

QUÍMICA BÁSICA – TABLA PERIÓDICA Y ENLACES QUÍMICOS

Ing. Rafael Rosado

TEMARIO:

Modelo atómico, número atómico y moléculas.

Tabla Periódica, masa molecular. Enlaces químicos-iones.

Polaridad del enlace covalente, agua y solubilidad.

Enlaces secundarios (intermoleculares), fuerzas de Van der Waals y puente H.

El enlace metálico; propiedades mecánicas y enlaces químicos.

Redes cristalinas.

APÉNDICE 1.- Cuadro resumen de Tabla Periódica.

APÉNDICE 2.- Cuadro resumen de enlaces químicos.

APÉNDICE 3.- Resumen de sistemas acuosos y pH.

APÉNDICE 4.- Tabla Periódica de los elementos.

MODELO ATÓMICO; EL ÁTOMO DE BOHR

El átomo es la menor partícula de materia que conserva las propiedades de todo. No existe un modelo sencillo que pueda representarlo ya que en realidad el átomo no solo está constituido por un gran número de partículas “subatómicas” sino que las interacciones entre ellas también son constitutivas. Este complejo sistema de campos electromagnéticos esta interactuando a una velocidad muy elevada. A los fines prácticos se utiliza un modelo simplificado de utilidad pedagógica propuesto por Niels Bohr. Según este modelo el átomo está compuesto por un núcleo en el que se concentra prácticamente toda la masa, formado por dos partículas, el neutrón, una unidad de masa sin carga eléctrica y el protón, una unidad de masa con carga eléctrica positiva. La cantidad de cargas positivas concentradas en el núcleo es equilibrada por los electrones, partículas de masa insignificante y carga negativa, que se encuentran con gran probabilidad ubicados en diferentes niveles de energía cuantificada, que en el modelo planetario original, se identificaban con órbitas. En otras palabras y como el átomo debe ser neutro, el número de protones presentes en el núcleo es igual al número de electrones ubicados en los distintos niveles de energía. El número de protones que forman el núcleo es llamado NÚMERO ATÓMICO. Los electrones del nivel exterior son llamados electrones de valencia y a ellos se deben las propiedades químicas de los elementos.

Un núcleo formado solamente por partículas positivas, que naturalmente tenderían a rechazarse, es de existencia improbable. En efecto la investigación en Física Nuclear ha

identificado una gran cantidad de partículas subatómicas y a las interacciones entre ellas se atribuye la extraordinaria estabilidad del núcleo.

LOS ELECTRONES

La energía de los electrones está cuantificada. Existen configuraciones electrónicas muy estables o de baja energía potencial, las de los gases nobles, los elementos del grupo octavo de la clasificación periódica, que son inertes, y tienen 2 electrones en el caso del Helio y ocho en el de los restantes, en el nivel exterior. Estas configuraciones son tan estables que estos átomos no necesitan unirse a otros para adquirir estabilidad (por lo que son gases monoatómicos) Los elementos que no tienen esa configuración tienden a adquirirla perdiendo energía potencial que en términos químicos puede asimilarse a reactividad, uniéndose con otro átomo de la misma naturaleza (caso gases diatómicos; H₂, O₂, Cl₂ etc) o de naturaleza diferente para generar en todos los casos una MOLÉCULA. En todas estas combinaciones intervienen los electrones del nivel exterior o “de valencia”, siempre formando pares de manera de compensar los campos magnéticos generados por la rotación sobre su eje (número cuántico “s” o spin).

El modelo del átomo de Bohr, con un núcleo que concentre la masa y las cargas positivas neutralizadas por los electrones que orbitan alrededor, es de utilidad pedagógica en la enseñanza de los enlaces químicos, pero los avances de la investigación en Física Nuclear han generado un modelo mucho más sofisticado, el “Modelo Estándar” cuyo conocimiento no aportaría a los fines perseguidos en este trabajo. Sin embargo es importante para comprender algunos enlaces (como el metálico) saber que los electrones se mueven a una velocidad cercana a la de la luz, de manera que es como si estuvieran en todas partes al mismo tiempo, pero (para comprender otro tipo de enlace como el covalente) saber que la probabilidad de que se encuentren en determinadas posiciones dentro de una configuración determinada es muy grande. Estas “posiciones” son llamadas ORBITALES

TABLA PERIÓDICA, MASA MOLECULAR Y NÚMERO ATÓMICO-

La Tabla Periódica es un sistema de clasificación de los elementos químicos. Está formada por filas (períodos) y columnas (grupos). Los grupos (columnas) reúnen a los elementos que tienen la misma cantidad de electrones en su nivel exterior, y por lo tanto las mismas propiedades químicas.

En los períodos se van ubicando los elementos de izquierda a derecha, a medida que los electrones van ingresando en el nivel exterior, de a uno por cada columna o grupo.

El primer período está ocupado por el hidrógeno y el Helio, solamente dos elementos pues tienen solamente un nivel de energía, el primero, que alcanza una configuración muy estable con dos electrones apareados; la configuración del Helio, el primero de los llamados gases nobles o inertes que se agrupan en el llamado grupo cero o grupo octavo, la última columna de la tabla, donde aparte del Helio todos los elementos tiene una configuración estable de 8 electrones en su nivel exterior.

El Hidrógeno es el átomo mas sencillo que se conoce, tiene un protón en su núcleo y por lo tanto su número atómico es 1, consecuentemente dispone de un solo electrón. Esta configuración es tan inestable que inmediatamente de formado se une a otro átomo, de manera que los dos núcleos disponen de dos electrones con sus spins compensados y alcanzan la configuración del Helio.

El segundo período se inaugura con el Litio, que como todos los elementos de su grupo, los metales alcalinos, tiene un solo electrón en su capa de valencia, la incorporación de un segundo electrón produce el Berilio y sucesivas adiciones de un electrón el B, el C, el N, el O y el F hasta el Neo que con ocho electrones cierra el período. El siguiente período que se inicia con el potasio (K) es el último que responde a este sencillo modelo, a partir del cuarto aparecen los "elementos de transición" entre los que encontramos la mayoría de los metales de interés en Ingeniería, este cuarto nivel alcanza su configuración con 8 electrones (en el Kriptón del octavo grupo) pero a medida que nos desplazamos por el período, de izq. a derecha, nuevos electrones van ingresando en el tercer nivel que alcanza una nueva configuración electrónica estable con 18 electrones (Kr con 2-8-18-8). En estos elementos de transición los electrones son incorporados no en el nivel exterior sino en el que lo precede. Debidamente excitados estos electrones pueden pasar al nivel exterior para participar en reacciones químicas (valencias múltiples, ver ejemplo del hierro).

Ejemplos: El átomo de hidrógeno $Z = 1$ y PM redondeado = 1 (un protón)

El átomo de Litio: $Z = 3$ (3 protones = $3 e^-$) y PM redond. = 7 (3 protones + 4 neutrones).

El Fe con 2-8-14-2 puede actuar como divalente y como trivalente con la configuración 2-8-13-3

ISÓTOPOS

Los elementos que tienen diferente masa atómica pero la misma configuración electrónica y por lo tanto las mismas propiedades químicas, se llaman isótopos. Los isótopos tienen el mismo número atómico (cantidad de protones en el núcleo) pero diferente cantidad de neutrones lo que hace la diferencia de masa atómica.

La masa atómica del Hidrógeno debería ser uno sin embargo es 1,00797, esto es debido a que es una mezcla de tres ISÓTOPOS, el Hidrógeno con un protón, masa atómica 1, el Deuterio que tiene en el núcleo un protón y un neutrón, por lo tanto su masa atómica es 2 y el Tritio, que además del protón tiene dos neutrones y masa atómica 3. Como el Deuterio y el Tritio están en muy baja proporción, su incidencia en la masa atómica es pequeña. La regla general es que todos los elementos que presentan masas atómicas con fracción decimales, son una mezcla de isótopos.

METALES Y NO METALES

Los elementos de los dos primeros grupos y los elementos de transición, son METALES, dadores de electrones. Difieren de los no metales en que forman cationes en solución acuosa. Los elementos del primer grupo dan un electrón, para alcanzar la configuración estable del gas inerte del período anterior, los del segundo darán dos electrones y los elementos de transición dan uno, dos o mas electrones, ya que debidamente excitados, los electrones del nivel inferior pasan a la capa exterior y pueden participar en reacciones químicas. Unidos al oxígeno forman óxidos básicos y estos al hidratarse dan hidróxidos.

Ejemplos el óxido de sodio (Na_2O) y el de calcio (CaO), que hidratados forman el hidróxido de sodio ($\text{Na}(\text{OH})$) y el de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) comercialmente llamado “cal hidratada”. Los NO METALES son generalmente aceptores de electrones. Forman aniones cuando se disuelven en agua, sus óxidos son ácidos.

Ejemplos el óxido de S III (azufre-tres; SO_3) que combinado con agua genera el ácido sulfúrico ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$). El óxido de N V (nitrógeno-cinco) que genera el ácido nítrico; ($\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_3$) – Los elementos del grupo VII son más electronegativos y pueden unirse directamente al hidrógeno, sin necesidad del oxígeno como intermediario. Ej. el ácido clorhídrico (HCl).

ENLACES QUÍMICOS

En un esquema simplificado los enlaces químicos pueden dividirse en dos categorías; los enlaces primarios que unen átomos para formar moléculas y los secundarios, mas débiles e intermoleculares, responsables de importantes propiedades de la materia como: puntos de ebullición, de fusión ; viscosidad y tensión superficial de los líquidos, densidad etc.

Un poco arbitrariamente, los enlaces primarios se han dividido en dos categorías, el IÓNICO en el que los electrones que intervienen son cedidos por un átomo al otro y el COVALENTE en el que un par de electrones, apareados según su spin, son compartidos por ambos átomos en un orbital llamado “de enlace”.

El enlace iónico se produce mas frecuentemente entre los elementos que ocupan los grupos extremos de la Tabla, o sea entre un metal y un no-metal (caso el cloruro de sodio; NaCl) y está estrechamente relacionado con una propiedad de los elementos; la ELECTRONEGATIVIDAD, esto es la mayor o menor tendencia a apoderarse de los electrones ajenos para adquirir una configuración estable de menor energía potencial. Se ha hablado de electropositividad como la tendencia a dar electrones, pero este es un concepto equívoco pues la electronegatividad es una propiedad relativa, un elemento dará electrones a otro mas electronegativo y los recibirá de otro que lo sea menos.

Ejemplo: El azufre con seis electrones en su nivel exterior, dará electrones al oxígeno (SO₃) y los recibirá del hidrógeno (ácido sulfhídrico; H₂S).

Por eso es mas correcto hablar solamente de mayor o menor electronegatividad. El único elemento que solo actúa tomando electrones es el flúor, que ocupa el extremo de la escala, frente a él todos los elementos dan electrones. Le sigue en la escala el oxígeno, mucho mas difundido en la naturaleza que el fluor por lo que es el aceptor universal de electrones y los compuestos químicos se clasifican según las propiedades de los óxidos que se forman cuando los distintos elementos se combinan con él.

IONES-CONDICIÓN DE NEUTRALIDAD

Cuando un átomo de un elemento muy electronegativo, toma un electrón de otro menos electronegativo, adquiere una carga negativa ya que su nube electrónica tiene ahora un elemento de mas. De la misma manera el elemento que lo ha perdido tiene una carga positiva (del núcleo) no compensada. Ya no son elementos, son iones a sea átomos con carga eléctrica.

Por ejemplo; el cloro y el sodio ocupan los extremos del tercer período (tres niveles energéticos). Sus estructuras electrónicas son:

Para el Na: 2.8.1

Para el Cl: 2.8.7

El gas noble mas próximo al sodio es el neo, con configuración electrónica 2.8. El mas próximo al cloro es el argo con configuración 2.8.8. es evidente que ambos átomos pueden adquirir simultáneamente la estructura electrónica estable, característica de los gases nobles, si el átomo de sodio cede un electrón al del cloro para formar la sal cloruro de sodio.

Pero con un electrón menos el átomo de sodio ya no será neutro, se habrá transformado en un ion. Este ion tendrá carga positiva ya que su núcleo sigue teniendo 11 protones, pero en su nube electrónica existen solamente 10 electrones.

Por otra parte el átomo de cloro tendrá una carga negativa ya que ahora tiene 18 electrones (2.8.8) mientras que su núcleo sigue teniendo 17 protones (su número atómico).

Los iones se identifican según como se orientan en un campo eléctrico. Si en una solución que los contiene, llamada electrolito, se introducen un cátodo (-) y un ánodo (+), los iones negativos migrarán hacia el ánodo por lo que reciben el nombre de ANIONES. Los positivos en cambio migrarán hacia el cátodo y por lo tanto reciben el nombre de CATIONES. La carga de los iones no está localizada, es una carga de la que participa toda la partícula. El enlace iónico no es un enlace direccionado, cationes y aniones se atraen por fuerzas electrostáticas, que se manifiestan en todas direcciones alrededor de la partícula cargada y siguen la ley de Coulomb del cuadrado de la distancia. En un sólido iónico, los iones se ordenan según patrones bien establecidos (cristales) relacionados con el tamaño de los iones y con su carga.

Los sólidos formados exclusivamente por enlace iónico son generalmente duros y frágiles, cristalinos con elevadas temperaturas de fusión, no pueden conducir la corriente eléctrica pues los iones están firmemente inmovilizados por las atracciones electrostáticas, pero son generalmente solubles en agua y sus soluciones si son capaces de transmitir la corriente eléctrica.

En el cristal de NaCl cada catión sodio está rodeado por seis aniones cloruro, que están a su vez rodeados por seis cationes sodio en una disposición cúbica centrada en las caras (octaédrica). En los compuestos químicos iónicos no existe una molécula propiamente dicha como si se da en los compuestos covalentes (caso del agua). El compuesto sólido es un cristal en el que se ordenan cationes y aniones neutralizando sus cargas de modo que el todo es neutro. Cationes y aniones son liberados cuando el sólido entra en contacto con el agua para formar una solución en la que los iones pueden transportar la corriente eléctrica (electrolito). Los metales con el oxígeno establecen este tipo de enlace (óxidos básicos).

EL ENLACE COVALENTE -POLARIDAD- EL AGUA Y LA SOLUBILIDAD

Cuando la diferencia de electronegatividad no es tan pronunciada, no se produce una transferencia de electrones sino que el par de electrones responsables del enlace es compartido por ambos núcleos. Entre ambos núcleos existe una zona de alta densidad electrónica, llamada orbital, donde con mayor frecuencia se encuentran los electrones de enlace, de manera que dos átomos así enlazados comparten parte de su estructura electrónica. A diferencia del enlace iónico, el covalente es un enlace direccional.

El enlace covalente es más frecuente entre los no-metales, con una cantidad de electrones en su nivel exterior cercano a ocho, en efecto, un metal como el potasio no ganaría nada

compartiendo su único electrón con otro potasio o con otro elemento. El hidrógeno, un no metal aunque se lo ubique en el grupo 1, también participa de enlaces covalentes ya que compartiendo un electrón alcanza la estructura estable del helio. El hidrógeno atómico no existe en la naturaleza. La sustancia llamada hidrógeno (un gas a temperatura ambiente) está constituida por moléculas diatómicas. Los no-metales con el oxígeno se unen por covalencias (óxidos ácidos).

Los elementos del grupo siete (halógenos) consiguen la estabilidad compartiendo uno de sus siete electrones con otro átomo, para formar moléculas diatómicas como el Cl_2 , Br_2 etc.

Los sólidos covalentes son con frecuencia blandos y plásticos, no conducen la corriente eléctrica o lo hacen muy mal, son ejemplos las grasas, la parafina y las ceras, las resinas naturales o sintéticas (polímeros), el caucho etc. Sin embargo la sustancia mas dura que se encuentra en la naturaleza, el diamante, es un cristal covalente en el que los átomos de carbono comparten sus cuatro electrones en un arreglo tetraédrico (un átomo de carbono rodeado por cuatro). Existen durísimos carburos y nitruros metálicos, de elevado punto de fusión, que son covalentes.

CARÁCTER IÓNICO PARCIAL DEL ENLACE COVALENTE

Cuando entre los elementos que participan en un enlace covalente, existe una gran diferencia de electronegatividad y la molécula es asimétrica (las dos condiciones deben darse simultáneamente) el enlace covalente adquiere un cierto carácter iónico.

Por ejemplo, el Oxígeno con 6 electrones de valencia, alcanza la estructura del neo cuando participa en dos covalencias con el Hidrógeno para formar una molécula de agua (H_2O). La molécula de agua es asimétrica, ambos hidrógenos se disponen en el espacio alrededor del oxígeno formando un ángulo de 105° . Dada la mayor electronegatividad del oxígeno, este tiende a atraer los electrones de los enlaces de manera que estos están con mayor frecuencia formando parte de su nube electrónica que en el orbital de enlace. La consecuencia es que la molécula tiene un extremo, el del oxígeno, que es negativo respecto al otro extremo ocupado por los hidrógenos, esto es se crea un momento dipolar. Casi todas las moléculas asimétricas, donde existe una diferencia de electronegatividad entre los enlazados, actúan como dipolos y los enlaces covalentes presentan cierto carácter iónico. Las cargas eléctricas en las moléculas polares no son cargas netas, como si lo son en el caso de los iones, son cargas relativas al otro extremo del dipolo.

El carácter dipolar del agua es la causa del gran poder disolvente que ese compuesto tiene sobre los sólidos iónicos. Un cristal de por ejemplo cloruro de sodio es eléctricamente neutro, pero las cargas de aniones y cationes ubicados en la superficie, no están compensadas ya

que en la superficie se interrumpe el ordenamiento cristalino. Cuando un cristal iónico se pone en contacto con el agua, se crea una interfase sólido líquido, los cationes (positivos) atraerán el agua por su extremo negativo (el del oxígeno). Los aniones en cambio fijarán moléculas de agua por su extremo positivo (el del hidrógeno). Cuando las moléculas de agua neutralizan las fuerzas electrostáticas que los mantienen en el retículo cristalino, los iones pasan a la fase acuosa formando una solución. De esta manera el agua va demoliendo la estructura cristalina saturándose de aniones y cationes en cantidad equivalente, ya que la solución también debe cumplir la condición de neutralidad. El agua también puede disolver moléculas covalentes cuando estas tienen grupos polares (como el oxhidrilo) como el caso de los polialcoholes orgánicos y moléculas de gran complejidad como las proteínas. La regla de oro para predecir la solubilidad de una sustancia es “semejante disuelve a semejante”, así los hidrocarburos (derivados del petróleo) serán excelentes solventes de las grasas por su carácter no-polar.

ENLACES SECUNDARIOS O ATRACCIONES INTERMOLECULARES

EL PUENTE DE HIDRÓGENO.

Aunque las moléculas son neutras, el constante movimiento de los electrones deslocalizándose dejando orbitales vacíos que son inmediatamente llenados, crea campos electromagnéticos instantáneos que se traducen en fuerzas intermoleculares de atracción-repulsión llamadas fuerzas de Van der Waals. En ciertos casos la vecindad de otra molécula interfiere en el campo de otra, creando un dipolo inducido, o sea un momento dipolar que no es propio de la molécula sino que está inducido por el sistema en que esta se encuentra.

Sin estas fuerzas intermoleculares, sería muy difícil (como lo es en caso de los gases nobles que tienen puntos de licuefacción cercanos al cero absoluto) producir la licuación de un gas o la solidificación de un líquido.

Una consecuencia del elevado momento dipolar del agua, es la existencia de un enlace intermolecular llamado “puente de hidrógeno”. El extremo negativo de una molécula atrae al hidrógeno de otra que participa de las dos estructuras resonando entre ellas, creando un cierto tipo de enlace entre ambas. Este puente se produce en todas las moléculas que contienen el grupo oxhidrilo (-OH) como los alcoholes, en menor grado las que tienen los grupos (-NH) y (-SH), o sea un elemento muy electronegativo y el hidrógeno. Este enlace no tiene la estabilidad que tiene un enlace covalente (la energía de enlace es muy inferior), en el agua líquida las moléculas están continuamente intercambiando puentes de hidrógeno, a medida que aumenta la temperatura del sistema la agitación térmica de las moléculas reduce la incidencia del enlace en la estructura de líquido hasta que éste es anulado y las

moléculas pueden pasar al estado de vapor. Contrariamente al enfriar el agua, el puente de hidrógeno se hace más estable hasta que en el punto de congelación pasa a tener un carácter definitivo. Este enlace es responsable del elevado punto de ebullición del agua, anormal si se tiene en cuenta su baja masa molecular. El horno de microondas doméstico, crea un campo electromagnético que obliga a las moléculas de agua a orientarse produciendo la ruptura de los puentes de hidrógeno, la energía de enlace así liberada es la causa del calentamiento de los alimentos.

EL ENLACE METÁLICO

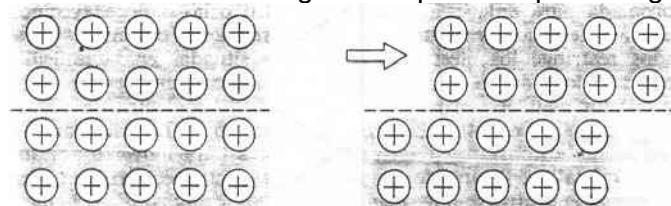
Los metales disponen de una manera propia de enlazarse, como los átomos metálicos pierden fácilmente sus electrones, quedan los correspondientes cationes unidos por un cierto número de electrones móviles que van ocupando, en constante movimiento, rápida y sucesivamente, los orbitales vacíos de los diversos cationes. La estructura de un sólido metálico puede pensarse como un retículo cristalino de cationes, en el que las fuerzas de repulsión entre partículas del mismo signo son neutralizadas por las cargas negativas de un “mar de electrones” que puede moverse con gran facilidad desplazándose a través del reticulado.

Esta estructura explica la elevada conductividad eléctrica de los metales. Un alambre metálico que conduce corriente eléctrica desde una fuente de potencial eléctrico a otra de potencial inferior es semejante a un caño que descarga agua desde un nivel elevado. Los electrones “descargados” son continuamente reemplazados por los provistos por la fuente de potencial.

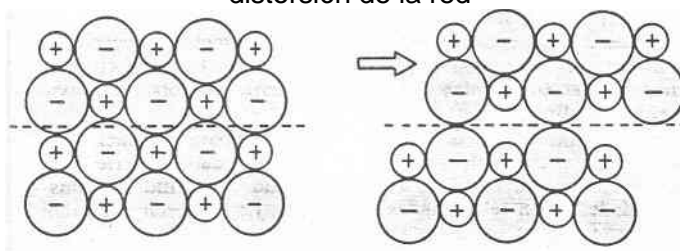
La conductividad de calor, otra propiedad de los metales, también encuentra explicación en esta estructura. Si se suministra energía en forma de calor al extremo de un alambre metálico, esa energía se traduce en mayor agitación cinética de los electrones móviles que rápidamente la transportan a través de la masa metálica.

PROPIEDADES MECÁNICAS Y ENLACES QUÍMICOS:

El desplazamiento de una red cristalina a lo largo de un plano no produce grandes fuerzas repulsivas



El desplazamiento de una red cristalina a lo largo de un plano produce grandes fuerzas repulsivas y distorsión de la red



La unión metálica no ofrece gran resistencia a la deformación, ya que un plano de cationes puede resbalar sobre otro, amortiguado por el “colchón” de electrones y encontrando nuevas posiciones de equilibrio a medida que el sólido se deforma. Esto explica las propiedades mecánicas de los metales como la maleabilidad (facilidad de adoptar una forma mediante golpes de martillo) y la ductilidad (facilidad de ser estirados, como el alambre).

En los iónicos en cambio, el desplazamiento de un plano cristalino enfrentará a los iones del mismo signo, que se repelen. Esto es el sólido sometido a tensión acumulará energía hasta romperse, sin deformación previa (rotura frágil).

El punto de fusión da una idea de la energía necesaria para que los elementos enlazados se separen para pasar al estado líquido, esto es pasar de un estado organizado, el sólido, a uno desordenado, el líquido. Los sólidos “desordenados” como el vidrio (cadenas tetraédricas de sílice dispuestas azarosamente) y en algún grado los polímeros, tienen bajos puntos de fusión:

Molécula	Estructura sólida	Fuerza atracción en el sólido	Clase de fuerza	P. fusión del sólido
N ₂ (nitrógeno)	Molecular no polar	Van der Waals	Débil	- 209°C
HNC (ácido cianhídrico)	Molecular polar	Dipolo-dipolo	Moderada	- 14°C
H ₂ O (agua)	Molecular polar	Puente de hidrógeno	Bastante fuerte	0°C
LiF (fluoruro de litio)	Iónica	Ion-ión	Fuerte	+ 870°C
BN (nitruro de boro)	Red covalente	Covalente	Muy fuerte	+ de 3000°C

REDES IÓNICAS:

Los sólidos iónicos se organizan según las fuerzas electrostáticas que se manifiestan en todas direcciones. Todos los iones de carga opuesta se atraerán mientras que los del mismo signo se repelerán. El equilibrio se consigue por la alternancia espacial de aniones y cationes. El número de ANIONES vecinos a un CATIÓN, se llama NÚMERO DE COORDINACIÓN. Este número depende de la relación entre los radios del catión y del anión (R_c / R_a). En general cuanto mayor es esta relación mayor será el número de coordinación.

Relación (R_a / R_c)	NÚMERO DE COORDINACIÓN	ARREGLO GEOMÉTRICO	Vértices o sea cationes alrededor del anión
0,225 - 0,414	4	TETRAÉDRICO	4
	6	OCTAÉDRICO (cubo centrado en las caras)	6
0,732 – 1	8	CÚBICO (cubo centrado en el cuerpo)	8

Por razones estrictamente lógicas el catión, generalmente un átomo metálico que ha perdido sus electrones de valencia y por lo tanto su nivel exterior de energía, es mas pequeño que el átomo respectivo. En cambio el anión, que ha ganado electrones y se ha expandido, es mayor que el átomo correspondiente.

El mejor ejemplo tetraédrico es el SiO_4^{4-} aunque no es un cristal iónico sino covalente, el silicio ocupa el centro de un tetraedro rodeado por cuatro oxígenos. Un ejemplo tetraédrico iónico es el yoduro de litio, con $R_a/R_c = 0,28$.

El cloruro de sodio, $R_a/R_c = 0,95 / 1,81 = 0,525$ sigue el arreglo octaédrico, cubo centrado en las caras, cada sodio está rodeado por 6 cloruros y viceversa. El clásico ejemplo de arreglo cúbico – cubo centrado en el cuerpo, es el cloruro de cesio. $R_a = 1,69$; $R_c = 1,81$; $R_a/R_c = 0,934$, el Cesio ocupa el centro de un cubo rodeado por ocho cloruros.

APÉNDICE 1 - TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS-RESUMEN

EL ÁTOMO DE BOHR: Es un modelo muy simple que nos permite comprender la tabla. Según este modelo:

NÚCLEO, concentra prácticamente toda la masa del átomo. En él se encuentran los neutrones, unidades de masa sin carga, y los protones; unidades de masa con carga positiva.

ELECTRONES: Masa insignificante y carga negativa. Ubicados alrededor del núcleo en diferentes niveles de energía, los ubicados en el nivel exterior son los que determinan las propiedades químicas de los elementos. En estado elemental (no combinado) los átomos son neutros por lo tanto el número de electrones es igual al de protones-

NÚMERO ATÓMICO (inferior en cada casilla de la tabla) es el número de protones ubicados en el núcleo. **MASA ATÓMICA:** Superior en cada celda de la tabla. Representa la suma de neutrones y protones existentes en el núcleo. Como estas partículas tienen la unidad de masa, deberían ser números enteros, sin embargo vemos que la mayoría son fraccionarios. Esto se debe a la existencia de **ISÓTOPOS**, elementos que tienen el mismo número atómico (o sea las mismas propiedades químicas) pero diferente masa presentes en la naturaleza en diferentes proporciones. **EJEMPLO** el Hidrógeno.

TABLA PERIÓDICA: Formada por grupos (columnas) que reúnen a los elementos con el mismo número de electrones en su nivel exterior, o sea las mismas propiedades químicas aunque con diferencia de intensidad. En los **PERÍODOS** (filas) los elementos se van ubicando de izquierda a derecha a medida que incorporan un electrón más en su nivel exterior. El primer período corresponde a solo dos elementos, el Hidrógeno con un solo electrón y el Helio que con una configuración estable de dos electrones. El segundo período inaugura un segundo nivel de energía con el Litio que tiene un solo electrón, a medida que se van agregando llegamos al Neó que presenta la configuración estable de ese nivel con 8 electrones. Este esquema sencillo se repite en el tercer período pero se altera en el cuarto. En efecto como el tercer nivel tiene mayor capacidad de incorporar electrones sigue completándose en el cuarto período hasta alcanzar los 18 (otra configuración estable de ese nivel) en el Cobre, a partir de este elemento se sigue completando el cuarto hasta alcanzar la configuración estable del Kriptón (2,8,18,8). Por esta causa los elementos en que esto sucede (por ejemplo para el cuarto nivel desde el Scandio hasta el Cinc) son llamados **ELEMENTOS DE TRANSICIÓN**.

LOS GASES INERTES O NOBLES-EL GRUPO VIII. Los elementos de este grupo tienen toda una configuración estable en todos sus niveles, lo que los hace no-reactivos. Las fuerzas de atracción entre ellos son muy pobres razón por la cual licúan a temperaturas cercanas al cero absoluto (-273° C).

METALES Y NO METALES; La línea diagonal quebrada que une al Boro, el Silicio, el Astatio y el Teluro, separa los no-metales que se ubican a la derecha de los metales a la izquierda hasta el primer grupo. Los elementos próximos a esta línea suelen presentar un comportamiento **ANFÓTERO**, o sea pueden actuar como metales y como no metales (Ejemplo; el Aluminio).

ELECTRONEGATIVIDAD; Es la mayor o menor tendencia a retener o entregar los electrones del nivel exterior (también llamados electrones de valencia). Los elementos muy electronegativos (como regla general los no metales, los que tienen una cantidad de electrones próxima a 8 en su nivel exterior) tenderán a apoderarse de los electrones de los elementos que lo son menos (como regla general los metales, los que tienen pocos electrones de valencia). En ambos casos esa transferencia de electrones tiene por objetivo adquirir la configuración estable del elemento del grupo 8 más próximo, del mismo período en el caso de los no metales o del período anterior en el caso de los metales. El elemento más electronegativo es el Flúor que jamás cede electrones, siempre los toma. Le sigue el Oxígeno que por estar muy difundido en la naturaleza es el aceptor universal de electrones. Los menos electronegativos son los metales del Grupo 1 (llamados alcalinos). El Hidrógeno es el único elemento al que le da lo mismo perder su electrón (con lo que queda convertido en una partícula elemental: el protón, o ganar uno con lo que adquiere la configuración estable del Helio).

IONES; Los átomos que han perdido o ganado electrones ya no son tales, son partículas cargadas llamadas iones. Los iones se clasifican según como migran en un campo eléctrico, así los que migran hacia el cátodo (positivos, caso iones metálicos) y se llaman **CATIONES**, lo que lo hacen hacia el ánodo (negativos) se llaman **ANIONES**.

APÉNDICE 2 - ENLACES INTERATÓMICOS (PRIMARIOS) - RESUMEN

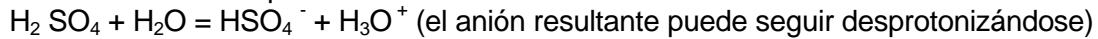
TIPO	CARACTERÍSTICA	FUERZA DE ENLACE	ENTRE QUIENES?	CONDICION PARA QUE SE PRODUZCA	PROPIEDADES DEL COMPUESTO GENERADO
IÓNICO	No direccional	Electrostática- atracción entre iones de carga opuesta	Metal y no-metal, elementos ubicados en los grupos extremos de la tabla.	Gran diferencia de electro-negatividad	No conducen la corriente eléctrica, solubles en agua producen soluciones que sí la conducen. Duros y cristalinos con elevados puntos de fusión. Son sólidos no-moleculares (iónicos, alternancia de aniones (negativos) y cationes (positivos) en un retículo fuertemente cristalino. Esto los hace incapaces de soportar las deformaciones producidas por esfuerzos de tracción, pues el deslizamiento de un plano sobre otro produce enfrentamiento de partículas cargadas con el mismo signo.
Covalente	Direccional	Electrones compartidos de a pares, en un orbital común a ambos átomos enlazados.	Los no-metales entre sí.	Menor diferencia de electro-negatividad	Dependiendo de la cristalinidad, muy duros como los silicatos y el diamante o muy blandos como las grasas y la parafina. Sólidos moleculares (moléculas neutras) muy malos conductores del calor y la electricidad. Poco solubles en solventes polares como el agua (excepción los que tienen grupos capaces de establecer puentes H con ella como los azúcares).
Covalente polarizado	Direccional	Electrones compartidos en orbitales en una disposición asimétrica.	Los no metales especialmente con el hidrógeno y el oxhidrilo.	Diferencia de electronegatividad y asimetría molecular	Sólidos moleculares formados por moléculas polarizadas . Cuando líquidos (agua) tiene elevados puntos de ebullición. Solidifican dando sólidos cristalinos (el hielo). Son a veces capaces de establecer puente H. Son frecuentemente conductores de la corriente eléctrica. Atracciones intermoleculares bastante fuertes.
Metálico	No direccional	Un "mar de electrones" compartidos en orbitales totalmente deslocalizados	Los metales entre sí	Bajísima electronegatividad lo que no les permite retener sus electrones de la capa externa.	Son sólidos iónicos, un red de cationes (todos positivos) estabilizada por el mar de electrones que moviéndose a gran velocidad neutraliza las fuerzas de repulsión entre partículas del mismo signo. Esa movilidad electrónica hace que sean buenos conductores del calor y de la electricidad. Deformables ya que el deslizamiento entre planos cristalinos conduce a nuevas situaciones de equilibrio.

APÉNDICE 3.- RESUMEN - SISTEMAS ACUOSOS: PROCESO ÁCIDO-BASE Y PROCESO REDOX

ÁCIDOS: No metal + Oxígeno = óxido ácido; Óxido ácido + agua = ácido (enlaces covalentes)

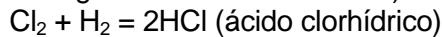
Ejemplo: $2S + 3 O_2 = 2SO_3$; $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ (ácido sulfúrico)

Los ácidos son compuestos capaces de dar protones (desprotonizarse) en solución acuosa pues el enlace O-H está fuertemente polarizado:



Para que un ácido pueda desprotonizarse es necesaria una base que acepte el protón, ya que en condiciones normales este no puede permanecer "libre" (en este caso el agua).

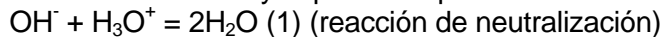
Excepción: Los elementos del grupo VII y el Azufre pueden combinarse directamente con el hidrógeno (sin usar al oxígeno como intermediario) dando hidrácidos;



BASES: Metal + oxígeno = óxido básico; óxido básico + agua = Base (hidróxidos) (enlaces iónicos en razón de la gran diferencia de electronegatividad:

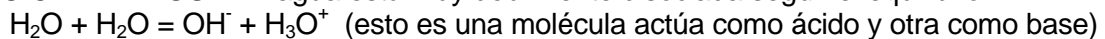
Ejemplo: $4Na + O_2 = 2Na_2O$; $Na_2O + H_2O = 2Na(OH)$ (hidróxido de sodio o soda cáustica)

El enlace entre metal y el oxhidrilo (OH) es iónico, en solución acuosa este enlace es anulado y los OH⁻ son fuertemente básicos y capaces de protonizarse si en el sistema hay ácidos:



MOL: unidad química de masa: Es la masa molecular expresada en gramos y cualquiera sea la sustancia contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas (iones o átomos). En una solución la concentración MOLAR (M) es el número de moles contenidos en un litro. Ejemplo una solución 0,1 M de HCl (masa molecular 36,5) contiene 0,1 moles/l de ese ácido o sea 3,65 gramos por litro.

DISOCIACIÓN DEL AGUA. El agua está muy débilmente disociada según el equilibrio:



Esta reacción se da en ínfima extensión tanto que el producto de las concentraciones molares de oxhidrilo e hidronio es 10^{-14} ($[OH^-] * [H_3O^+] = 10^{-14}$ (2)) Este es una constante característica de los sistemas acuosos llamada PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA. Si al sistema se agrega una ácido la concentración de oxhidrilos disminuirá (y vice-versa) para mantener la constancia del producto iónico.

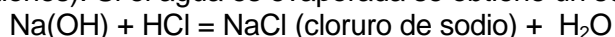
ESCALA DE pH: Se llama pH al logaritmo decimal negativo de la concentración de iones hidronio. Así el pH de la solución 0,1M de ácido clorhídrico (o cualquier ácido fuerte) será:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-1} = -[-1] = 1; \text{ y aplicando el logaritmo negativo a (2):}$$

$$pH + pOH = 14; \text{ así la solución 0,1M de HCl tendrá un pOH} = 13 \text{ o sea } [OH^-] = 10^{-13}$$

El agua pura es neutra y tendrá pH = pOH = 7 y la escala de pH será de 0 a 7 medio ácido, de 7 a 14 alcalino y el valor 7 indicará un medio neutro.

SALES. La reacción (1) corresponde a la mezcla de un ácido (que aporta aniones) con una base (que aporta cationes). Si el agua es evaporada se obtiene un sólido iónico llamado sal.



Las sales de los hidrácidos tiene nombre terminados en "uro", las de los oxácidos terminados en "ico" (caso el sulfúrico) dan sales con nombres terminados en "ato" mientras que los oxácidos terminados en "oso" (caso el sulfuroso) dan sales terminadas en "ito".

HIDRÓLISIS DE LAS SALES: Las sales de ácido fuerte y base débil, de ácido débil y base fuerte o de ambos débiles, son hidrolizadas por el agua en una reacción que regenera el ácido y la base originales en tanto están poco disociados. Esta reacción reviste especial importancia en el proceso de hidratación y fraguado del cemento Pórtland, uno de sus constituyentes el silicato dicálcico hidroliza según:

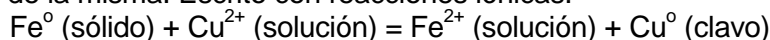


PROCESO REDOX: Fundamento de la corrosión electroquímica.

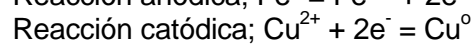
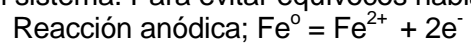
OXIDACIÓN: Ganancia de cargas positivas o lo que es lo mismo pérdida de electrones.

REDUCCIÓN: Ganancia de electrones o sea pérdida de cargas positivas.

Si un clavo de acero (hierro en estado de oxidación cero; sólido) es sumergido en una solución de sulfato de cobre (completamente disociado, aniones SO_4^{2-} y cationes Cu^{2+}) quedará cubierto de una de cobre metálico (Cu^0) y parte del hierro del clavo habrá pasado a la solución para mantener la neutralidad de la misma. Escrito con reacciones iónicas:



En esta reacción el Fe se oxida (gana 2 +) y reduce al Cu, entregándole 2 electrones (es por lo tanto un reductor). El Cu en cambio se reduce al perder 2 + (recibe 2 electrones) y es por lo tanto el oxidante del sistema. Para evitar equívocos hablaremos en el futuro de :



APÉNDICE 4.- TABLA PERIÓDICA (haciendo clic en la celda correspondiente accederá a mayor información de cada elemento)

	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H₁		Elija los elementos por su nombre , símbolo y número atómico .													He₂			
2	Li₃	Be₄	Pinche aquí para acceder a la historia de la tabla periódica .										B₅	C₆	N₇	O₈	F₉	Ne₁₀	
3	Na₁₁	Mg₁₂											Al₁₃	Si₁₄	P₁₅	S₁₆	Cl₁₇	Ar₁₈	
4	K₁₉	Ca₂₀	Sc₂₁	Ti₂₂	V₂₃	Cr₂₄	Mn₂₅	Fe₂₆	Co₂₇	Ni₂₈	Cu₂₉	Zn₃₀	Ga₃₁	Ge₃₂	As₃₃	Se₃₄	Br₃₅	Kr₃₆	
5	Rb₃₇	Sr₃₈	Y₃₉	Zr₄₀	Nb₄₁	Mo₄₂	Tc₄₃	Ru₄₄	Rh₄₅	Pd₄₆	Ag₄₇	Cd₄₈	In₄₉	Sn₅₀	Sb₅₁	Te₅₂	I₅₃	Xe₅₄	
6	Cs₅₅	Ba₅₆	La₅₇	Hf₇₂	Ta₇₃	W₇₄	Re₇₅	Os₇₆	Ir₇₇	Pt₇₈	Au₇₉	Hg₈₀	Tl₈₁	Pb₈₂	Bi₈₃	Po₈₄	At₈₅	Rn₈₆	
7	Fr₈₇	Ra₈₈	Ac₈₉	Rf₁₀₄	Db₁₀₅	Sg₁₀₆	Bh₁₀₇	Hs₁₀₈	Mt₁₀₉	Uun₁₁₀	Uuu₁₁₁	Uub₁₁₂	Uut₁₁₃	Uuq₁₁₄	Uup₁₁₅	Uuh₁₁₆	Uus₁₁₇	Uuo₁₁₈	
			La₅₇	Ce₅₈	Pr₅₉	Nd₆₀	Pm₆₁	Sm₆₂	Eu₆₃	Gd₆₄	Tb₆₅	Dy₆₆	Ho₆₇	Er₆₈	Tm₆₉	Yb₇₀	Lu₇₁		
			Ac₈₉	Th₉₀	Pa₉₁	U₉₂	Np₉₃	Pu₉₄	Am₉₅	Cm₉₆	Bk₉₇	Cf₉₈	Es₉₉	Fm₁₀₀	Md₁₀₁	No₁₀₂	Lr₁₀₃		

Fuente: <http://www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm> Principio del formulario