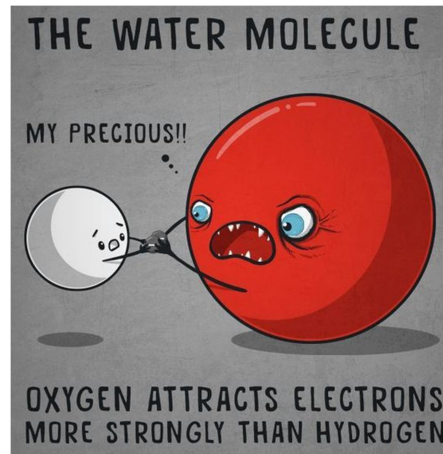



# Propiedades Periódicas | La Electronegatividad

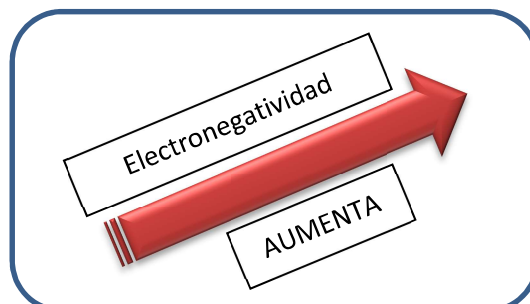


La electronegatividad es una medida de la tendencia de un átomo por competir por el par de electrones compartidos con otro átomo al que está unido por un enlace químico.

Actualmente la escala de electronegatividad más utilizada es la de Linus Pauling.

H																	He
2.20	2	0.7  3.98										13	14	15	16	17	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
0.98	1.57											2.04	2.55	3.04	3.44	3.98	
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.93	1.31											1.61	1.90	2.19	2.58	3.16	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	2.10	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.79	0.89	1.10	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup			
0.7	0.9	1.1															

La electronegatividad de un elemento está vinculada a su carga nuclear efectiva y a su tamaño. De modo que cuanto mayor sea la carga nuclear efectiva y menor el tamaño, mayor será el valor de la electronegatividad, pues mayor será su capacidad para competir por el par de electrones compartido. Por tanto, la variación de la electronegatividad en la Tabla Periódica es la siguiente: aumenta al desplazarnos hacia arriba en un grupo y al desplazarnos hacia la derecha en un periodo.



La electronegatividad determina el carácter metálico o no metálico de los elementos químicos. En general, cuanto más pequeño es el valor de la electronegatividad, mayor es el carácter metálico de un elemento y cuanto mayor sea el valor de la electronegatividad, mayor será el carácter no metálico del elemento.

Cuando el par de electrones implicado en un enlace está compartido por dos elementos que tienen la misma electronegatividad, estamos frente a un ejemplo de un enlace covalente no polar. Cuando la diferencia de electronegatividades de los elementos implicados aumenta, aumenta el carácter polar del enlace, llegando en el caso extremo a un enlace iónico.

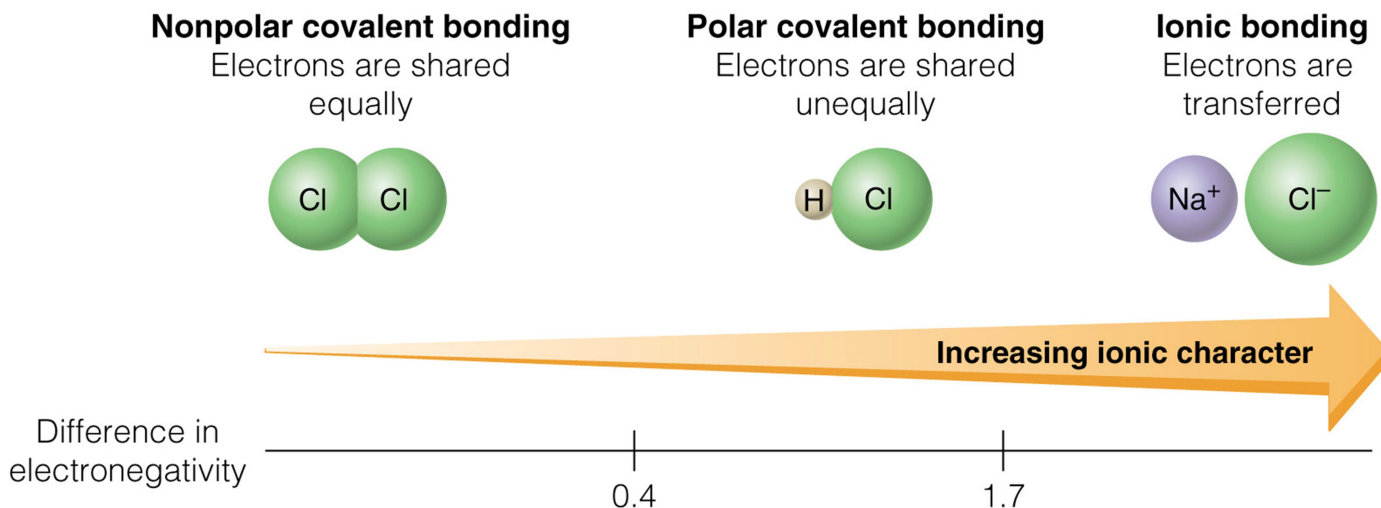


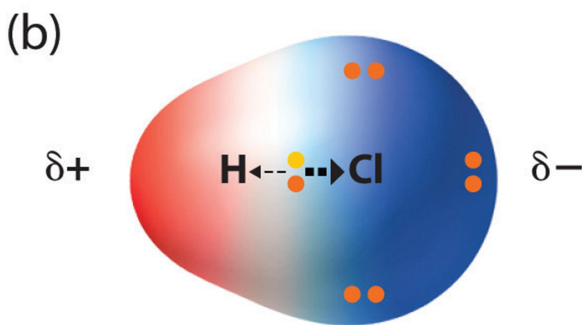
TABLE 5.14 Electronegativity Difference and Types of Bonds

Electronegativity Difference	0	0.4	1.8	3.3
Bond Type	Covalent nonpolar	Covalent polar	Ionic	
Electron Bonding	Electrons shared equally	Electrons shared unequally	Electron transfer	



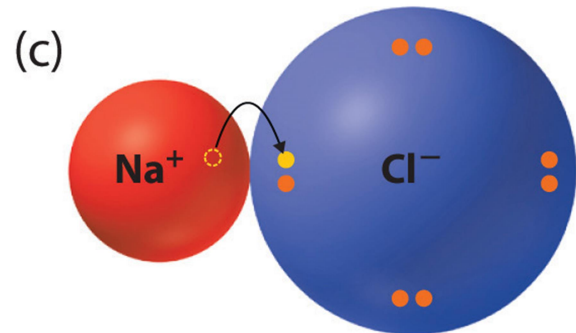
### Nonpolar covalent bond

Bonding electrons shared equally between two atoms.  
No charges on atoms.



### Polar covalent bond

Bonding electrons shared unequally between two atoms.  
Partial charges on atoms.



### Ionic bond

Complete transfer of one or more valence electrons.  
Full charges on resulting ions.

De esta forma, el enlace iónico podría considerarse como un caso extremo de enlace covalente polar, en el que la diferencia de electronegatividades es tan grande que uno de los átomos acaba perdiendo el electrón compartido (el menos electronegativo, que se transforma en el catión correspondiente) y el otro acaba ganando ese electrón compartido (el más electronegativo, que se transforma en el anión correspondiente).