

(Material de apoyo mínimo según los contenidos impartidos en clase. Se sugiere ampliar con bibliografía extra)

ENLACES QUÍMICOS

(Fuente: Química para la educación secundaria. Serie Nuevas miradas. Editorial tinta fresca 2010 y 2016)

Recordemos que entre los átomos de los elementos no metálicos (extremo superior derecho en la tabla periódica, donde se ubica el Carbono) se establecen uniones COVALENTES.

Cuando los pares de electrones son compartidos por dos átomos del mismo elemento (ej. C-C), ambos núcleos los atraen con igual intensidad. Debido a que en estos casos el valor de la electronegatividad es igual, la diferencia de electronegatividad entre ellos es cero, la probabilidad de encontrar los electrones cerca de uno u otro núcleo es la misma. Se forma entonces un enlace covalente no polar. La nube electrónica que se forma es simétrica alrededor de ambos núcleos. Al contar los electrones de valencia propios y compartidos cada átomo, suma ocho electrones en todos los casos.

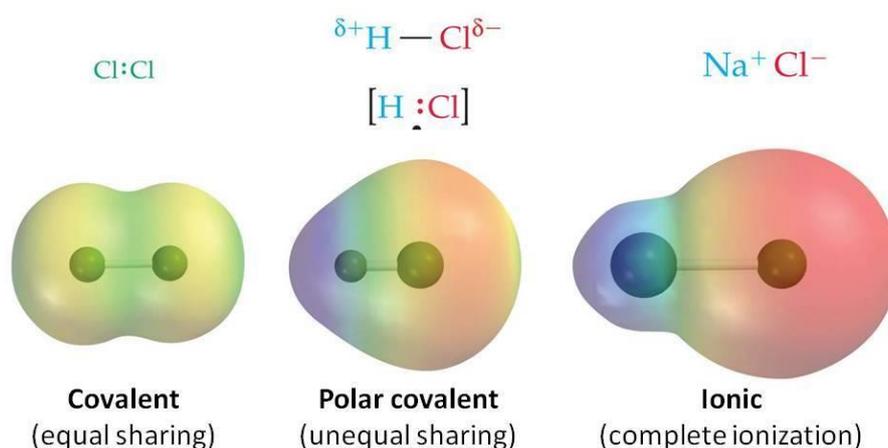


Figura 1: Esquema de diferentes uniones químicas

Este tipo de unión también se establece entre cualquier otro par de átomos de elementos que tienen valores de electronegatividad muy semejantes.

En el enlace covalente la valencia de cada átomo es igual al número de pares de electrones compartidos.

Los compuestos covalentes NO Polares presentan las siguientes características: (Losada)

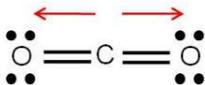
1. Poseen bajo punto de fusión
2. Bajo punto de ebullición
3. Los átomos no se convierten en iones
4. Son solubles en solventes orgánicos
5. Cuando son sólidos presentan estructuras cristalinas moleculares

6. La unión covalente es la más generalizada entre los compuestos de la química orgánica (Química del Carbono).

Enlace Covalente Polar

Cuando un par de electrones es compartido por átomos de distintos elementos cuyas electronegatividades son diferentes, el átomo más electronegativo lo atrae con mayor intensidad. Esto genera como consecuencia una distribución de electrones desigual alrededor de los núcleos de los átomos que participan de la unión y se forma un **enlace covalente polar***. La molécula presenta una distribución de cargas asimétrica permanente y se pueden distinguir en ella dos zonas: una de mayor densidad electrónica, (δ^-), y otra de menor densidad, (δ^+). Cada una de ellas genera un polo. La de mayor densidad electrónica (sobre el átomo más electronegativo) constituye el polo negativo; y la de menor densidad electrónica el polo positivo (sobre el átomo menos electronegativo). Todo enlace polar origina, entonces, un dipolo eléctrico.

Esta característica del enlace covalente polar se representa mediante un vector llamado vector polaridad de enlace (μ). Este se dirige hacia el átomo más electronegativo que participa del enlace y su módulo informa cuan polar es el enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad de los átomos que participan en la unión, más polar será el enlace.



* Electronegatividad

La electronegatividad es la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace. La electronegatividad aumenta, con algunas excepciones, de izquierda a derecha en un periodo. Esto se explica porque en el período aumenta la tendencia de los átomos a captar electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo en la tabla periódica. En cada GRUPO, la electronegatividad aumenta, en general, de abajo hacia arriba.

Un enlace covalente será más polar cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman.

Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos que participan de un enlace es muy grande (1,8 o más), se puede presentar el caso extremo en el que un átomo ceda su electrón al otro, como ocurre con Na, en el cloruro de Sodio, NaCl (sal de mesa) para formar un ión. El enlace iónico representaría el desplazamiento TOTAL de la nube electrónica sobre el átomo más electronegativo y un caso extremo de polaridad de enlace.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1,0	1,6											2,0	2,6	3,0	3,4	4,0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,9	1,3											1,6	1,9	2,2	2,6	3,2	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,8	1,0	1,4	1,5	1,6	1,7	1,6	1,8	1,9	1,9	1,9	1,7	1,8	2,0	2,2	2,6	3,0	3,0
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0,8	1,0	1,2	1,3	1,6	2,2	1,9	2,2	2,3	2,2	1,9	1,7	1,8	1,8	2,1	2,1	2,7	2,6
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0,8	0,9	1,1	1,3	1,5	2,4	1,9	2,2	2,2	2,3	2,5	2,0	1,6	2,3	2,0	2,0	2,2	2,2
Fr	Ra	Ac															
0,7	0,9	1,1															
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
1,1	1,1	1,1	1,1	1,2	1,2	1,2	1,1	1,2	1,2	1,2	1,3	1,1	1,3				
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				
1,3	1,5	1,4	1,4	1,3	1,1	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3	1,3				

Tabla 1: Valores de electronegatividad

Regla del Octeto y las estructuras de Lewis

(Química Polimodal. Ed. Tinta fresca - 2010)

A comienzos del siglo XX, llamó la atención de los científicos que los gases nobles (grupo 18 o VIIIA) fueran muy poco reactivos (razón por la cual se los llamó “inertes”) y que sus átomos tuvieran ocho electrones en el último nivel de energía, a excepción del helio, que sólo tiene dos. Esto los llevó a pensar que los átomos adquieren mayor estabilidad al completar con ocho electrones su último nivel energético. Para estabilizarse, ceden, captan o comparten electrones con otros átomos. Esta suposición, conocida como regla del octeto, se enuncia a continuación:

Regla del Octeto: los átomos de los distintos elementos se unen entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de manera de adquirir la configuración electrónica externa de los átomos del gas noble más próximo en la tabla periódica, para así lograr una mayor estabilidad.

Estructuras de Lewis:

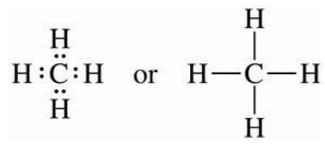
Cuando los átomos interactúan para formar enlaces químicos, solo entran en contacto las regiones exteriores. En consecuencia, al estudiar el enlace químico se considera sobre todo los electrones de valencia. (R.Chang)

Un símbolo de puntos de Lewis está formado por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia del átomo de un elemento. Nótese que, con excepción del helio, el número de electrones de valencia en cada átomo es el mismo que el número del grupo del elemento.

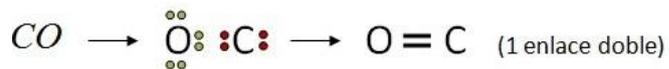
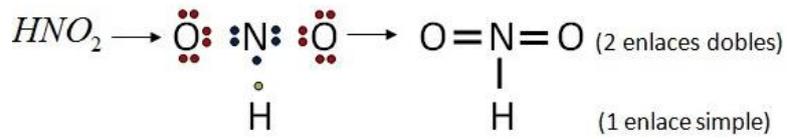
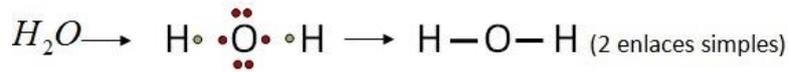
Tener en cuenta que existen excepciones a la regla del Octeto, que escapan al alcance de la asignatura.

Veamos algunos ejemplos:

Metano, CH₄:



Agua, Ácido Nitroso, Ácido clorhídrico, Monóxido de Carbono



Valores comunes de valencia para realizar estructuras de Lewis:

