

UAEH[®]

Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo

Área Académica: Química

Enero-Junio 2020

20

20

PREPA[®]
UNO

Enlace Químico

**Dra. en Q. María Concepción Juana
Ávila Montiel**

Chemical bond

- **Abstract**

The chemical bond is the force that holds atoms together in a chemical compound. There are different bonds between atoms such as ionic, covalent (polar, nonpolar, coordinated) and metal. Moreover, there are others different interactions between molecules such as hydrogen bonding and Van der Waals forces. This document will show the different chemical bonds and the properties of their compounds.

- **Keywords:** chemical bond, ionic, covalent, molecules, properties, compounds.



Enlace Químico

Es la fuerza responsable de la unión estable entre los iones o átomos que forman un compuesto químico.

Regla del octeto

Los átomos cuando se combinan van a ser estables cuando completan su último nivel energético con ocho electrones ya sea que cedan, ganen o compartan sus electrones de valencia adquiriendo la configuración del gas noble más cercano que tienen.

Clasificación de los enlaces químicos:

Enlaces entre átomos:

- Enlace iónico ó electrovalente.
- Enlace covalente: no polar (puro u homopolar), polar y coordinado o dativo.
- Enlace metálico.

Enlaces intermoleculares o intramoleculares:

- Enlace por puente de hidrógeno.

Enlace Iónico

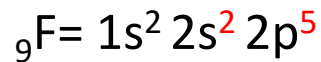
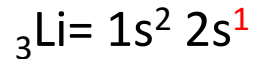


- Se tiene este enlace cuando se une un metal con un no metal.
- Los metales ceden electrones formando cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones. Durante la transferencia de electrones cada átomo completa su último nivel energético con 8 electrones.
- Los átomos se mantienen unidos por la atracción de cargas.
- No se forman moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).
- Diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace debe ser de 1.7 Pauling o mayor.
- El carácter iónico del enlace disminuye conforme los átomos que forman el enlace se encuentran más cercanos en su ubicación en la tabla periódica.
- Ejemplos de compuestos que presentan enlace iónico: NaCl, LiF, CaF₂, K₂O, BeCl₂, etc.

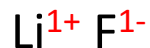
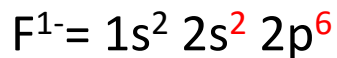
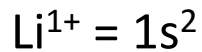
Ejemplo

Formación del compuesto: **LiF**

Configuración electrónica:



El átomo de Li tiene 1 electrón de valencia que le transfiere al átomo de F que tiene 7 electrones de valencia. Durante la transferencia de electrones se forman iones presentes y cada átomo adquiere la configuración electrónica del gas noble más cercano.



Los átomos de Li y F se mantienen unidos mediante la atracción de cargas.

Compuestos iónicos

- Se presentan en estado físico de agregación sólido y pueden ser duros o frágiles.
- Puntos de fusión y ebullición altos.
- Fundidos o en disolución acuosa son conductores de la corriente eléctrica.
- Solubles en disolventes polares.
- La forma del cristal es geométrica (cúbica, hexagonal, etc.)
- Se forman redes cristalinas.

Enlace covalente no-polar

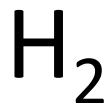


Se forma entre dos átomos iguales, con la misma electronegatividad, la diferencia de electronegatividades es cero.

Cada átomo aporta uno o más electrones y los comparten.

Ejemplo:

En la siguiente estructura de Lewis de la molécula H_2 se observa como cada átomo de hidrógeno aporta su electrón de valencia y ambos los comparten. Cada átomo de H adquiere la configuración electrónica del He. $H \bullet \bullet H$



Cuando los átomos que forman la molécula comparten un par de electrones, el enlace químico se puede representar mediante una línea (enlace sencillo).

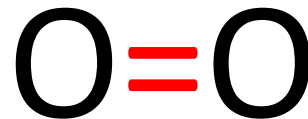
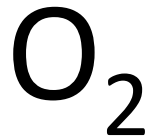
Otras moléculas que presentan este tipo de enlaces

son:



Ejemplo:

En la estructura de Lewis de la molécula de oxígeno, los dos átomos de oxígeno se unen y comparten 2 pares de electrones de valencia y se forma un enlace doble. Cada átomo de oxígeno completa su octeto.



Propiedades de los compuestos que presentan enlace covalente no polar:

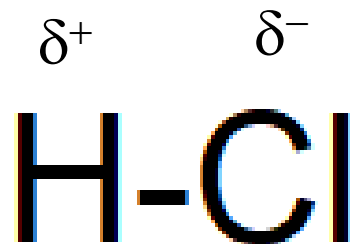
- Moléculas diatómicas.
- Baja solubilidad en agua.
- No son conductores del calor y la electricidad.
- Generalmente su estado físico de agregación es gaseoso.

Enlace covalente polar

- Los átomos que forman el enlace aportan un electrón y después comparten los electrones.
- Está formado por elementos no metálicos.
- Debido a la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace se forman polos en la molécula.
- La diferencia de electronegatividades es menor a 1.7 Pauling.

Ejemplo:

En la molécula del ácido clorhídrico, el átomo de H y de Cl aportan un electrón de valencia y ambos comparten el par de electrones. El átomo de H y de Cl adquieren la configuración electrónica del gas noble más cercano que tienen. Los átomos de H y de Cl tienen diferente valor de electronegatividad y se forman polos en la molécula.



Otros ejemplos de compuestos que presentan este enlace: H₂O, HF, HBr, etc

Propiedades de los compuestos que presentan enlace covalente polar:

- Compuestos que existen en los tres estados físicos de agregación.
- Solubles en solventes polares.
- En solución acuosa son conductores de la electricidad.
- Puntos de fusión y ebullición bajos, pero más altos que los compuestos no polares.

Enlace covalente coordinado:

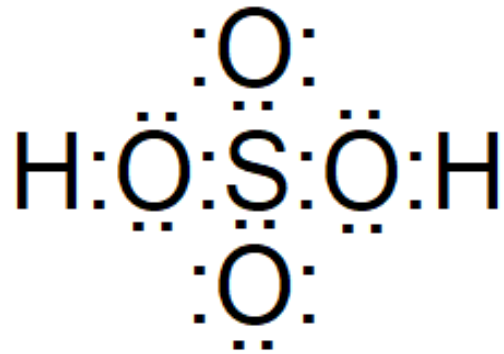
Se forma entre dos átomos diferentes, en este tipo de enlace un átomo aporta el par de electrones y el otro ofrece el espacio para que ahí se acomoden los electrones.

Diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace es menor a 1.7 Pauling.

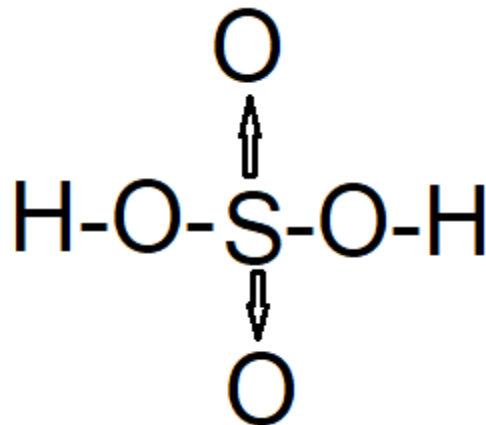
Ejemplos:

H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 , etc.

En el compuesto H_2SO_4 el átomo de azufre es el que dona el par de electrones y el oxígeno ofrece el orbital para que ahí se acomoden los electrones. En la siguiente estructura de Lewis se observa la formación del enlace covalente coordinado o dativo. Los átomos de O y S completan su octeto.

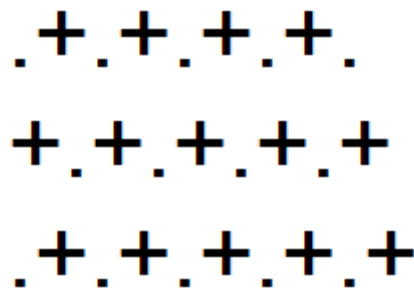


Es usual representar el enlace covalente coordinado mediante una flecha, la dirección de la flecha indica el átomo que dona el par de electrones y el átomo que los recibe.



Enlace metálico

- Lo presentan los metales como el Cu, Ag, Au, et. y las aleaciones: Cu-Ag, Cu-Zn, etc.
- En los metales, cada átomo metálico está unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace tienen relativa libertad para moverse a través de toda la estructura tridimensional.
- Hoy se acepta que el enlace metálico no es precisamente entre átomos, sino un enlace entre cationes metálicos y sus electrones de valencia.
- El modelo más sencillo para explicar este tipo de enlace propone un ordenamiento de cationes en un “mar” de electrones de valencia.
- Los enlaces metálicos dan lugar a las propiedades características de los metales.



Enlace por puente de hidrógeno:

Es la atracción entre el hidrógeno y otro átomo de gran electronegatividad. El protón de una molécula atrae hacia él un par de electrones solitarios de un átomo como C, N, O, F, Cl, etc. de una molécula próxima. Ejemplos: HCl, HF, proteínas, ADN, etc.

Existen 2 tipos de enlace por puente de hidrógeno.

Intermolecular e intramolecular.

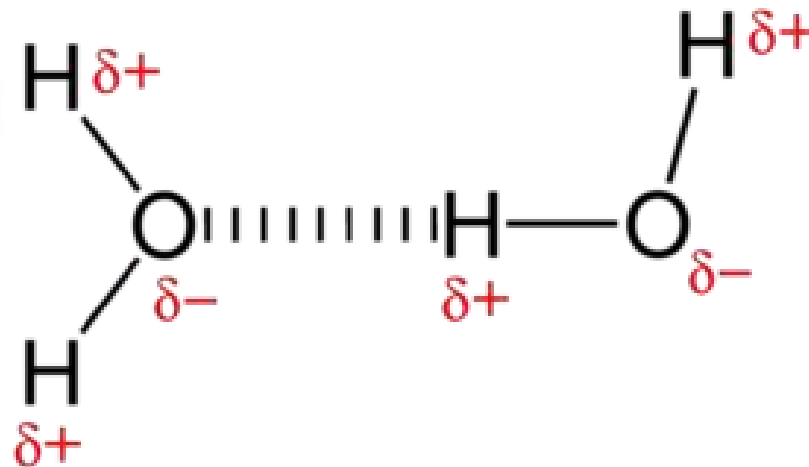
Intermolecular:

Si el puente se establece entre dos moléculas diferentes ya sea de la misma o de diferente especie se le denomina enlace intermolecular, por ejemplo la molécula de agua, el ácido fluorhídrico etc.

Intramolecular:

Si se establece dentro de una misma molécula.

Enlace por puente de hidrógeno intermolecular



La línea punteada representa la interacción por puente de hidrógeno entre el átomo de hidrógeno y el par de electrones solitarios del átomo de oxígeno.

Enlace por puente de hidrógeno intramolecular N1-H1•••O1=C9

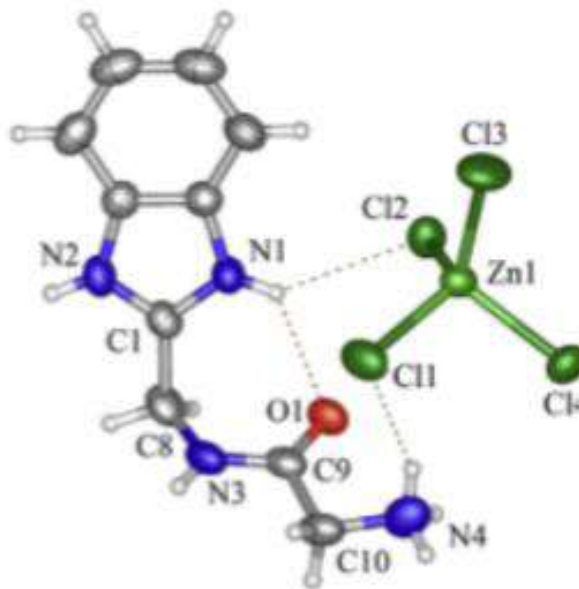


Figura 1. Estructura de difracción de rayos-X del tetraclorozincato de amino-amidas .¹

1. Avila-Montiel, C., Tapia-Benavides, A.R.; Falcón-León, M.; Ariza-Castolo, A.; Tlahuext, H.; Tlahuextl, M.; *J. Mol. Struc.*, **2015**, 1100, 338-347.

Bibliografía:

- Laurei, D., (2010). *“Química: materia y cambio”*. México: Mc Graw-Hill.
- Chang, R. (1999). *Química*. México: McGraw Hill
- Ocampo, G.A., Fabila, F., Juárez, J.M., Monsalvo, R., Ramírez, V. M., (2001). *Fundamentos de Química 1*. México: Publicaciones Cultural.