9.

http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm

OBJETIVO.- Diferenciar los distintos tipos de enlace químico para establecer las propiedades de cada compuesto.

1. Generalidades de los enlaces químicos

Los enlaces químicos, son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos.
Cuando los átomos se enlazan entre sí, ceden, aceptan o comparten electrones. Son los electrones de valencia quienes determinan de que forma se unirá un átomo con otro y las características del enlace.

2. Regla del octeto

EL último grupo de la tabla periódica VIII A (18), que forma la familia de los gases nobles, son los elementos mas estables de la tabla periódica. Esto se deben a que tienen 8 electrones en su capa mas externa, excepto el Helio que tiene solo 2 electrones, que también se considera como una configuración estable.

Los elementos al combinarse unos con otros, aceptan, ceden o comparten electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como la regla del octeto.

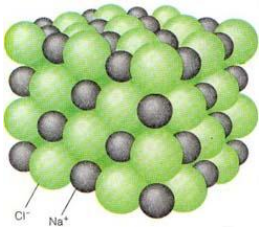
3. Enlace iónico

Características:

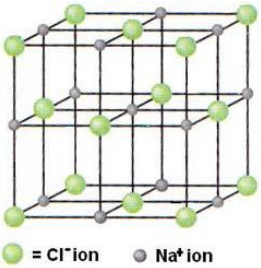
- Está formado por metal + no metal
- No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).
- Los metales ceden electrones formando por cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones.

Los compuestos formados pos enlaces iónicos tienen las siguientes características:

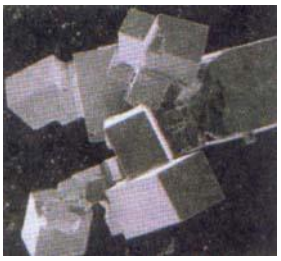
- Son sólidos a temperatura ambiente, ninguno es un líquido o un gas.
- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen altos puntos de fusión y ebullición.
- Son solubles en solventes polares como el agua



Disposición de los iones en un cristal de cloruro de sodio



Modelo de esferas y varillas de un cristal de cloruro de sodio. El diámetro de un ion cloruro es alrededor del doble del de un ion de sodio



El cloruro de sodio es un sólido cristalino de forma cubica que tiene un punto de fusión de 808 grados C

FORMACION DE ENLACES IONICOS

Ejemplo: NaF

Na: metal del grupo IA

F: no metal del grupo VIIA

ENLACE IONICO

Para explicar la formación del enlace escribimos la configuración electrónica de cada átomo:

11Na: **1s , 2s , 2p , 3s** **Electrones de valencia = 1**

9F: **1s , 2s , 2p** **Electrones de valencia = 5 +2 = 7**

Si el sodio pierde el electrón de valencia, su ultimo nivel seria el 2, y en este tendría 8 electrones de valencia, formándose un catión (ion positivo) **Na^{1+}**

El flúor con 7 electrones de valencia, solo necesita uno para completar su octeto, si acepta el electrón que cede el sodio se forma un anión (ion negativo) **F^{1-}**

La estructura de Lewis del compuesto se representa de la siguiente forma:

$$[Na]^{1+} \quad [:\underset{..}{\overset{..}{F}}:]^{1-}$$

Otro ejemplo: $MgBr_2$

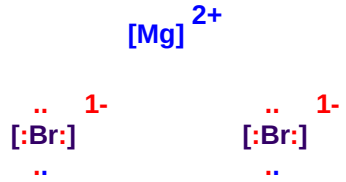
Mg: metal del grupo II A

Br: no metal del grupo VIIA

METAL + NO METAL **IONICO**

No es necesario hacer la configuración sino solo la estructura de Lewis de cada elemento. Recuerda, el número de grupo en romano, para los representativos, indica el número de electrones de valencia. Nosotros solo usaremos compuestos formados por elementos representativos.

El átomo de Mg pierde sus 2 e- de valencia, y cada Br acepta uno para completar el octeto.



Los átomos de Br completan su octeto gracias a uno de los dos electrones cedidos por el Mg, el cual también queda con 8 electrones en un nivel más bajo.
Ejercicio: Dibuje la estructura de Lewis para los siguientes compuestos indicando el tipo de enlace. Escribe sobre la línea el nombre del compuesto.

a) K_2S _____

b) Cs_2O _____

c) CaI_2 _____

d) Al_2O_3 _____

4.- Enlace covalente

Características:

- Está basado en la compartición de electrones. Los átomos no ganan ni pierden electrones, COMPARTEN.
- Está formado por elementos no metálicos. Pueden ser 2 o 3 no metales.
- Pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples, dependiendo de los elementos que se unen.

Las características de los compuestos unidos por enlaces covalentes son:

- Los compuestos covalentes pueden presentarse en cualquier estado de la materia: solido, líquido o gaseoso.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes polares como el agua.

FORMACION DE ENLACES COVALENTES

Ejemplificaremos, con elementos que existen como moléculas diatómicas. Cl2, cloro molecular, formado por dos átomos de cloro. Como es un no metal, sus átomos se unen por enlaces covalentes.

El cloro es un elemento del grupo VII A.

El átomo de cloro solo necesita un electrón para completar su octeto. Al unirse con otro átomo de cloro ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos. Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.

La línea roja representa un enlace covalente sencillo, formado por dos electrones. Estos electrones se comparten por ambos átomos.
O_2 La molécula de oxigeno también es diatómica por ser del grupo VIA la estructura de Lewis del oxigeno es:

Al oxigeno le hacen falta dos electrones para completar su octeto. Cada oxigeno dispone de 6 electrones, con los cuales ambos deben tener al final ocho electrones. Por lo tanto el total de electrones disponibles es:
2 x 6 e- = 12 e- menos dos que se ocupan para el enlace inicial restan 10.
Estos 10 e- se colocan por pares al azar entre los dos átomos.

Ahora revisamos cuantos electrones tiene cada átomo alrededor. Observamos que el oxigeno de la izquierda está completo, mientras que el derecha tiene solo seis. Entonces uno de los pares que rodean al oxigeno de la izquierda, se coloca entre los dos átomos formándose un doble enlace, y de esa forma los dos quedan con 8 electrones.

La molécula queda formada por un enlace covalente doble, 4 electrones enlazados y 4 pares de electrones no enlazados.

N_2 El nitrógeno, otra molécula diatómica, está ubicado en el grupo VA, por lo tanto cada nitrógeno aporta 5 electrones x 2 átomos = 10 electrones, menos los dos del enlace inicial son un total de 8 electrones.

.. ..
: N - N:

Ambos átomos están rodeados por solo 6 electrones, por lo tanto, cada uno de ellos compartir uno de sus pares con el otro átomo formándose un triple enlace.

: N ≡ N :

La molécula queda formada por un enlace covalente triple, 6 electrones enlazados y dos pares de electrones no enlazados.

En los compuestos covalentes formados por 3 elementos o más, siempre debe seleccionarse un átomo como central para hacer el esqueleto básico del compuesto. Para esto se siguen las siguientes reglas:

- ***El átomo central es de un elemento unitario (o sea que solo hay un átomo de ese elemento en la molécula).***
- ***El oxigeno y el hidrogeno no pueden ser átomos centrales.***
- ***El carbono tiene preferencia como átomo central sobre el resto de los elementos.***
- ***En compuestos que contengan oxigeno e hidrogeno en la misma molécula, el hidrogeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxigeno, por ser este el segundo elemento más electronegativo.***
- ***El hidrogeno no cumple la regla del octeto, sino que es estable al lograr la configuración del gas noble helio con 2 electrones en su último nivel.***
- ***Los átomos deben acomodarse de tal forma que la molécula resulte lo más simétrica posible***

Ejemplos:
CO_2 (dióxido de carbono)

TRES NO METALES → COVALENTE

Total de electrones de valencia:

C 1 x 4 electrones= 4 electrones

O 2 x 6 electrones= +12 electrones

16 electrones

El carbono es el átomo central, por lo que se gastan cuatro electrones, y los 12 restantes se acomodan en pares al azar.

En esta estructura, ambos oxígenos han completado su octeto, pero el carbono no. Por lo tanto, un par no enlazante de cada oxigeno se coloca en el enlace C-O formándose dos dobles enlaces.

La estructura esta formada por 2 enlaces covalentes dobles, 4 pares de electrones no enlazantes y 6 electrones enlazados.

$[NO_3]^{1-}$ (ion nitrito)

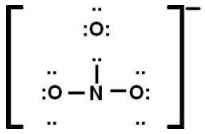
Electrones de valencia totales:

N 1 x 5 e- = 5

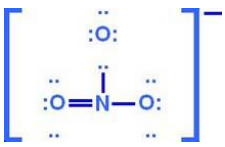
O 3 x 6 e- = +18

23 e- + 1 e- (porque es un ion negativo) = 24 electrones

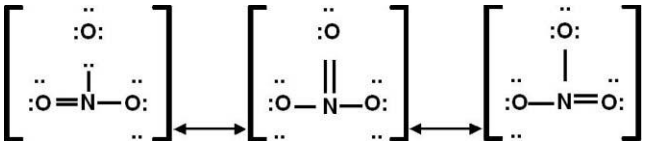
El nitrógeno es el átomo central, por lo que se ocupan tres enlaces covalentes para enlazar los oxígenos.



Al nitrógeno le falta un par de electrones, por los que uno de los pares no enlazantes del oxigeno se desplaza para formar un doble enlace.



El doble enlace podría colocarse en tres posiciones distintas, pero la más correcta es la central por ser más simétrica.

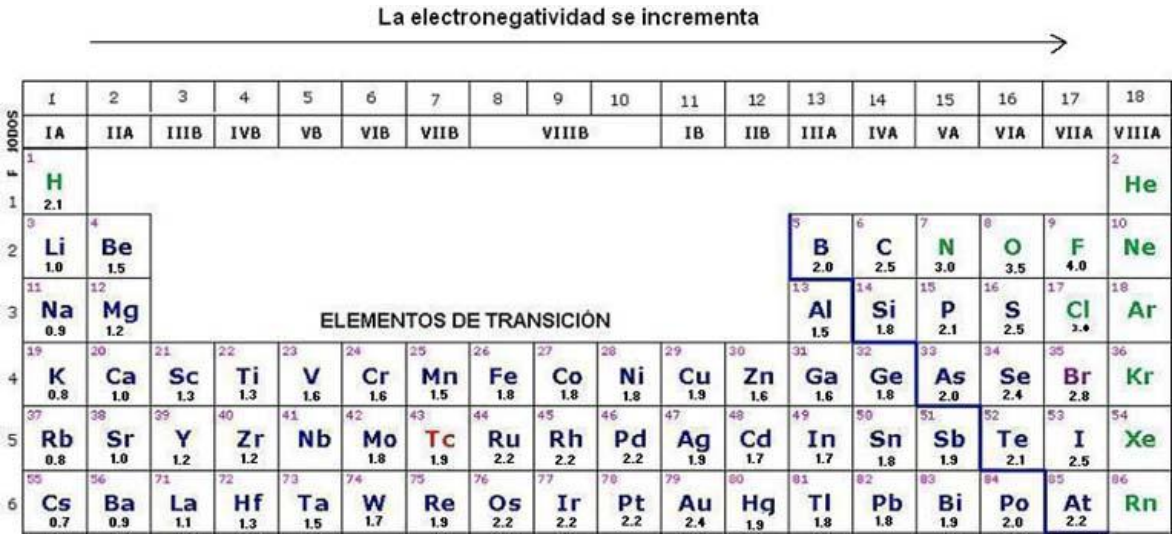


Tipos de enlaces covalentes

Los enlaces covalentes se clasifican en:

- COVALENTES POLARES
- COVALENTES NO POLARES
- COVALENTES COORDINADO

Electronegatividad.- La electronegatividad es una medida de la tendencia que muestra un átomo de un enlace covalente, a atraer hacia si los electrones compartidos. Linus Pauling, fue el primer químico que desarrolle una escala numérica de electronegatividad. En su escala, se asigna al flúor, el elemento más electronegativo, el valor de 4. El oxigeno es el segundo, seguido del cloro y el nitrógeno.
A continuación se muestra los valores de electronegatividad de los elementos. Observe que no se reporta valor para los gases nobles por ser los elementos menos reactivos de la tabla periódica.



La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.

Cuando se enlazan dos átomos iguales, con la misma electronegatividad, la diferencia es cero, y el enlace es covalente no polar, ya que los electrones son atraídos por igual por ambos átomos.
El criterio que se sigue para determinar el tipo de enlace a partir de la diferencia de electronegativad, en términos, generales es el siguiente:

Diferencia de electronegatividad	*Tipos de enlace*
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor de 1.7	Iónico

Casi todos los compuestos contienen enlaces covalente polares; quedan comprendidos entre los extremos de lo covalente no polar y lo iónico puro.

Enlace iónico	Enlace covalente polar	Enlace covalente no polar
Se transfieren	Los electrones se electrones comparten de manera desigual.	Los electrones se comparten por igual.
		CARÁCTER IÓNICO CRECIENTE

Por tanto, en el enlace covalente polar los electrones se comparten de manera desigual, lo cual da por resultado que un extremo de la molécula sea parcialmente positivo y el otro parcialmente negativo. Esto se indica con la letra griega delta (δ).
Ejemplo: La molécula de HCl.

Átomos	*H*	*Cl*
Electronegatividad	2.2	3.0
Diferencia de electronegatividad	3.0 -2.2 = 0.8 Diferencia entre 0.5 y 1.7, por lo tanto el enlace es covalente polar.	

$\delta+ \ \delta-$
H – Cl

El átomo mas electronegativo, en este caso el cloro, adquiere la carga parcial negativa, y el menos electronegativo, en este caso el hidrogeno la carga parcial positiva.

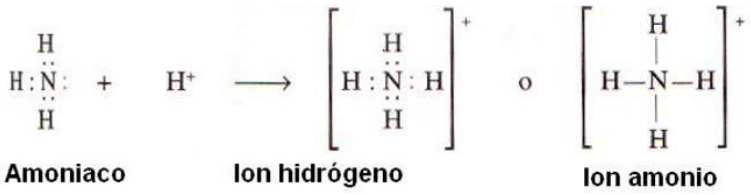
Ejercicio resuelto.- De acuerdo a la diferencia de electronegatividad, clasifique los siguientes enlaces como polar, no polar o iónico.

Enlace	Electronegatividades		Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
N -O	3.0	3.5	3.5 - 3.0 = 0.5	Polar
Na -Cl	0.9	3.0	3.0 - 0.9 = 2.1	Iónico
H - P	2.1	2.1	2.1 - 2.1 = 0	No polar
As -O	2.0	3.5	3.5 - 2.0 = 1.5	Polar

Observe que al obtener la diferencia, siempre es el menor menos el mayor ya que no tendría sentido una diferencia de electronegatividad negativa.

Enlace covalente coordinado.

Se forma cuando el par electrónico compartido es puesto por el mismo átomo. Ejemplo:



Para el ion amonio $[NH_4]^+$ Tres de los enlaces son covalentes típicos, pero en el cuarto enlace el par de electrones es proporcionado por el nitrógeno, por lo tanto, el enlace es covalente coordinado.

Un enlace covalente coordinado en nada se puede distinguir de un covalente típico, ya que las características del enlace no se modifican.

Ejercicios propuestos de enlaces.-

I. *En los siguientes compuestos, identifique el tipo de enlace. Si el enlace es iónico señale el anión y el catión, si es covalente, conteste los siguientes incisos:*

1) HNO_3 2) $MgBr_2$ 3) H_3PO_4 4) HCN 5) Al_2O_3

a) Numero total de electrones de valencia

b) Numero de enlaces covalentes y tipo.

c) Numero de electrones compartidos

d) Numero de pares de electrones no enlazados

II. Complete la siguiente tabla.

Enlace	Electronegatividades			Cargas parciales *(solo en covalentes polares)*		Tipo de enlace
	-----	-----	Diferencia	d+	d-	
C - O						
Ca - F						
N - H						
Br - Br						