**Sistemas Materiales**

**A. Sistemas Heterogéneos:**

**Propiedades Intensivas:** Son aquellas que dependen de la clase de materia (densidad, punto de ebullición) y son las que caracterizan a una sustancia.

**Propiedades Extensivas:** Son aquellas que dependen de la cantidad de materia (dureza, peso, volumen).

**Fase:** Es toda porción del sistema con las mismas propiedades intensivas, separada de otras por superficies limites de separación.

**Sistema Material:** Es una porción de materia que se aísla para su estudio. Puede ocurrir que al estudiar un Sistema Material este tenga:

a. Propiedades intensivas distintas en algunas de sus porciones, lo cual conformara un Sistema Heterogéneo el cual está formado por 2 o más fases.

b. Propiedades intensivas iguales en todas sus porciones, lo cual conformara un Sistema Homogéneo el cual está formado por 1 sola fase.

**Modos de agregación de la Materias:** Son tres: Liquido, solido y gaseoso:

Fusión: Es cuando se pasa de solido a liquido.

Vaporización: Es cuando se pasa de liquido a gaseoso.

Sublimación: Es cuando se pasa de gaseoso a solido.

Solidificación: Es cuando se pasa de liquido a solido.

Condensación: Es cuando se pasa de gaseoso a liquido.

Volatilización: Es cuando se pasa de solido a gaseoso.

**Punto de Ebullición:** Es aquella temperatura (muy alta) en la cual la materia cambia de estado líquido a gaseoso.

**Punto de Congelación:** Es aquella temperatura (muy baja) en la cual un liquido se solidifica.

**Separación de Fases:**

Imantación: Separar metales con propiedades metálicas (atraídos por un imán) de otros que no tengan esas propiedades. (Ej.: Quitar hierro).

Decantación: Separar líquidos que no se disuelven entre sí. Se deja la mezcla en reposo hasta que la sustancia más densa se sedimente en el fondo y luego se traspasa el líquido que quedo en la parte superior a otro recipiente. (Ej.: Agua y aceite).

Filtración: Para separar un sólido insoluble de un liquido. Se arroja el sistema por el filtro por el cual el sólido es retenido. (Ej.: Arena del Agua).

Tamización: Separar 2 o mas sólidos de distintos tamaños. Se hace pasar la mezcla por un tamiz por cuyas aberturas caerán las partículas más pequeñas, quedando el sólido más grueso dentro del tamiz.

Flotación: Separar un sólido con menor densidad del liquido en que está suspendido. (Ej.: Agua y Corcho).

Evaporación: Separar un liquido de un sólido disuelto en él mediante la evaporación del liquido.

Destilación: Separar 2 líquidos miscibles (que se mezclan) entre sí, que tienen distinto punto de ebullición. (Ej.: Agua y Alcohol etílico). Entre la destilación, esta la simple y la fraccionaria: La simple se emplea para separar un compuesto solido y liquido. La fraccionaria se utiliza para separar dos (o más) líquidos de diferentes puntos de ebullición.

Cristalización: Es cristalizar un soluto sólido con objeto de ser separado del solvente en el que este disuelto. Para ello conviene evaporar parte del solvente o dejar que el proceso ocurra a temperatura ambiente. La cristalización es el proceso inverso de la disolución.

**Alotropos:** Es la propiedad que poseen determinados elementos químicos de presentarse bajo estructuras químicas diferentes. Ejemplo: Oxigeno atmosférico (O2) y Ozono (O3).

**Soluciones:** Son sistemas homogéneos formado por por lo menos 2 sustancias: Soluto y solvente.

**Mezcla Azeotropica:** Son las soluciones liquidas de punto de ebullición constante.

**Sustancia:** Se caracterizan por tener distintas propiedades físicas y químicas.

**Descomposición:** Es un fenómeno químico por el cual mediante una sustancia se pueden obtener 2 o más sustancias con distintas propiedades.

**Combinación:** Es un fenómeno químico por el cual mediante 2 o más sustancias se puede obtener otra sustancia con distintas propiedades.

**Sustancias Compuestas:** Son aquellas que resisten a los procesos de separación y fraccionamiento pero se pueden descomponer en otras sustancias más simples por algún proceso químico.

**Sustancias Simples:** Son aquellas que no se pueden descomponer por procesos habituales en los laboratorios.

[**Sustancias Puras**](http://es.wikipedia.org/wiki/Sustancia_pura): Contienen un sólo componente de composición y tienen propiedades fijas.

**Coloide (suspensión coloidal o dispersión coloidal):** Es un sistema físico-químico formado por dos o más fases, principalmente: una continua, normalmente fluida, y otra dispersa (en menor proporción) en forma de partículas por lo general sólidas.

**Transformaciones Físicas y Químicas:**

**Transformaciones Físicas:** No hay variación en la naturaleza de la sustancia original. (Ej.: Agua Liquida -> Vapor de agua).

**Transformaciones Químicas:** Hay variación en la naturaleza de la sustancia original. (Ej.: Oxido Fe).

**Ley de Lavoisier (conservación de masa):** En un sistema cerrado la masa total del mismo permanece constante por más que en él se produzcan reacciones químicas.

**Ley de Proust (propiedades definidas):** Cuando 2 o más sustancias simples se combinan para formar un compuesto definido, lo hacen siempre en la misma relación de masas.

**Estructura Atómica:**

**Átomo:** El átomo es la unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad y propiedades, y que no es posible dividir mediante procesos químicos. Está compuesto por un núcleo atómico [formado por protones (+) y neutrones] en el que se concentra casi toda su masa, rodeado de una nube de electrones. Los electrones (-) permanecen ligados a este mediante fuerzas electromagnéticas.

**Numero Atómico (Z):** Es la cantidad de protones que hay en el núcleo del átomo.

**Numero Másico (A):** Es la cantidad de protones y neutrones que hay en el núcleo del átomo.

**UMA:** Unidad de masa atómica que equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12.

**Mol:** Es la cantidad de materia que contienen tantas entidades elementales (átomos, moléculas y otras partículas) como átomos hay en 12g del isotopo de carbono 12.

**Isotopos:** Átomos que pertenecen al mismo elemento y que tiene distinta cantidad de neutrones.

**Isobaros:** Átomos que pertenecen a distintos elementos con igual número másico.

**Molécula:** Se llama molécula a un conjunto de al menos dos átomos enlazados covalentemente que forman un sistema estable y eléctricamente neutro.

**Ley de Broglie:** Establece que un átomo tiene carácter ondulatorio y copular.

**Masa Atómica Promedio:** Es el promedio de las masas de todos los isótopos naturales de un elemento. Este valor es el que aparece en la tabla periódica debajo del símbolo de cada elemento.

**Masa Atómica Relativa (o Masa Atómica):** Es la suma de la cantidad de las masas promedio de los átomos de un elemento expresada en UMA.

**Masa Atómica Absoluta:** Es el peso real de un átomo determinado por algún método físico de pesaje.

**Masa Molar**: La masa molar de los átomos de un elemento está dado por el peso atómico de cada elemento multiplicado por la constante de masa molar, Mu = 1 g/mol.

**Masa Molecular:** Es la suma de las masas atómicas en una molécula.

**Numero de Avogadro:** Es el número real de átomos en 12g de carbono 12, el cual es 6,02 x 10^23.

**Ion:** Un ion es una subpartícula cargada eléctricamente constituida por un átomo o molécula que no es eléctricamente neutra (es decir posee un exceso de protones o de electrones). A partir del estado neutro de un átomo o partícula, este gana o pierde electrones, proceso que denominado ionización. Los iones cargados negativamente, producidos por haber más electrones que protones, se conocen como aniones y los cargados positivamente, con menos electrones que protones, se conocen como cationes.

**Orbital:** Es la zona cercana al núcleo del átomo donde es probable encontrar un electrón. Por cada orbital pueden circular 2 electrones y lo harán en sentidos opuestos en los spines paralelos. Los orbitales degenerados son aquellos que están en el mismo subnivel (y por ende tienen misma energía).

**Números Cuánticos:** Nos ayudan a conocer precisamente la posición de un electrón. Los números cuánticos son 4:

N: Números Cuántico Principal: Nos da una idea de la distancia promedio del electrón al núcleo además de la cantidad de orbitales que hay. Puede tomar como valores: 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

L: Número Cuántico Secundario (o de momento angular): Nos da una idea de la forma del orbital y el área en donde puede estar. Puede tomar como valores: 0, N - 1.

M: Numero Cuántico Magnético: Nos dice puntualmente como están orientado los orbitales. Puede tomar como valores: -1, 0, 1.

S: Numero Cuántico Spin: No dice en que dirección están los electrones, ambos moviéndose en sentidos opuestos. Puede tomar como valores: -0,5 y 0,5.

**Principio de Pauli:** Establece que ningún electrón de un mismo átomo puede tener su 4 números cuánticos iguales.

**Configuración Externa:** Es la forma en que están distribuidos los electrones en los orbitales.

**Configuración electrónica Externa (CEE):** Nos dice la cantidad de electrones que hay en el último orbital y son los electrones de valencia.

**Regla de Hund:** Establece que la distribución mas estable de electrones en los subniveles es aquella que tenga el mayor numero de pares de electrones en los spines paralelos (para que no se crucen).

**Principio de Incertidumbre de Heisenberg:** Establece que si es posible fijar la posición de una partícula con total precisión será imposible conocer su velocidad. Si por el contrario se conoce su velocidad, no se sabrá a ciencia cierta su posición.

**Electrón Paramagnético:** Un electrón es paramagnético cuando atrae (ya que no es estable). (Ejemplo: 1S^1).

**Electrón Diamagnético:** Un electrón es diamagnético cuando no atrae y por ende es estable (ejemplo: 1S^2).

**Isoelectronico:** Son los elementos que tienen la misma cantidad de electrones.

**Isolelectronicidad:** Son aquellas entidades moleculares (átomos, moléculas, iones) que tienen el mismo número de electrones de valencia y la misma estructura (número y conectividad de átomos).

**Formula Mínima y Molecular:**

**Formula Mínima:** La fórmula mínima es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. La formula mínima puede coincidir o no con la fórmula molecular. La molécula de agua está formada por dos átomos de hidrogeno y uno de oxigeno y su forma mínima es H2O, al igual que en la forma molecular. Para el etano, el cual está formado por dos átomos de carbono y seis de hidrógeno, su fórmula mínima es CH3, a diferencia de la forma molecular que es C2H6.

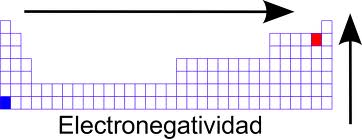
**Formula Molecular:** Una fórmula molecular se compone de símbolos y subíndices, correspondiéndose los símbolos con los de los elementos que formen el compuesto químico a formular y los subíndices con las necesidades de átomos de dichos elementos para alcanzar la estabilidad molecular. Así, sabemos que una molécula descrita por la fórmula H2SO4 posee dos átomos de Hidrógeno, un átomo de Azufre y 4 átomos de Oxígeno.

**Propiedades Periódicas:**

**Grupos Tabla Periódica:** Son las columnas verticales de la tabla periódica. Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen el mismo número de valencia y por ello tienen propiedades similares entre sí.

**Periodos Tabla Periódica:** Son las filas horizontales de la tabla periódica. Los elementos que componen una misma fila tienen propiedades diferentes pero masas similares: Todos los elementos de un período tienen el mismo número de orbitales.

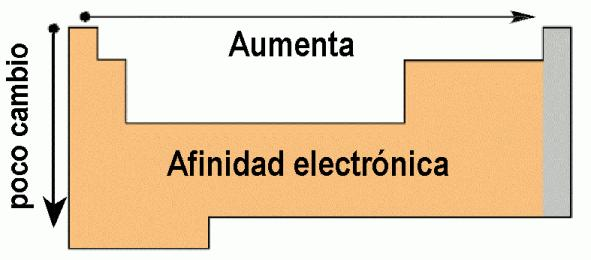
**Electronegatividad:** Es la capacidad relativa de un átomo de atraer electrones hacia él en una unión química. La electronegatividad de un átomo depende de su masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo atómico.



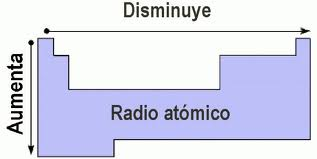
**Potencial de Ionización:** Es la mínima energía necesaria para quitar un electrón de un átomo en su estado gaseoso.



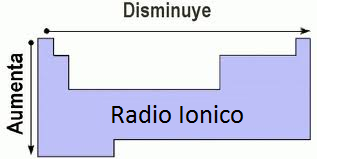
**Afinidad Electrónica:** Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón para convertirse en un anión.



**Radio Atómico:** Es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos cuando forman entre ellos una unión covalente simple.



**Radio Iónico:** El radio iónico es la distancia entre el centro del núcleo del átomo y el electrón estable más alejado del mismo haciendo referencia al ion.

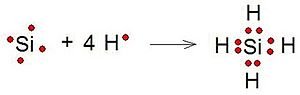


**Numero de Oxidación:** El número de oxidación es la cantidad de electrones que tiende a ceder o adquirir un átomo en una reacción química con otros átomos para poder adquirir cierta estabilidad química. El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones y será negativo cuando el átomo gane electrones.

**Uniones Químicas**

**Regla del Octeto:** Establece que la tendencia de los átomos es completar sus últimos niveles de energía con 8 electrones de tal forma que adquiere una configuración muy estable. Esta configuración es semejante a la de un gas noble.

**Representación de Lewis:** La estructura de Lewis es una representación gráfica que muestra los pares de electrones que se unen o comparten en los enlaces entre átomos de una molécula, además de los pares de electrones solitarios que puedan existir. Se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie. Ejemplo: H4S



**Unión Iónica:** Se da entre elementos cuya diferencia de electronegatividad es mayor a 1,7. Se da entre metales y no metales, donde el metal cede sus electrones (y se convierte en un catión) y el no metal acepta los electrones (convirtiéndose en un anión). Ejemplos: NaCL, Al2S3.

Propiedades:

- Son sólidos cristalinos.

- Poseen altísimos puntos de fusión y ebullición.

- Son solubles en solventes polares como el agua.

- En estado liquido o disueltos en agua conducen la corriente eléctrica.

**Unión Covalente:** Se da entre elementos cuya diferencia de electronegatividad es menor a 1,7. Se da entre no metales y entre metales entre sí donde se forman moléculas realmente. Existen 2 tipos de uniones covalentes:

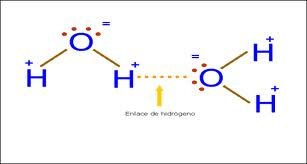
- Unión Covalente Común (o pura): Es aquella en donde se unen 1 par (simple), 2 pares (doble) o 3 pares (triple) de electrones entre los átomos que intervienen en la unión. Ejemplo: Cl3, N2.

- Unión Covalente Dativa (coordinado o dipolar): Es aquella unión en la que los electrones compartidos por dos átomos son aportado por solo uno de ellos. El átomo que aporta los electrones se denomina dador y el que los recibe, receptor. Ejemplo: SO2, H2SO3.

Cuando un mismo átomo aporta el par de electrones, se dice que el enlace covalente es polarizado; es polar cuando la diferencia de electronegatividad es mayor o igual a 0,4. No es polar cuando la diferencia de electronegatividad es menor o igual a 0,4.

**Unión Metálica:** Se da entre elementos cuya electronegatividad son bajas y similares (su diferencia es muy chica). Se da generalmente entre metales, y metales de transición. Al no querer ninguno de los átomos aceptar electrones, se forma una nube electrónica en donde los electrones se excitan y en las cuales se conduce la corriente eléctrica.

**Unión por Puente de Hidrogeno:** Se produce cuando un átomo de hidrogeno se encuentra entre dos átomos mas electronegativos, estableciendo un enlace entre ellos. El átomo de hidrogeno tiene una carga parcial positiva por lo que atrae a la densidad electrónica de un átomo cercano en el espacio. El enlace de hidrogeno es poco energético en comparación con un enlace covalente corriente. Son interacciones dipolo-dipolo. Ejemplo: CH3CH2OH.



**Dipolo Eléctrico:** Un dipolo eléctrico es un sistema con dos cargas cercanas entre sí de signo opuesto e igual magnitud. Aparecen en los dieléctricos en donde los electrones no son libres.

**Fuerza Molecular Dipolo - Dipolo:** Existen si y solo si existe un dipolo eléctrico. Se mueven los átomos pero no las moléculas.

**Dipolo Inducido:** Está presente en todas las moléculas. Es mayor cuanto más polarizable (más electrones) sea la molécula.

**Gases:**

**Gases:** Son fluidos que adoptan la forma del recipiente. Su densidad es mucho más pequeña que la de los sólidos y líquidos. Para que estos sean ideales:

- Su volumen debe ser despreciable frente al del recipiente que lo contiene. Esto ocurre cuando el gas está sometido a presiones bajas.

- Entre moléculas distintas del mismo gas o de distintos gases no tienen que existir fuerzas intermoleculares.

**Presión de Gases:** Es la presión ejercida por un gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene, a una temperatura determinada y se debe a los choques de las moléculas del gas, siempre en movimiento, contra las paredes del recipiente.

**Temperatura Critica:** Es aquella temperatura a la cual no se puede licuar un gas por mas presión externa que se le aplique.

**Ley de Boyle:** Establece que el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a la misma temperatura es inversamente proporcional a la presión del gas.

**Ley de Boyle - Manoutte:** Establece que dada masas de gases en condiciones isotérmicas, los volúmenes son inversamente proporcionales a las presiones.

**Ley de Charley - Lussac:** Establece que dada masas de gases en condiciones isobáricas (misma presión), los volúmenes son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas.

**Ley de Avogadro:** Establece que a presión y temperatura constante el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

**Ley de Graham:** Establece que las velocidades de efusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas densidades.

**Volumen Molar Normal:** Es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura.

**Ley de presiones parciales de Dalton:** La presión parcial es la presión de un componente gaseoso individual en una mezcla. La ley de Dalton establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales que cada gas ejerce.

**Estequiometria**

**Ley de Conservación de la Masa:** En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos

**Rendimiento de Reacción:** Es la cantidad de producto obtenido en una reacción química. El rendimiento teórico o ideal de una reacción química debería ser el 100%, un valor que es imposible alcanzar en la mayoría de las veces.

**Reactivo Limitante:** El reactivo limitante es el reactivo que en una reacción química limita la cantidad de producto formado. El reactivo limitante reacciona completamente y es el que se coloca en menor cantidad.

**Reactivo en Exceso:** Son el o los reactivos que no reaccionan completamente.

**Soluciones**

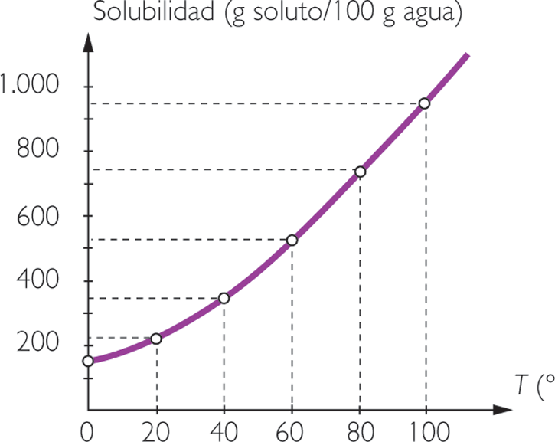
**Solución Saturada:** Es aquella que contiene disuelta la máxima cantidad de soluto que el solvente puede disolver a cierta temperatura.

**Solución No Saturada:** Es aquella que contiene menos soluto del que el solvente puede disolver a cierta temperatura.

**Solución Sobresaturada:** Es aquella que contiene más soluto del que puede haber en la solución saturada a una cierta temperatura. En estas es muy posible la cristalización del soluto.

**Solución Concentrada:** Es aquella que contiene una cantidad de soluto muy próxima a la máxima que puede haber disuelta en el solvente a cierta temperatura.

**Solución Diluida:** Es aquella que contiene una cantidad de soluto muy alejado a la cantidad máxima que puede haber disuelto en el solvente a cierta temperatura.



**Solutos No Volátiles:** Son aquellos solutos que no se evaporan a temperatura ambiente.

**Solubilidad:** Es la concentración de soluto en la solución saturada en determinadas condiciones de presión y temperatura.

**Formas de expresar concentraciones:**

i. g/l = Indica cuantos gramos de soluto están disueltos en un litro de liquido.

ii. % (m/m) = Indica cuantos gramos de soluto hay en 100g de solución.

% (m/v) = Indica cuantos gramos de soluto hay en 100ml de solución.

% (v/v) = Indica cuantos ml de soluto hay en 100ml de solución.

iii Molaridad (M) = Indica cuantos moles de soluto están disueltos en 1l.

iv Molalidad (m) = Indica cuantos moles de soluto están disueltos en 1 kg de solvente.

v Normalidad (N) = Indica cuantos equivalente gramos de soluto están disueltos por litro de solución.

vi Fracción Molar = Nos indica la relación de moles de soluto que hay sobre los moles totales de solución.

**Equivalente gramo de un acido:** Es la masa del acido que produce 1 mol de iones de hidrogeno.

**Equivalente gramo de un hidróxido base:** Es la masa de esa base que produce 1 mol de iones de hidróxido.

**Neutralización:** Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base.

**Propiedades Coligativas:**

**Concepto de Propiedades Coligativas:** Las propiedades coligativas son propiedades que dependen solo del número de partículas de soluto de la solución y no de la naturaleza de las partículas de soluto. Entre las propiedades coligativas están:

i. Disminución de la presión de vapor (Ley de Raoult):

Establece que la presión parcial de un solvente en una disolución (P1) está dada por la presión de vapor del solvente puro (P1º) multiplicada por la fracción molar del solvente en la disolución (X1).

P1 = P1º \* X1.

ii. Disminución del punto de congelación (descenso crioscopico):

Es una propiedad de las soluciones por la cual el soluto obstaculiza la formación de cristales sólidos, haciendo descender el punto de fusión. Este descenso del punto de congelación se calcula como el producto entre la molalidad y una constante de congelación del solvente.

dTf = Kf \* m.

iii. Aumento del punto de ebullición (aumento ebulloscopico):

Es el aumento del punto de ebullición que experimenta un solvente puro al formar una disolución con un soluto determinado. Se calcula como el producto entre la molalidad y una constante de proporcionalidad que depende del solvente.

dTe = Ke \* m.

iv. Presión Osmótica:

Es la presión que permite parar la osmosis y se calcula como el producto entre la Molaridad, la constante de los gases y la temperatura absoluta (º K).

u = M \* R \* T.

**Electrolito:** Los electrolitos son soluciones (de ácidos, bases o sales generalmente) formadas por iones que hacen circular la corriente en soluciones, en estado liquido o en sustancias polares. Al conducir la corriente, producen transformaciones químicas en las cercanías de los electrodos. Se clasifican en primarios y secundarios. Los primarios son aquellas sustancias puras que conducen la corriente eléctrica en estado líquido o en soluciones acuosas. Las secundarias son aquellas que solo conducen la corriente eléctrica en soluciones acuosas o similares. La conducción de la corriente se genera por el movimiento de las partículas cargadas. Las sustancias electrolíticas se disocian en iones cargados positivamente (denominados cationes) y negativamente (denominados aniones).

**No Electrolito:** Son sustancia que no conduce la electricidad, porque no produce iones en solución.

**Características de los electrolitos de acuerdo a su disolución:**

i. Los electrolitos en solución o en líquidos se disocian parcialmente en iones con cargas eléctricas, de tal forma que las cargas positivas totales sean iguales a las cargas negativas totales. Los iones actúan independientemente unos de otros y de las moléculas no disociadas y son diferentes en sus propiedades físicas y químicas. Lo que cumple un compuesto iónico es la neutralidad de la carga, por ende no siempre habrá la misma cantidad de cationes que de aniones.

ii. La disociación electrolítica es un proceso reversible, es decir, los iones pueden reagruparse para formar nuevamente la molécula. A mayor dilución de la solución el reagrupamiento de los iones se hace más difícil, porque están más alejados. En soluciones muy diluidas, prácticamente todas las moléculas se han disociado.

**Clasificación de los electrolitos:**

Electrolitos Débiles: Son aquellos que al disolverse en agua se disocian solo parcialmente en iones, es decir que luego de la disolución, hay algunos iones y muchas moléculas de soluto en equilibrio sin disociar. Estos electrolitos conducen la corriente con distinta intensidad, la cual depende de la cantidad de partículas cargadas. Entre los electrolitos débiles (y en soluciones de igual concentración) el más fuerte será el que produzca el mayor número de partículas cargadas.

Electrolitos Fuertes: Son aquellos que al disolverse en agua se disocian completamente en iones, es decir que al final de la disolución solo quedan iones agua en la solución.

**Tipos de Aniones:**

Aniones Monoatómicos: Suelen corresponder a no metales que han ganado electrones para completar su capa de valencia.

Aniones Poliatomicos: Se pueden considerar como procedentes de una molécula que ha ganado electrones, o de un ácido que ha perdido protones.

**Factor de Van't Hoff:** El factor de Van't Hoff es un parámetro que indica la cantidad de especies presentes que provienen de un soluto tras su disolución en un solvente dado. Se lo denomina "i". Se calcula como:

i = 1 + alpha(q - 1)

**Osmosis:** Consiste en el pasaje de moléculas de solvente a través de una membrana semipermeable hacia una solución mas concentrada.

Osmosis Inversa:La osmosis inversa ocurre cuando se le aplica presión a la solución mas concentrada, pudiéndose así lograr que el agua pase del lado de alta concentración en sales al lado de baja concentración.

**Membrana Semipermeable:** Son aquellas que poseen poros suficientemente grandes para el paso de moléculas de solvente, pero suficientemente pequeñas para el paso de moléculas de soluto.

**Soluciones Ideales:** Son aquellas que cumplen con la ley de Raoult a cualquier concentración y temperatura. Estas deben tener el calor de dilución igual a 0 (es decir que no se absorba ni libere calor en la mezcla). No deben sufrir variaciones de volumen cuando se mezclan.

**Termoquímica**

**Concepto de Termoquímica:** La termoquímica es una aplicación de la termodinámica y se basa en el estudio de las transformaciones que sufre la energía calorífica en las reacciones químicas.

**Primera Ley de la Termodinámica:** Establece que si un sistema intercambia calor con otro, la energía interna del sistema cambiará, de donde surge "La energía ni se crea ni se destruye: Solo se transforma".

**Ley de Lavoisier - Laplace:** Establece que el calor intercambiado cuando se produce una reacción química tiene el mismo valor pero de signo opuesto cuando se produce la reacción inversa.

**Ley de Hess**: Establece que en una reacción química expresada como la suma (o diferencia) de otras reacciones químicas, la entalpia de la reacción global es también la suma (o diferencia) de las entalpias de las otras reacciones.

**Sistema Abierto:** Se da cuando existe un intercambio de masa y de energía con los alrededores; es por ejemplo, un coche, le echamos combustible y él desprende diferentes gases y calor.

**Sistema Cerrado:** Se da cuando no existe un intercambio de masa en los alrededores, sólo se puede dar un intercambio de energía; por ejemplo un reloj de cuerda, no introducimos ni sacamos materia de él.

**Un Sistema Aislado:** Se da cuando no existe el intercambio ni de masa y energía con los alrededores. El intercambio de energía es 0. Ejemplo: El universo.

**Función de Estado:** Es aquella función cuyo resultado no depende del camino seguido por el sistema termodinámico sino del estado inicial y final de este. El calor y el trabajo no son funciones de estado.

**Entalpia:** Es una magnitud termodinámica simbolizada con la letra H, cuya variación expresa la cantidad de energía absorbida o liberada por un sistema termodinámico.

**Entalpia de Formación:** Es el calor intercambiado cuando se forma un mol de una sustancia en condiciones estándares a partir de las sustancias simples en su forma más estable.

**Entalpia de Combustión:** Es la energía que se libera en forma de calor cuando reacciona 1 mol de la sustancia con suficiente cantidad de oxigeno en condiciones estables y estándares de presión y temperatura.

**Entalpia de Formación:** La entalpía de formación de un compuesto es la energía necesaria para formar un mol de dicho compuesto a partir sus elementos, medida en condiciones estándares de presión y temperatura.

**Reacción Exotérmica:** Es cuando la variación de entalpia es negativa.

**Reacción Endotérmica:** Es cuando la variación de entalpia es positiva.

**Calor Especifico:** El calor específico es una magnitud física que se define como la cantidad de calor que hay que suministrar a un sistema termodinámico para elevar su temperatura en una unidad (kelvin o grado Celsius).

**Poder Calorífico:** El poder calorífico es la cantidad de energía que la un sistema termodinámico puede desprender al producirse una reacción química de oxidación.

**Cinética Química**

**Concepto de Cinética:** La cinética química es la parte de la química que estudia las velocidades de reacción.

**Velocidad de Reacción:** La velocidad de reacción se define como la cantidad de sustancia que reacciona por unidad de tiempo.

**Factores que afectan a la velocidad de reacción:**

i. Naturaleza de la reacción: Algunas reacciones son, por su propia naturaleza, más rápidas que otras. El número de especies reaccionantes, su estado físico, la complejidad de la reacción y otros factores pueden influir en la velocidad de una reacción.

ii. Concentración: La velocidad de reacción aumenta con la concentración. Al incrementarse la concentración de los reactantes, la frecuencia de colisión también se incrementa.

iii. Presión: La velocidad de las reacciones gaseosas se incrementa muy significativamente con la presión, que equivale a incrementar la concentración del gas. La dependencia de la presión se hace importante cuando esta es muy alta.

iv. Orden: El orden de la reacción controla cómo afecta la concentración (o presión) a la velocidad de reacción.

v. Temperatura: Al llevar a cabo una reacción a una temperatura más alta provee más energía al sistema, por lo que se incrementa la velocidad de reacción al ocasionar que haya más colisiones entre partículas.

vi. Un catalizador: La presencia de un catalizador incrementa la velocidad de reacción (tanto de las reacciones directa e inversa) al proveer de una trayectoria alternativa con una menor energía de activación.

**Energía de activación**: Es la energía que necesita un sistema antes de poder iniciar un determinado proceso. La energía de activación suele utilizarse para denominar la energía mínima necesaria para que se produzca una reacción química dada.

**Equilibrio Químico**

**Concepto de Equilibrio Químico:** El equilibrio químico es el estado en el que las concentraciones de los reactivos y los productos no tienen ningún cambio neto en el tiempo. Normalmente, este sería el estado que se produce cuando una reacción reversible evoluciona hacia adelante en la misma proporción que su reacción inversa.

**Reacciones Reversibles:** Se llama reacción reversible a la reacción química en la cual los productos de la reacción vuelven a combinarse para generar los reactivos. Este tipo de reacción se representa con una doble flecha, donde la flecha indica el sentido de la reacción. Esta ecuación representa una reacción directa (hacia la derecha) que ocurre simultáneamente con una reacción inversa (hacia la izquierda):



**Reacciones Irreversibles:** Una reacción irreversible es una reacción química que ocurre en un solo sentido. En este tipo de reacciones la velocidad de la reacción inversa es despreciable respecto de la velocidad de la reacción directa. La reacción ocurre hasta agotar al menos uno de los reactivos, que se llama reactivo limitante. La reacción de combustión es una reacción irreversible. Puede simbolizarse con la siguiente ecuación química:



**Ley de Acción de Masas:** La ley de acción de masas es una generalización de la expresión de la constante de equilibrio  para cualquier tipo de reacciones. La expresión de esta ley se basa en el estudio experimental de numerosas reacciones reversibles y de la cinética de las reacciones.



Consideremos una reacción reversible general:



Donde A y B son los reactivos, C y D son los productos y a, b, c y d son los coeficientes estequiometricos en la ecuación química balanceada.

Según la ley de acción de masas, las concentraciones en una mezcla en equilibrio están relacionadas por la siguiente ecuación del equilibrio:



Donde C y D son las concentraciones molares de los productos y A y B la concentración molar de los Reactivos. Los exponentes c, d, a y b son el numero de moles de cada elemento respectivo.

**Constante de Equilibrio (Kc):** La constante de equilibrio permite analizar cuantitativamente las alteraciones del estado de equilibrio. El valor de la constante de equilibrio depende de la temperatura. Esta puede también llamarse Kp cuando es expresada en función de las presiones (en atmosfera) de los gases que intervienen en un sistema homogéneo gaseoso.

**Grado de Disociación (**α)**:** Se define como el cociente entre la cantidad de sustancia disociada, sobre la cantidad de sustancia inicial o total. Estas cantidades de sustancia se miden en moles, o en cualquier magnitud de: masa, volumen de gas medido en iguales condiciones.

**Principio De Le Chatelier:** Establece que si un sistema químico en equilibrio presenta cambios en su temperatura, presión, concentración o volumen, el equilibrio se desplazara para contrarrestar los cambios impuestos.

**Modificación del Equilibrio:**

i. Cambios de Presión: Para una reacción química cualquiera, un aumento de la presión (o disminución del volumen) provoca un desplazamiento del equilibrio en el sentido en el que se produce un menor número de moles de gas.

ii. Cambios de Temperatura: Cuando se altera la temperatura, el valor numérico de la constante y el sistema abandona el estado de equilibrio.

En las reacciones exotérmicas, la constante de equilibrio disminuye al aumentar la temperatura, mientras que en una reacción endotérmica la constante de equilibrio aumenta con la temperatura. Si no se dispone del valor de la constante de equilibrio, es posible hacer predicciones cualitativas aplicando el principio de Le Chatelier.

**pH y pOH**

**pH:** Es una medida de acidez de una disolución. El pH indica la concentración de iones de hidrogeno presentes en determinadas sustancias. Se calcula como:



**pOH:** Se define como el logaritmo en base 10 de la concentración de oxidrilos, expresado como:



La suma entre el pH y el pOH debe ser igual a 14. Si el pH es menor que 7, la solución es acida si es mayor que 7 es básica y si es 7 es neutra.

**Óxidos:** Un óxido es un compuesto químico que contiene uno o varios átomos de oxígeno, presentando el oxígeno un estado de oxidación -2, y otros elementos.

**Hidróxido:** Grupo de compuestos químicos formados por un metal y uno o varios aniones hidroxilos, en lugar de oxígeno como sucede con los óxidos.

**Hidrolisis:** La hidrolisis es una reacción química entre una molécula de agua y otra molécula, en la cual la molécula de agua se divide y sus átomos pasan a formar parte de otra especie química. Esta reacción es importante por el gran número de contextos en los que el agua actúa como solvente. En la hidrólisis acido-base el agua se divide en el ion hidroxilo OH- y un protón H+.



La adición al agua de algunas, como por ejemplo una sal, modifica el equilibrio. Al ser disueltos en agua, los iones constituyentes de una sal se combinan con los iones hidronio, hidroxilo, o ambos, procedentes de la disociación del agua.



**Acido Fuerte:** Es aquel ácido que se disocia completamente en solución a temperatura y presiones constantes. En esas condiciones, la concentración de un ácido fuerte es igual a la concentración de iones de hidrógeno.

**Acido Débil:** Es aquel ácido que no está totalmente disociado en una disolución acuosa. Aporta iones H + al medio, pero también es capaz de aceptarlos. Si representáramos el ácido con la fórmula general HA, en una disolución acuosa una cantidad significativa de HA permanece sin disociar, mientras que el resto del ácido se disociará en iones positivos H + y negativos A −, formando un equilibrio ácido-base en la siguiente forma:

HA <----->H++A-

**Base Fuerte:** Una base fuerte es la que se disocia completamente en el agua, es decir, aporta el máximo número de iones OH.

**Base Débil:** Una base débil aporta iones OH- al medio, pero está en equilibrio el número de moléculas disociadas con las que no lo están.

**Constante de Disociación Acida (Ka):** El valor numérico de *K*a es igual a la concentración de los productos, dividida la concentración de los reactantes, donde el reactante es el ácido (HA) y los productos son A- y H+.



**Método del ion – electrón**

**Oxidación:** Es el proceso por el cual un elemento cede electrones y por lo tanto aumenta su estado de oxidación. A este elemento se lo llama agente reductor.

**Reducción:** Es el proceso por el cual un elemento gana electrones y por lo tanto disminuye su número de oxidación. A este elemento se lo llama agente oxidante.

**Electrolisis:**

**Concepto de Electrolisis:** Es el proceso por el cual se produce la descomposición de una sustancia liquida o solución debido al pasaje de corriente eléctrica (de tipo continua) y en la cual están involucradas reacciones de oxido reducción. El proceso se lleva a cabo en lo que se conoce como cuba electrolítica y estas masas descompuestas se depositan en los electrodos positivo (cátodo) y negativo (ánodo).



**Cátodo:** Un cátodo es un electrodo en el que se genera una reacción de reducción, mediante la cual un material reduce su estado de oxidación al aportarle electrones.

**Ánodo:** El ánodo es un electrodo en el que se produce una reacción de oxidación, mediante la cual un material, al perder electrones, incrementa su estado de oxidación.

**1ra Ley de Faraday:** La masa depositada, liberada o transformada en un electrodo durante la electrolisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad (Coulomb) transferida a este.

M = E x Q.

**2da Ley de Faraday:** Las masas depositadas, liberadas o transformadas de dos o más sustancias debido al pasaje de la misma corriente son directamente proporcionales a sus equivalentes químicos.

M1 / E1 = M2 / E2

**Equivalente Químico (E):** Es la masa depositada, liberada o transformada cuando circula 1F de electricidad a través de una solución.

**Equivalente Electroquímico (Eq):** Es la masa depositada, liberada o transformada cuando circula 1C de electricidad a través de una solución.

**Corrosión Metálica:** La corrosión es una reacción química (oxido-reducción) en la que intervienen tres factores: la pieza manufacturada, el ambiente y el agua, o por medio de una reacción electroquímica. Los factores más conocidos son las alteraciones químicas de los metales a causa del aire, como la herrumbre del hierro y el acero.

**Pilas**

**Concepto de Pilas:** Es el proceso por el cual mediante reacciones de oxido reducción se logra convertir energía química en energía eléctrica. En el ánodo se forma la oxidación (por un exceso de electrones) y en el cátodo la reducción (por pocos electrones).



**Espontaneidad:** Se produce energía eléctrica a partir de la energía liberada en una reacción química. Esto sucede en las pilas.

**No Espontaneidad:** Se producen sustancias químicas a partir de energía eléctrica suministrada. Esto sucede en la cuba electrolítica durante la electrolisis.

**Potenciales de Reducción:** El potencial de reducción es la tendencia de las especies químicas en una reacción redox o de un electrodo en una cuba electrolítica, a adquirir electrones.

**Electrodo estándar de Hidrogeno:** Un electrodo estándar de hidrógeno es un electrodo redox que forma la base de la tabla estándar de potenciales redox. Su potencial absoluto se estima en 4.40 ± 0.02 V a 25 °C pero para realizar una base de comparación con cualquier otra reacción electrolítica, el potencial electrolítico del hidrogeno (E0) se fija en 0 en todas las temperaturas.

**Aguas**

**Propiedades Físicas:** El agua pura es un líquido inodoro, insípido e incoloro. Son los líquidos que mejor conducen el calor y sus puntos de fusión y ebullición (0ºC y 100ºC) definen la escala centrifuga de temperatura. Las moléculas de agua son fuertemente polares. Esta naturaleza polar del agua, hace que tenga excelentes propiedades como solvente ionizante. A medida que se aumenta la temperatura del agua, la densidad de esta aumenta anormalmente; le existencia de una estructura abierta explica que en estado sólido el agua al solidificarse, aumenta su volumen.

**Clasificación de las Aguas:**

Aguas Meteóricas: Son las aguas de las lluvias, la nieve y constituyen la forma más pura de agua natural debido a que tienen un muy bajo porcentaje de sustancias disueltas. En su recorrido el agua disuelve O2, CO2, N2, etc.

Aguas Superficiales: Son las de los ríos, mares y lagos. Se caracterizan por contener un gran número de sustancias disueltas (como materia solida y orgánica proveniente de las plantas que crecen en sus orillas) y en suspensión (materia que recogen del terreno que atraviesan).

Aguas Subterráneas: Son las que se desplazan lentamente debajo de la superficie terrestre. No tienen sustancias en suspensión aunque son más duras y pueden contener mas sustancias disueltas que las aguas superficiales. El agua de lluvia provoca las aguas subterráneas, en donde el agua pierde parte de su materia orgánica.

**Impureza en las aguas:**

Sustancias Disueltas: Las más importantes son los carbonatos, cloruros, sulfatos y nitratos de Na, K, Ca, Mg, Fe y Mn así como compuestos orgánicos, sales y gases (N2, O2 y CO2).

Sustancias en Suspensión: Las más importantes son las arenas, arcillas, microorganismos y otros productos de origen vegetal y animal.

**Dureza de Aguas:** Las aguas duras son aquellas que contienen un exceso de sales, formada por iones de Ca y Mg. Estas sales disueltas en las aguas pueden ser causantes de dureza (Ca y Mg) y no causantes de dureza (Na, K, Mn, etc.). Estas aguas originan productos insolubles con el jabón y forman incrustaciones al calentar el agua lo cual es un inconveniente industrial.

Dureza Temporaria: Se debe a la presencia de bicarbonatos de Ca y/o Mg y puede ser eliminada por simple ebullición del agua.

Dureza Permanente: Predominan los bicarbonatos y en menos medida los sulfatos. Los cloruros existen en mucha menor proporción y rara vez los nitratos. La dureza permanente no puede ser eliminada por ebullición.

**Rango de durezas:**

Blanda --> Dureza < 50 ppm

Media --> Dureza de 50 a 150 ppm.

Dura --> Dureza de 150 a 300 ppm.

Muy Dura --> Dureza > 300 ppm.

**Ablandamiento de las Aguas:** El ablandamiento es la eliminación de la dureza y por ende se busca eliminar los iones de Ca y Mg. Los métodos empleados para dicho proceso son 2:

Tratamiento con Cal-Soda: Se basa en la precipitación de los iones que originan la dureza, seguido de la sedimentación del precipitado formado y finalmente la filtración para clarificar el agua tratada. La cal se emplea bajo la forma de hidróxido de calcio con fin de eliminar la dureza temporaria y la precipitación de Mg como hidróxido insoluble. La soda (Na2CO3) tiene como objetivo eliminar la dureza permanente.

Intercambio iónico: Se basa en equilibrar la distribución de un soluto (ion) entre 2 fases. Mientras una de las fases es un líquido, la otra es el intercambiador iónico en una sustancia solida, porosa e insoluble en el líquido anterior, cuya propiedad es absorber el soluto iónico. El intercambio puede ser cationico o anionico dependiendo el tipo de ion que se quiere intercambiar. Algunos intercambiadores son de carácter mixto.

**Lluvias Acidas:** La lluvia acida se forma cuando la humedad del aire se combina con los óxidos de nitrógeno y dióxido de azufre que liberan las fábricas, centrales eléctricas y vehiculas durante la quema de carbón. En interacción de este gas con el vapor de agua, se forman ácidos nítricos y sulfúricos. Finalmente estas sustancias químicas precipitan a la tierra acompañando a las lluvias, constituyendo las lluvias acidas.