

ENLACES QUÍMICOS

Un enlace químico es el proceso químico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, que confiere estabilidad a los compuestos químicos diatómicos y poliatómicos. Los elementos químicos se combinan de diversas maneras para constituir un gran número de compuestos inorgánicos y orgánicos. Las propiedades de cada compuesto dependerán del tipo de elemento químico que lo forma, el modo como se enlazan, la forma y geometría de los agregados atómicos. Comúnmente se representa mediante una línea entre los átomos de una molécula que se cree que están fuertemente atraídos o enlazados entre ellos. Esta línea es llamada “línea de enlace”.



<https://depositphotos.com/mx/photo/molecule-atom-251254424.html>

Desde mediados del siglo XIX han surgido teorías que tratan de explicar la existencia de los enlaces químicos, entre ellas, se encuentran la teoría de enlace de valencia y la teoría del orbital molecular. El enlace químico entre átomos ocurre debido a la disminución neta de la energía potencial de los átomos en estado enlazado.

TEORÍA DE ENLACE DE VALENCIA

Fue propuesta en 1927 y menciona que el enlace químico se forma cuando dos electrones de valencia, en sus respectivos orbitales atómicos, se unen para mantener los dos núcleos juntos, en virtud de los efectos de disminución de energía del sistema. Consta de seis reglas para el enlace de electrones compartidos:

1. El enlace de par de electrones a través de la interacción de un electrón desapareado de cada uno de dos átomos.
2. El spin de los electrones tiene que ser opuesto.
3. Una vez apareados, los dos electrones no pueden tomar parte en enlaces adicionales.
4. Los términos de canje de electrones para el enlace involucran solo una función de onda de cada átomo.
5. Los electrones disponibles en el menor nivel de energía forman los enlaces más fuertes.
6. De dos orbitales en un átomo, el que puede traslapar en mayor cantidad con un orbital de otro átomo formará el enlace más fuerte y este enlace tenderá a nacer en la dirección del orbital más concentrado.

TEORÍA DE LOS ORBITALES MOLECULARES

La teoría de los orbitales moleculares (TOM) usa una combinación lineal de orbitales atómicos para formar orbitales moleculares que abarcan la molécula entera. Estos orbitales son divididos frecuentemente en orbitales enlazantes, orbitales antienlazantes y orbitales de no enlace.



<https://images.app.goo.gl/oXHnnSbYtuhrsCBy5>



Complementa tu aprendizaje acerca de las teorías de enlace de valencia y del orbital molecular revisando el siguiente Prezi:

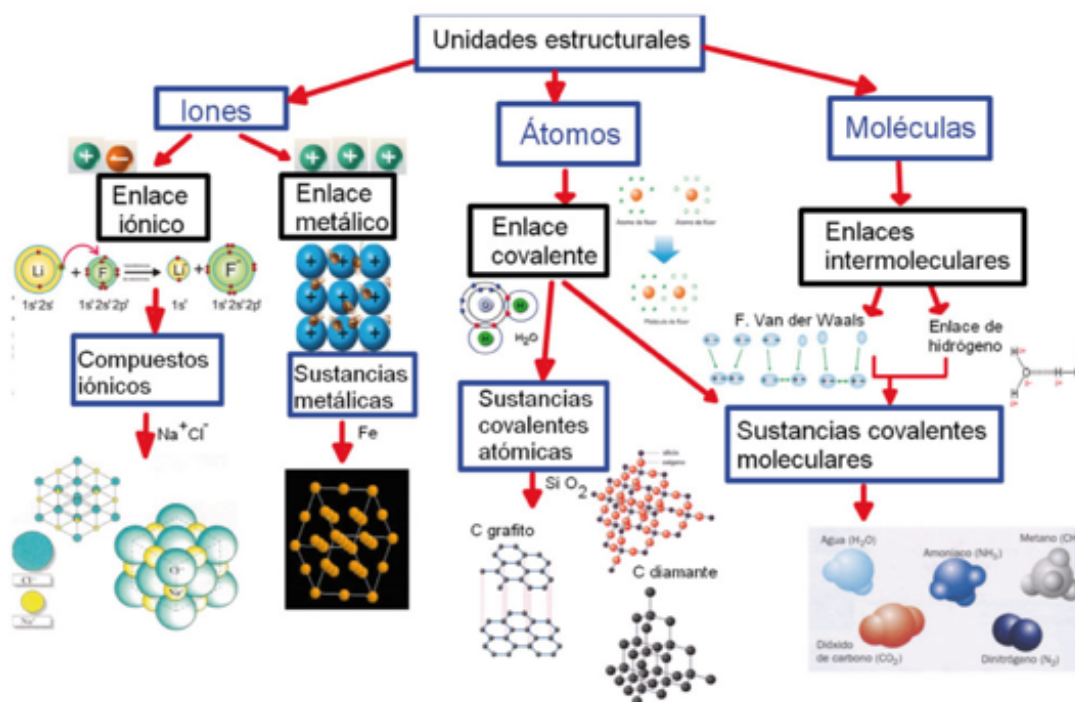
<https://prezi.com/p/cquyq1j0aaop/introduccion-a-las-teorias-de-enlace-de-valencia-y-orbital-molecular/>

Referencia:
López Medina, Mariana. (2021) *Introducción a las teorías de enlace de valencia y orbital molecular*. Prezi.

Recuperado de:
<https://prezi.com/p/cquyq1j0aaop/introduccion-a-las-teorias-de-enlace-de-valencia-y-orbital-molecular/>

TIPOS DE ENLACE

Los átomos están unidos por fuerzas al constituir un compuesto, estas fuerzas son los enlaces químicos. Estos cambios electrónicos que producen las uniones entre iones, átomos y moléculas son de diferente clase y dan lugar a la formación de distintas interacciones, como las interatómicas e intermoleculares.



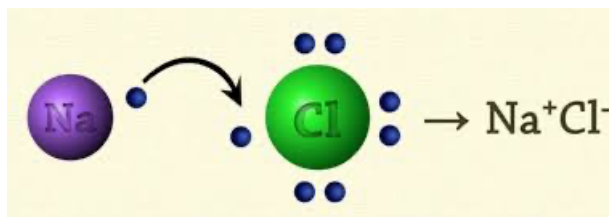
<https://repository.uaeh.edu.mx/bitstream/123456789/16793>

Entre las interacciones tenemos:

- Interatómicas:
 - a) Enlace iónico.
 - b) Enlace covalente.
 - c) Enlace metálico.
- Intermoleculares:
 - a) Fuerzas de Van der Waals.
 - b) Puente de hidrógeno. Regla del octeto.

ENLACE IÓNICO

Se forma cuando uno o más electrones se transfieren de un átomo electropositivo a otro electronegativo. Durante este proceso, un átomo pierde electrones y otro los gana, formándose iones. El número de electrones ganados o perdidos determinan el número de oxidación.



Este tipo de enlace se lleva a cabo entre metales y no metales por transferencia de electrones del átomo metálico al más electronegativo (no metálico). En esta transferencia se forman iones que después se atraen fuertemente. Dado que las electronegatividades de los átomos participantes son muy diferentes, existe una alta diferencia de electronegatividades que en promedio es de 1.7 o mayor.

Ejemplo: Formación del fluoruro de potasio (KF)



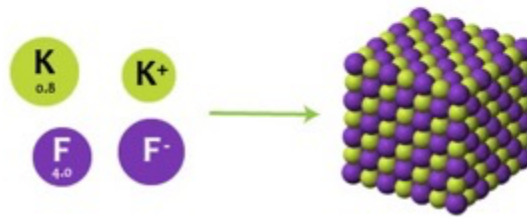
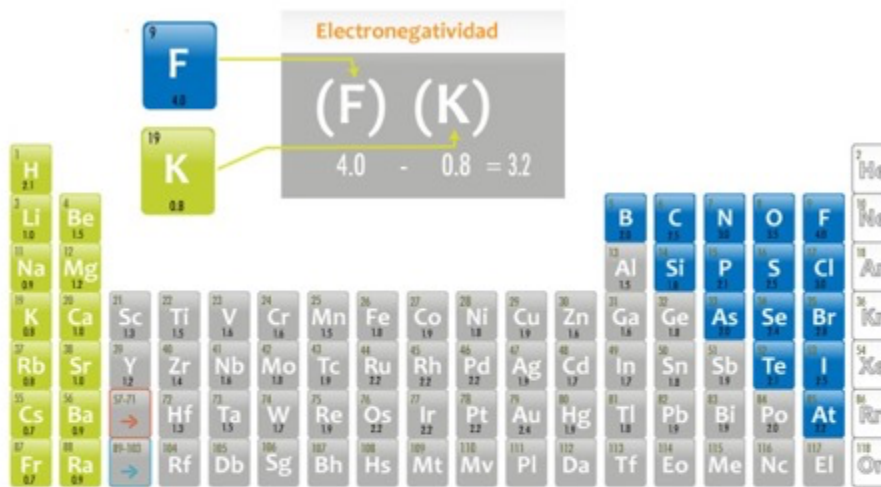
Al formarse los iones la nube electrónica del potasio se ve disminuida, mientras la del flúor se ve incrementada, luego se unen y forman el compuesto o producto final:

$\text{K} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ à cuando pierde el electrón: $\text{K} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$ à catión.

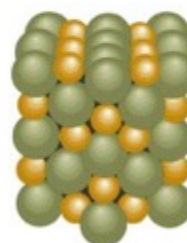
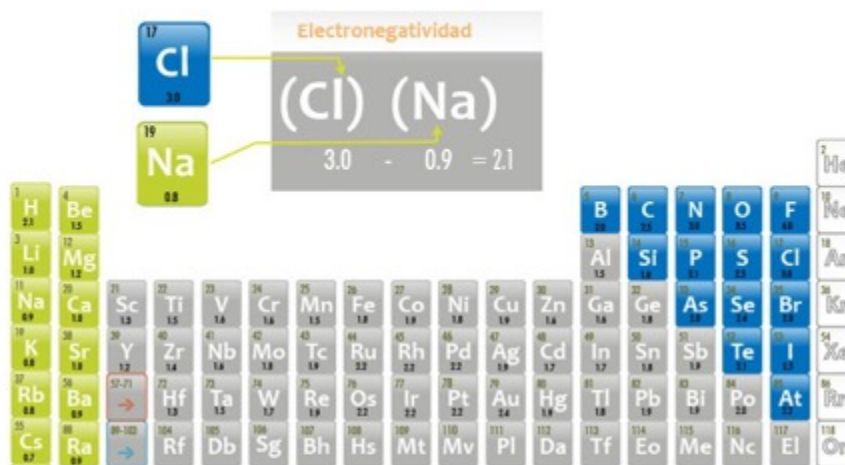
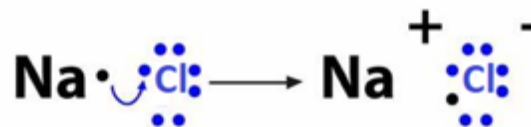
$\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$ à cuando gana el electrón: $\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^6$ à anión.

Cálculo de la diferencia de electronegatividades:

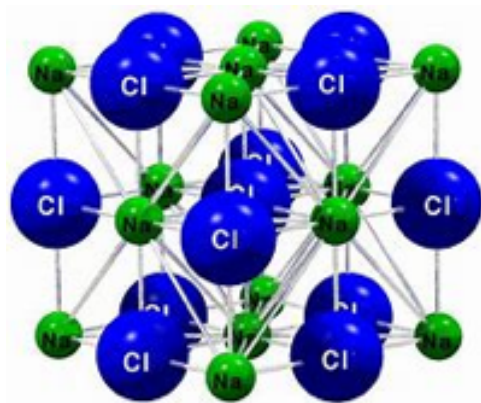
$$\Delta E = 4 - 0.8 = 3.2 > 1.7 \text{ se trata de un enlace iónico.}$$



Ejemplo: Formación de cloruro de sodio



Propiedades de los compuestos iónicos



- Su estado físico es sólido de altos puntos de fusión (300-1000°C).
- Solubles en disolventes polares e insolubles en disolventes no polares.
- Fundidos y en disolución acuosa son buenos conductores de electricidad.
- Suelen formarse entre elementos con electronegatividades muy diferentes.
- Son unidades estructurales de extensión ilimitada.
- En solución son químicamente activos.
- La forma del cristal es geométrica (sistemas cristalinos).
- No se forman verdaderas moléculas si no redes cristalinas.
- Ruptura de núcleo masivo.
- Son enlaces muy fuertes.
- Son enlaces resultantes de la interacción entre los metales de los grupos I y II y los no metales de los grupos VI y VII.

Ejemplos de sustancias con enlace iónico.

Compuesto	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	
Oxido de aluminio (Al_2O_3)	2072	2977	 https://images.app.goo.gl/xBv5AR6aWvKmBQ467
Oxido de magnesio (MgO)	2852	3600	 https://images.app.goo.gl/3hXD7TxsMADS5tXAA
Yoduro de calcio (CaI_2)	784	1100	 https://images.app.goo.gl/u4Tq4fDQrCajzwcXA



¿Sabías que la sal se usó como método de pago en la antigüedad?

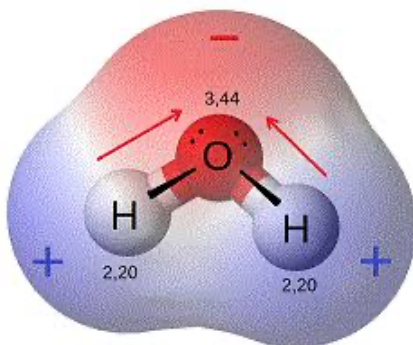
Observa el siguiente video sobre la importancia e impacto de la sal en la historia:

<https://www.youtube.com/watch?v=fMamy8qi5A4>

Referencia:

Sal sol (2021), La historia de la sal: origen e importancia. Recuperado de:
<https://www.youtube.com/watch?v=fMamy8qi5A4>

ENLACE COVALENTE



<https://images.app.goo.gl/N5eNxAJ2aFjpQGP18>

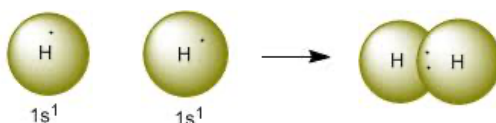
El enlace covalente se presenta entre dos átomos no metálicos. En un enlace covalente no hay pérdida ni ganancia de electrones, sino que se comparten para completar el octeto y así alcanzar configuraciones energéticamente más estables. El carácter covalente del enlace químico aparece al producirse compartición de electrones entre los átomos enlazados. El enlace covalente se efectúa entre elementos de alta electronegatividad, es decir, entre no metales y siempre por compartición de pares de electrones.

Los enlaces covalentes dan origen a moléculas. Una molécula es un conglomerado eléctricamente neutro de dos o más átomos, unidos por pares compartidos de electrones que se comportan como una unidad. Se distinguen tres tipos de covalencia: polar, no polar y coordinado.

Enlace covalente no polar, puro u homopolar

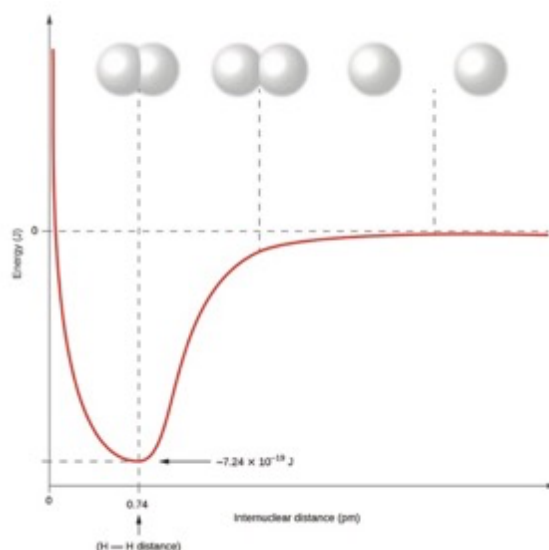
Se tiene cuando dos átomos de un mismo elemento se unen para formar una molécula verdadera, sin carga eléctrica, simétrica y cuya diferencia de electronegatividad es cero. Existen elementos químicos como el hidrógeno (H_2), el oxígeno (O_2), el nitrógeno (N_2) y el cloro (Cl_2), entre otros, que presentan características similares: todos son no metales, gases a temperatura ambiente y existen de manera natural en forma de molécula diatómica, en otras palabras, cada molécula se compone de dos átomos del mismo elemento.

Los átomos no metálicos frecuentemente forman enlaces covalentes con otros átomos no metálicos. Por ejemplo, la molécula de hidrógeno, H_2 , contiene un enlace covalente entre sus dos átomos de hidrógeno.



Para ilustrar como se forma este enlace podemos comenzar por el extremo derecho, tenemos dos átomos de hidrógeno separados con una energía potencial particular, indicada por la línea roja. A lo largo del eje x se encuentra la distancia entre los dos átomos.

A medida que los dos átomos se acercan entre sí, sus orbitales de valencia (1 *s*) comienzan a superponerse. Los electrones individuales en cada átomo de hidrógeno interactúan entonces con ambos núcleos atómicos, ocupando el espacio alrededor de ambos átomos. La fuerte atracción de cada electrón compartido hacia ambos núcleos estabiliza el sistema, y la energía potencial disminuye a medida que disminuye la distancia del enlace. Si los átomos continúan acercándose entre sí, las cargas positivas en los dos núcleos comienzan a repelerse entre sí, y la energía potencial aumenta. La longitud de unión está determinada por la distancia a la que se alcanza la energía potencial más baja.



Para representar el enlace covalente, suele usarse una línea en lugar de los dos puntos:

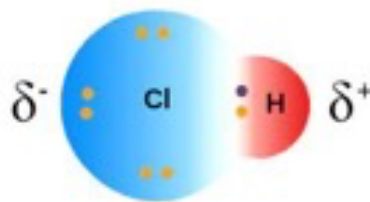
Halógeno	Molécula	Estructura	Modelo
Flúor	F ₂	$\text{F}-\text{F}$ 	
Cloro	Cl ₂	$\text{Cl}-\text{Cl}$ 	
Bromo	Br ₂	$\text{Br}-\text{Br}$ 	
Yodo	I ₂	$\text{I}-\text{I}$ 	

Propiedades de las sustancias con este tipo de enlace:

- Moléculas verdaderas y diatómicas.
- Actividad química media.
- Baja solubilidad en agua.
- No son conductores del calor o la electricidad.
- Estado físico gaseoso, aunque pueden existir como sólidos o líquidos.
- Enlace covalente polar.

Enlace covalente polar o heteropolar

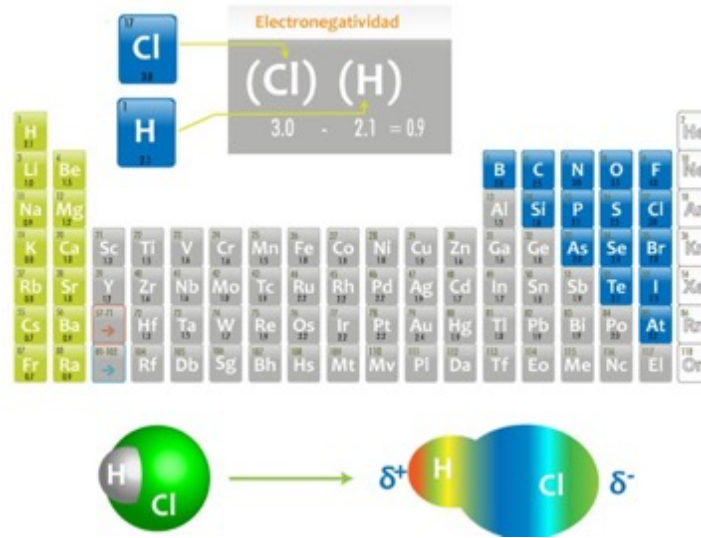
Cuando dos átomos tienen una diferencia de electronegatividad en un rango de 0.5 a 1.6, presentan un enlace del tipo covalente polar. Es decir, cuando dos átomos no metálicos de diferentes electronegatividades se unen, comparten electrones, pero la nube electrónica se deforma y se ve desplazada hacia el átomo de mayor electronegatividad, originando dipolos eléctricos en la molécula, uno parcialmente positivo (δ^+) y el otro parcialmente negativo (δ^-). Ejemplos de sustancias con este enlace: H_2O , HBr , NH_3 , HNO_3



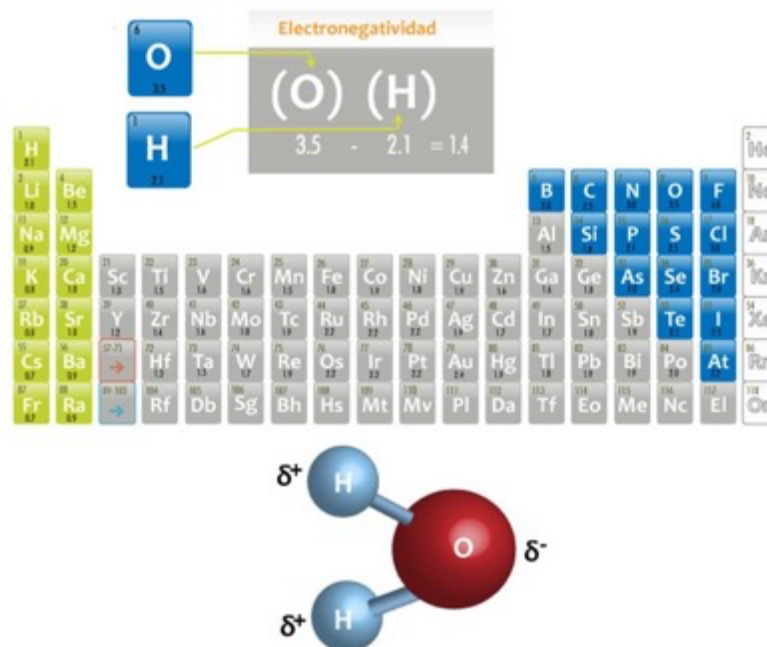
<https://images.app.goo.gl/5NgCfxk5K7sqzun36>

Ejemplo: Formación de (H-Cl)

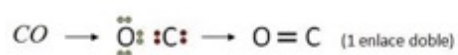
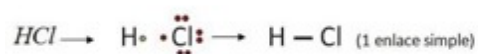
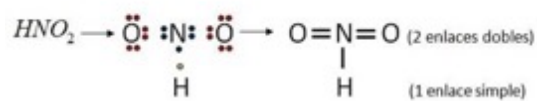
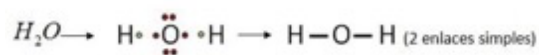
Por ejemplo, entre H-Cl, el átomo de cloro (Cl) al ser más electronegativo (3 Pauling) atrae más densidad electrónica que el átomo de hidrógeno (H) (2.1 Pauling), lo cual genera una diferencia de electronegatividad de 0.9. Cuando esto ocurre la nube electrónica se modifica y se forman polos parciales (el cloro δ^- y el hidrógeno δ^+).



Ejemplo: Formación del agua (H_2O)



Estructuras de Lewis para compuestos covalentes:



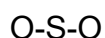
Ejemplo: Dibujemos la estructura de Lewis para el dióxido de azufre (SO₂)

Solución:

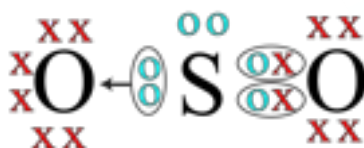
1. Calculamos el total de electrones de valencia:

Elemento	Grupo	átomos en el compuesto	Total de electrones de valencia
S	6	1	6e ⁻
O	6	2	12e ⁻
			Suma: 18e ⁻

2. Dibujamos la disposición estructural y colocamos el átomo central (S) rodeado de los dos átomos de oxígeno:



3. Al total de electrones calculado en el paso 1, le restamos dos electrones por cada enlace de manera que, tenemos: $18 - 2(2) = 14e^-$
4. Para determinar los pares de electrones no enlazantes en la estructura, dividiremos entre dos el resultado del paso anterior: $14/2 = 7$, lo cual nos da un total de siete pares de electrones no enlazantes. Se reparten de la manera mas equitativa posible, para que todos los átomos cumplan con su octeto



Dibuja la estructura de Lewis para la molécula de nitrógeno (N₂)

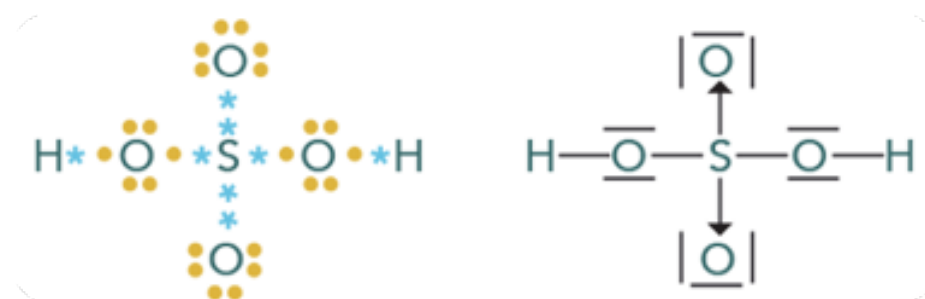
(ESTE EJERCICIO SE ENTREGARÁ EN LA ACTIVIDAD INTEGRADORA 3)

Propiedades de las sustancias con este tipo de enlace:

- Moléculas que existen en los tres estados de agregación de la masa.
- Gran actividad química.
- Solubles en solventes polares.
- En soluciones acuosa son conductores de la electricidad.
- Sus puntos de fusión y ebullición son bajos, pero mas altos que los de las sustancias no polares.

Enlace covalente coordinado

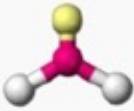
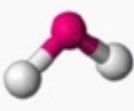
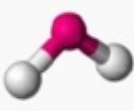
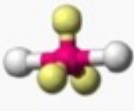
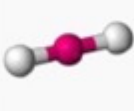
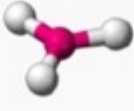
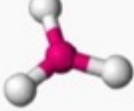
En este enlace los átomos que se combinan comparten electrones, pero el par necesario para formar el enlace es proporcionado solamente por uno de ellos. De modo que un átomo contribuye como dador de los electrones y el otro como aceptor, aunque los electrones son compartidos. Es decir, ambos se combinan para completar su octeto.



<https://images.app.goo.gl/n4XRHtxAcVnKjsUg8>

La coordinación de los electrones entre átomos, o bien, de qué átomo a qué átomos van los electrones compartidos se indica con una flecha. A partir de la cantidad de enlaces que presenta una molécula y de sus pares de electrones no enlazantes que rodean al átomo central se determina la geometría molecular de un compuesto.

Tipo de estructura molecular:

Tipo de molécula	Forma	Disposición electrónica [†]	Geometría [‡]	Ejemplos
AX_1E_n	Molécula diatómica			HF, O ₂ , CO
AX_2E_0	Lineal			BeCl ₂ , HgCl ₂ , CO ₂ , PbCl ₂
AX_2E_1	Angular			NO ₂ ⁻ , SO ₂ , O ₃
AX_3E_2	Angular			H ₂ O, OF ₂ , SCl ₂
AX_2E_3	Lineal			XeF ₂ , I ₃ ⁻
AX_3E_0	Trigonal plana			BF ₃ , CO ₃ ²⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₃



Complementa tu aprendizaje de este tema observando el siguiente video:

<https://www.youtube.com/watch?v=DHcVqSwLAQM>

Referencia:

Es ciencia. (2021) Geometría molecular. YouTube.
Recuperado de: <https://www.youtube.com/watch?v=DHcVqSwLAQM>



Observa el siguiente video donde conocerás el enlace covalente coordinado o dativo:

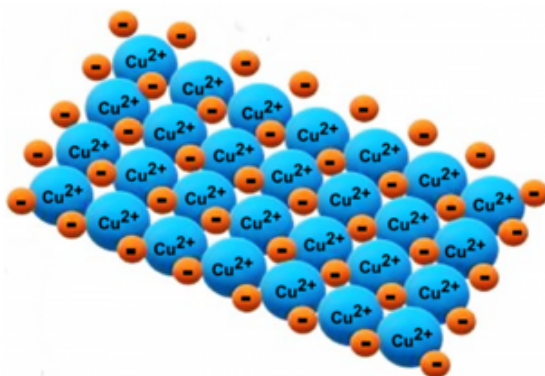
<https://www.youtube.com/watch?v=QNhmMA7PyL>

Referencia:

PROFE ARANTXA. (2023) ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO. Explicación y ejemplos. YouTube. Recuperado de: <https://www.youtube.com/watch?v=QNhmMA7PyL0>

ENLACE METÁLICO

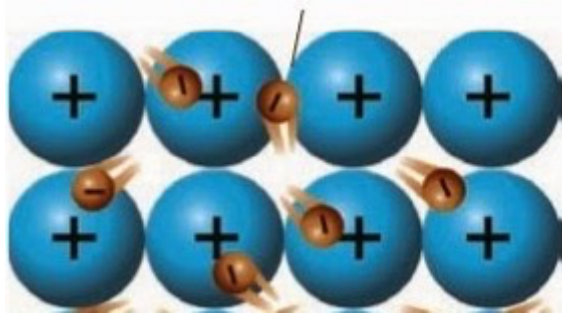
Los enlaces metálicos son una unión química que se produce entre los metales. Gracias a este tipo de enlace los metales logran estructuras moleculares sumamente compactas, sólidas y resistentes, dado que los núcleos de sus átomos se juntan a tal extremo, que comparten sus electrones de valencia. Para explicar este tipo de enlace existen dos teorías: mar de electrones y teoría de bandas.



<https://images.app.goo.gl/FkLmL5AQJ9KKfZVLA>

Teoría del mar de electrones

En este modelo el sólido metálico se representa como un conjunto de cationes metálicos en un “mar de electrones de valencia”. Los cationes se encuentran en posiciones fijas, los electrones de valencia se mueven entre ellos deslocalizadamente, es decir, sin pertenecer a ningún átomo en particular. El conjunto de electrones deslocalizados se comporta como una verdadera nube de electrones (“gas de electrones”). La presencia de estos electrones de valencia que no pertenecen a ningún átomo en particular sino a todos los cationes del cristal, anula prácticamente las fuerzas repulsivas de los cationes e incrementa la estabilidad del sistema.

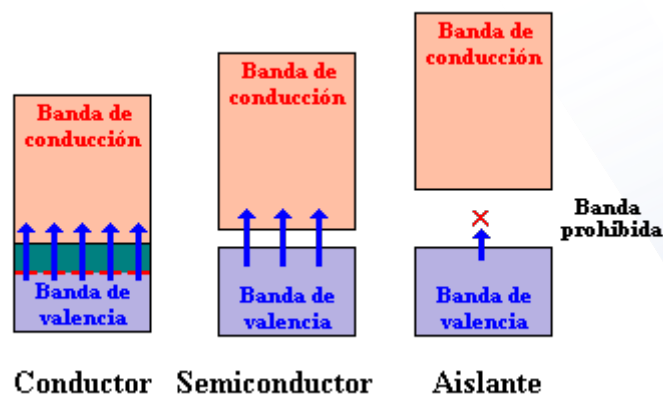


<https://images.app.goo.gl/HXSKUvCFsC9pfU3x7>

Teoría de bandas

En esta teoría los electrones se acomodan en una especie de banda junto a los núcleos cargados positivamente. La banda ocupada por los orbitales moleculares con los electrones de valencia se llama banda de valencia, mientras que la banda formada por los orbitales moleculares vacíos se llama banda de conducción.

La teoría de bandas explica que, según el tipo de sustancia, las bandas de valencia y de conducción pueden o no estar separadas por bandas de energía de valores prohibidos. Esta banda prohibida implica una diferencia energética muy grande para que los electrones la puedan superar y así poder llegar a la banda de conducción. De acuerdo con esta teoría los materiales pueden clasificarse como: aislantes, semiconductores y conductores.



<https://images.app.goo.gl/YpXD4QV3svuTHMk9A>

Propiedades de los metales:

- Son buenos conductores del calor y la electricidad debido a que los electrones están libres en la estructura, pudiendo moverse fácilmente ante una diferencia de potencial térmico o eléctrico.
- Son dúctiles y maleables ya que, localmente, los enlaces pueden romperse y volverse a formar ya que la nube de electrones acompaña a los núcleos en su movimiento.
- El brillo metálico se explica debido a que los fotones se reflejan en la nube electrónica y, los que penetran, son absorbidos por lo que se muestran opacos.
- El bajo calor específico se explica por la facilidad de los electrones para moverse a lo largo del sólido.

Referencias:

Mora Víctor (2011), Química I, editorial ST

Ocampo G.A (2004), Fundamentos de química 1, Publicaciones CULTURAL.

García Ma. Lourdes (2015), Química I, McGrawHill Education

Chang Raymond (2003), Química, McGrawHill

Telebachillerato (s.f.) Química I. Recuperado de: https://0201.nccdn.net/4_2/000/000/056/7dc/Quimica-I.pdf

Vega, Irene (2010), Química General. Recuperado:

<https://www.exa.unne.edu.ar/quimica/quimgeneral/UnidadIVEnlacesQuimicos.pdf>

