran proporción.

Si después de preparar una solución saturada a una determinada temperatura, ésta se deja enfriar sin agitarla ni moverla bruscamente, el resultado es una solución sobresaturada; esto es, una solución que contiene más soluto disuelto que el que tiene una solución saturada a la misma temperatura. Si una solución sobresaturada se agita o añaden partículas sólidas pequeñas, el exceso de soluto precipita y se obtiene una solución saturada a dicha temperatura.

Los términos cualitativos *diluido* y *concentrado*, se convierten en cuantitativos calculando las cantidades relativas de soluto y solvente, en unidades tales como: gramos, mililitros, litros, moles, etc. Los modos más frecuentes de expresar la concentración de las soluciones son las siguientes:

**1.- Porcentaje (%):**

1. **Peso en Peso (p/p):** Se expresa en % la cantidad de soluto sólido disuelto en 100 g de solución.
2. **Peso en Volumen (p/v):** Se expresa en % la cantidad de soluto sólido disuelto en 100 mL de solución
3. **Volumen en Volumen (v/v):** Se expresa en % la cantidad de soluto líquido disuelto en 100 mL de solución

**2.-Molaridad (M):** Se define como la cantidad de moles de soluto que se disuelve en 1 Litro de solución.

M*olaridad*: moles de soluto = moles de soluto

1000 mL solución 1 Litro de solución

No olvidar que:  *moles* = g de soluto



Peso molecular o atómico soluto

**3.-Molalidad (m):** Es la cantidad de moles de soluto que se disuelven en 1 Kg de solvente

*Molalidad* = moles de soluto

1 Kg solvente

**4.-Normalidad (N):** Es la cantidad de equivalentes- gramos que se disuelven en 1 Litro de solución

*Normalidad*  = equivalentes- gramos

1000 mL solución

No olvidar que: *Equivalente gramos* = g de soluto



Peso equivalente soluto

***Propiedades de las soluciones:***

Al agregar un soluto a un solvente, las moléculas del primero se esparcen uniformemente en el segundo, alterando la estructura del solvente. En el interior de este último hay ahora moléculas diferentes en forma, peso, tamaño, volumen, concentración, etc; así se explica que propiedades tales como la densidad, viscosidad, punto de ebullición, fusión, etc, varían al comparar una solución con el solvente puro. También hay diferencias entre soluciones de la misma composición pero diferente concentración.

**1.-Densidad:**

La densidad de un solvente puro, varía notoriamente al disolver un soluto en ella. Es así que existen tablas de densidad – concentración para las soluciones de uso más corriente en el laboratorio, las que permiten averiguar la concentración de una solución mediante la determinación de su densidad y viceversa.

**Molaridad**  = Densidad x % de pureza x 10

Peso Molecular

**Normalidad** = Densidad x % de pureza x 10

Peso equivalente

Resumiendo: La densidad de un solvente puro es menor que la de una solución del mismo solvente, debido a que en la solución existe una masa adicional de soluto.

**2.-Solubilidad:**

Se define como la cantidad de soluto requerida para producir una solución saturada en una cantidad de solvente, o bien es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en un volumen determinado de solvente.

En general para que dos o más sustancias sean solubles entre si, las fuerzas de atracciones intermoleculares deben ser similares. Dicho en otras palabras “lo semejante disuelve lo semejante”.

La solubilidad se expresa habitualmente como:

Solubilidad = Cantidad de soluto



100 g de solución

Los factores que afectan a la solubilidad son:

1. ***Temperatura:***

Existen sustancias que para disolverse en un solvente requieren absorber una determinada cantidad de calor, de modo calor de disolución será positivo. Es así que estas sustancias aumentan su solubilidad en un solvente cuando aumenta la temperatura de este. Un segundo grupo de sustancias, son aquellas que liberan calor al disolverse en un solvente. De modo que su calor de disolución será negativo. Dichas sustancias disminuyen su solubilidad al aumentar la temperatura. Un último grupo de sustancias son aquellas que no presentan variaciones en su solubilidad con la temperatura, es decir, la solubilidad es una sola a cualquier temperatura.

Estas reglas son una consecuencia del Principio de Le Châtelier. Si un sistema que contiene al soluto y a la solución está en equilibrio a una cierta temperatura y ésta aumenta, el equilibrio se desplaza de tal forma que tiende a restituir el sistema a su temperatura original. Este desplazamiento supondrá la transferencia de más soluto a la solución si el calor de disolución es negativo, o el proceso inverso es positivo.

Solubilidad g de soluto/ 100 g solución

NaNO3 

120 - KBr

KNO3 

1. -
2. -

KCl

1. -

40 - NaCl

20 -

K2SO4

Ce2(SO4)3

0 

20 40 60 80 100 120 Temperatura (ºC)

1. ***Solvente:***

La solubilidad de un soluto es diferente para cada solvente, de modo que según sea la naturaleza del solvente será posible disolver en él un tipo de soluto determinado. En general las sustancias iónicas y polares tienden a ser solubles en solventes polares y las sustancias apolares en solventes apolares.

1. ***Presión:***

La presión influye enormemente en la solubilidad de un gas en un líquido, pero no tiene mayor influencia en la solubilidad de líquidos y sólidos.

**3.-Puntos de congelación y ebullición de las soluciones:**

El Punto de Congelación en una solución es en general inferior al del solvente puro. Es así, por ejemplo, que en un clima frío se acostumbra añadir un soluto, como alcohol, glicerina o glicol, al agua de los radiadores de los automóviles para evitar su congelación. Esto se pone también de manifiesto en el empleo de la mezcla frigorífica sal-hielo para la fabricación de los helados. Experimentalmente se determinó que el descenso en el punto de congelación en una disolución diluida es proporcional a la concentración del soluto. En 1883, el químico francés F. M. Raoult descubrió la siguiente relación:

Dónde: Δtº = tº congelación solución - tº congelación solvente puro



m = molalidad

kc = cte. crioscópica

Por otro lado, el punto de ebullición de una solución es mayor que el del solvente puro, siendo este aumento proporcional a la concentración molal del soluto. Se cumple la siguiente relación:

Dónde: Δtº = tº ebullición – tº ebullición solvente puro



m = molalidad

ke = cte. de ebullición