4to C y D Bachiller Profesora: Silvana Martellotta

Bienvenid@s a Química, seré su profe este presente 2020. Les dejo el primer material para leer y completar la guía al final del capítulo, allí les dejo las indicaciones y el mail para consultas y entregas.

En química vemos dos tipos de **uniones químicas**. Las interatómicas y las intermoleculares

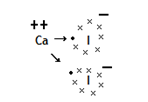
**Uniones Interatómicas**: Son las que se establecen entre los átomos. Hay de tres tipos.

En dos de ellas, las llamadas Iónicas y Covalentes, los átomos tratan de llegar a completar el último nivel con ocho electrones cumpliendo con la clásica teoría del octeto de Lewis.

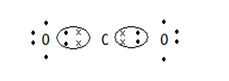
La otra es la Unión metálica que se establece entre átomos iguales del mismo metal.

**Uniones Iónicas**: son aquellas que se realizan entre metales y no metales. Donde la diferencia de electronegatividad es importante. Ejemplos típicos lo constituyen los metales del grupo 1 o 2 con los no metales del grupo 7. Ej: Sodio con Cloro o Calcio con Bromo.  
En estas uniones los electrones no se comparten sino que se ceden y se captan de forma absoluta, es decir, **los metales electropositivos ceden electrones adquiriendo cargas positivas por tener protones en exceso.** Y **los no metales electronegativos los aceptan y completan así su último nivel energético**. Se forman así cationes positivos y aniones negativos.  
Propiedades:  
**Las propiedades que distinguen a los compuestos iónicos son**:  
\*Tener puntos de fusión y ebullición elevados.  
\*Ser solubles en solventes polares como el agua.  
\*Forman estructuras de redes cristalinas duras.  
\*Presentan alta conductividad eléctrica en soluciones acuosas por ser iones.  
Veremos un caso típico de una unión iónica: el sodio del grupo 1 con el cloro del grupo 7. Tienen bastante diferencia de electronegatividad. El sodio le cede al cloro el único electrón que tiene en su última capa o nivel energético. De esta manera el cloro completa su último nivel con ocho electrones. Quedan formados el catión sodio y anión cloro según el siguiente esquema o representación:  
 

En general se representa al átomo que recibe electrones en este caso el átomo de Clentre corchetes con todos los e-  y el signo negativo afuera del mismo   
Este tipo de estructuras representadas con los electrones de la última capa, se denominan **estructuras de Lewis.**

Otro ejemplo: El Calcio, del grupo 2, se une con otro del grupo 7, en este caso el Yodo. Los 2 electrones del calcio son cedidos a los dos átomos de Yodo, que tienen 7 electrones en su último nivel. Llegando de esta forma al octeto propuesto por Lewis.  
 

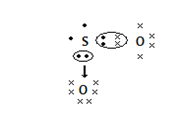
**Uniones Covalentes**:  
En este tipo de unión los no metales se unen con los no metales. Se da entre los átomos con poca o nula diferencia de electronegatividad (recordemos que la electronegatividad es la capacidad o tendencia que tiene un átomo para captar o atraer electrones).

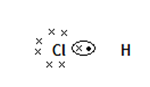
Y a diferencia de las uniones iónicas no se forman iones. Las uniones se establecen por la formación de pares electrónicos, de los cuales, cada electrón del par es aportado por uno de los átomos que forman dichas uniones. **Los electrones se comparten**, no se ceden o se captan totalmente. Esta es otra gran diferencia con respecto a la unión iónica en donde los electrones se ceden totalmente de parte de los cationes.  
**Algunas características que presentan los compuestos covalentes son:** - Presentar bajos puntos de fusión y ebullición  
 - Ser insolubles en solventes polares como el agua y el alcohol.  
 - Ser solubles en ciertos solventes orgánicos  
 - No formar iones  
Aquí vemos un ejemplo de una unión covalente entre el oxígeno y el carbono. Podemos ver la formación de dos pares dobles de electrones, ya que cada unión está formada por cuatro electrones en total. Dos de ellos los aporta el carbono y los otros dos el oxígeno. Tanto el carbono como el oxígeno llegan a ocho electrones en total.  
 

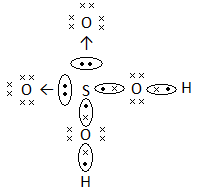
Unión covalente

doble

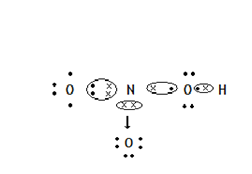
Otro ejemplo lo constituye la unión entre el oxígeno y el azufre. En este caso se da entre estos un tipo de unión covalente algo distinta. Ya que como observamos, el azufre le presta dos electrones al oxígeno, es decir, que el par electrónico esta vez está constituido por el aporte de un solo átomo en lugar de dos átomos como de costumbre. Este tipo de unión se llama covalente dativa porque un solo átomo es el portador del par electrónico (ya tiene su octeto completo o sea 8 e-). También se la llama covalente coordinada. Cabe destacar que si bien el par es cedido por uno de los dos átomos, este no lo pierde sino que lo presta.



La otra unión en la parte lateral del esquema es una unión covalente doble común.  
  
Cuando dos elementos se unen en la **unión covalente** se da otro fenómeno que merece también ser considerado. Si bien no son uniones iónicas y no veremos la formación de iones con sus cargas expuestas, al existir diferencia de electronegatividad cuando son distintos, el par electrónico queda más cerca del elemento más electronegativo.  
Un ejemplo lo constituye la unión entre el cloro y el hidrógeno.  
   
El par electrónico formado por dos electrones aportados uno por cada átomo esta muchos más inclinado hacia el cloro que es el elemento más electronegativo en este ejemplo.  
Obviamente que si se trata de una unión en la que ambos tienen la misma **electronegatividad** el o los pares electrónicos estarán ubicados en el medio o en la zona central de los núcleos atómicos. Como ejemplos podemos citar a las moléculas biatómicas de oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, etc.  
Ácido Sulfúrico:



Aquí vemos dos **uniones covalentes** dativas (flechas) entre el átomo de azufre y dos oxígenos.  El resto son uniones covalentes simples y comunes.  
Veremos un ejemplo más de unión covalente. Esta vez con tres átomos distintos. Representaremos a la molécula de ácido nítrico. (HNO3).

Tenemos una unión covalente simple entre el nitrógeno y el oxígeno, otra covalente doble entre estos  mismos átomos y una covalente dativa desde el nitrógeno al otro oxígeno.

**Unión Metálica**:  
En las **uniones metálicas**, los átomos se mantienen unidos gracias a que sus núcleos positivos están rodeados de una nube de electrones en permanente movimiento. Adquieren una forma de red tridimensional donde los nudos están representados por los núcleos atómicos y estos están rodeados por otros (cabe destacar que no poseen representación de Lewis). Esta característica es la responsable de algunas propiedades de los metales como ser excelentes conductores de la electricidad y tener cierto brillo por mencionar algunas.

**BUSQUEN MATERIAL BIBLIOGRÁFICO SOBRE UNIONES QUÍMICAS (SUGIERO EL LIBRO QUIMICA 4 AULA TALLER vinculo para solo lectura no se puede descargar** [**quimica 4 aula taller Mautinohttps://www.studocu.com/es-ar/document/universidad-nacional-de-cuyo/quimica-general-e-inorganica/otros/quimica-4-aula-taller-mautino-revisada-pdf/3276950/view**](https://www.studocu.com/es-ar/document/universidad-nacional-de-cuyo/quimica-general-e-inorganica/otros/quimica-4-aula-taller-mautino-revisada-pdf/3276950/view)**) este Y JUNTO CON EL APORTADO EN ESTA GUIA CONTESTEN EL SIGUIENTE CUESTIONARIO**

A-     EXPLICA LA REGLA DEL OCTETO

B-      ¿CÓMO SE FORMAN LOS IONES? CARACTERÍSTICAS Y EJEMPLOS.

C-      ¿QUÉ ES LA ELECTRONEGATIVIDAD? EJEMPLIFICA

D-     EXPLICA EL CONCEPTO QUÍMICO DE SAL

E-      CARACTERÍSTICAS DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS PARA COMPUESTOS IONICOS Y COVALENTES. EJEMPLOS

F-      ¿CÚALES SON LAS PROPIEDADES MACROSCÓPICAS DE LAS SUSTANCIAS IÓNICAS? RELACIÓNALAS CON SUS PROPIEDADES FISICO-QUÍMICAS.

G-     EXPLICA LAS UNIONES COVALENTES. EJEMPLIFICA.

H-     ¿CÚALES SON LAS PROPIEDADES MACROSCÓPICAS DE LAS SUSTANCIAS  CON ENLACES COVALENTES MOLECULARES? RELACIÓNALAS CON SUS PROPIEDADES FISICO-QUÍMICAS.

1. ¿QUÉ SON LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN? EJEMPLOS.

**ENTREGA 1 DE ABRIL VIA MAIL** [**sandramartellotta@hotmail.com**](mailto:sandramartellotta@hotmail.com)

**Próximo material ejercicio para representación de Lewis y fuerzas intermoleculares.**