

# CB041 Química y Electroquímica

---

Departamento de Química

## T2: Tabla Periódica Propiedades Periódicas

Autora: Adriana Romero



# Tabla Periódica

Períodos  
→  
(filas, 7)

Bloques

- s-block elements
- p-block elements
- d-block elements
- f-block elements

Grupos

(columnas, 18)

1 H																		2 He
Group 1	Group 2												Group 13	Group 14	Group 15	Group 16	Group 17	
3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	Group 3	Group 4	Group 5	Group 6	Group 7	Group 8	Group 9	Group 10	Group 11	Group 12		31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt										

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Cuando los elementos se clasifican según su número atómico y se ordenan en filas de determinada longitud, forman familias que presentan tendencias regulares en sus propiedades. Este ordenamiento es la tabla periódica. La división en bloques está relacionada con su estructura atómica (configuraciones electrónicas).

Sin embargo el hecho de que la organización de la tabla correspondiera a la estructura electrónica de los átomos era desconocido para sus descubridores. La tabla fue desarrollada únicamente a partir de las propiedades físicas y químicas de los elementos (Meyer y Mendeleev 1869). Primero se propuso un ordenamiento en función de su masa atómica creciente pero al poco tiempo se dieron cuenta que se mantenía un patrón repetitivo uniforme si estaba organizada en función de los **números atómicos** (**Z**) (nº de protones en el núcleo) (Moseley 1915).

Metales fuertemente reactivos (último electrón en orbital s)

Metales transición (último electrón en orbital d)

Estos poco Reactivos (último electrón en orbital p)

Número del grupo

Número del período

Metales alcalinos

Metales alcalinotérreos

Metales de transición

Halógenos

Gases nobles

Lantánidos

Actínidos

Transición interna (último electrón en orbital f)

Si imaginamos q el núcleo del átomo se encuentra arriba de la tabla, y ésta simula los niveles y orbitales alrededor del núcleo, podemos ver q EL LUGAR Q OCUPA EL ELEMENTO EN LA TABLA ES EL LUGAR Q OCUPA SU ÚLTIMO ELECTRÓN.

**Bloques:** son las 4 regiones rectangulares de la tabla y debido a la estructura electrónica reciben los nombres de s, p, d y f (orbitales).

**Metal:** conduce la electricidad, posee brillo, y es maleable y dúctil

**No Metal:** no conducen, no es maleables ni dúctil

**Metaloides:** poseen la apariencia de un metal y algunas de sus propiedades pero se comporta químicamente como un no metal

Metales

Metaloides

No metales

18/VIII

13/III 14/IV 15/V 16/VI 17/VII

1 2

2

3

4

5

6

7

3

Son propiedades que tienen una tendencia medible y predecible al avanzar en un grupo o en un período. Dependen de dos fuerzas contrarias: la carga **nuclear** ( $Z$ , protones q atraen a los electrones) y **el apantallamiento electrónico** (electrones q están ubicados por debajo del electrón q estoy considerando y q “apantallan”, o sea disminuyen la fuerza de atracción del núcleo).

- 1) Radio Atómico
- 2) Radio Iónico
- 3) Energía de ionización
- 4) Afinidad electrónica
- 5) Electronegatividad (\*)

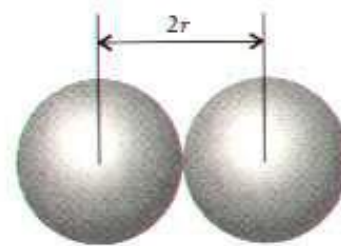
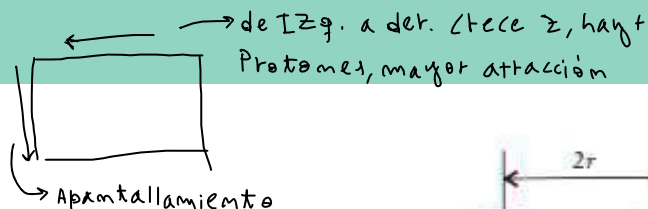
(\*) Esta es la base para entender los tipos de enlace que se pueden presentar



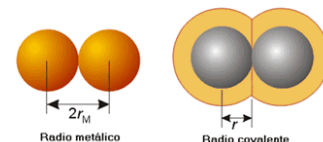


## 1) Radio Atómico

El radio atómico de un elemento es la mitad de la distancia entre los núcleos de átomos vecinos.



15 Radio atómico



### Variación periódica del Radio atómico:

**Aumentan hacia abajo en un grupo.** En cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo, los orbitales de mayor energía son cada vez más grandes, y además, el efecto de apantallamiento hace que la carga efectiva aumente muy lentamente de un período a otro.

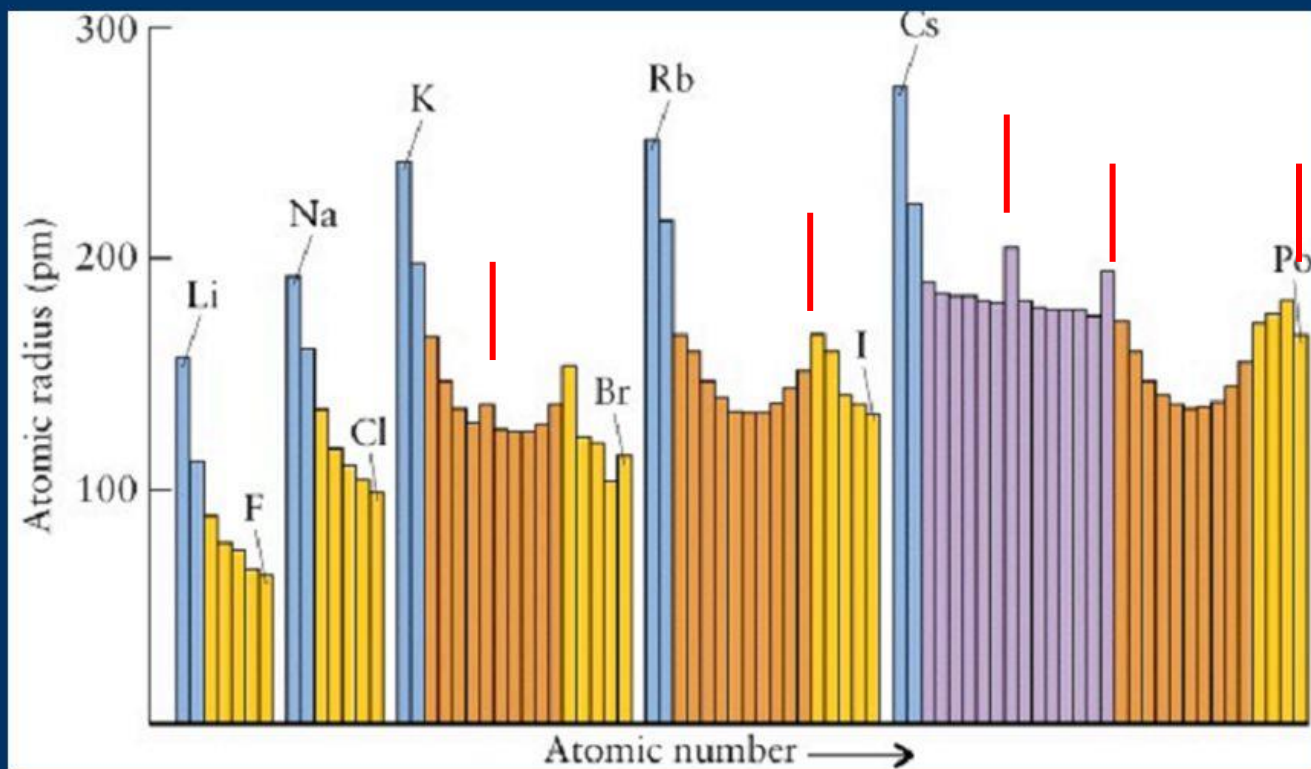
**Disminuyen a lo largo de un periodo.** Los nuevos electrones se encuentran en el mismo nivel del átomo, y tan cerca del núcleo como los demás del mismo nivel. El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto.

En el caso de los **elementos de transición**, las variaciones no son tan obvias ya que los electrones se añaden a una capa interior, pero todos ellos tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA.

Los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino tras llegar a un mínimo.

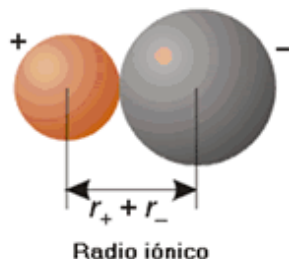
## 1) Radio Atómico

### Radio atómico



## 2) Radio Iónico

El radio iónico de un elemento es la parte que le corresponde de la distancia entre los núcleos de iones vecinos en un sólido iónico.



**Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan** y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye

**Los iones sencillos cargados negativamente son siempre mayores que los átomos de los que derivan.** El tamaño aumenta con la carga negativa.

$$r_{\text{catión}} < r_{\text{atómico}} < r_{\text{anión}}$$



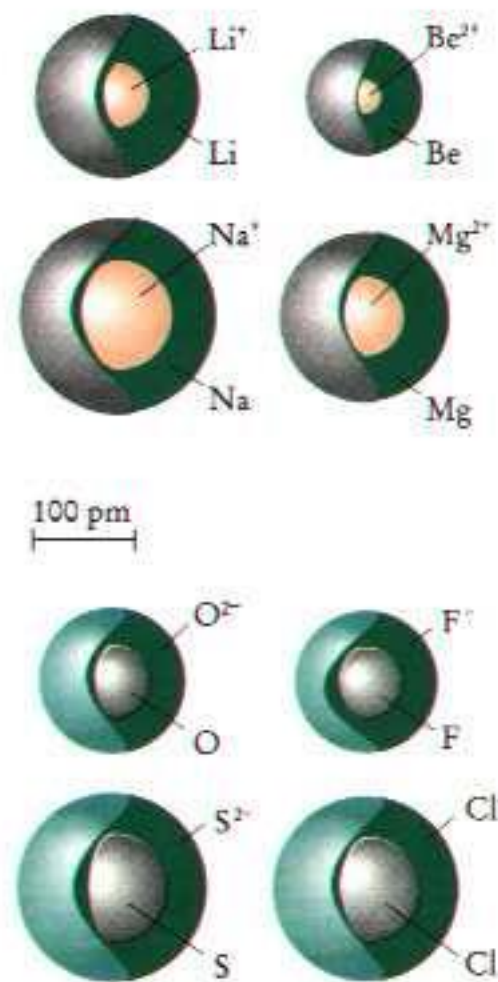
## 2) Radio Iónico

$$r_{\text{catión}} < r_{\text{atómico}} < r_{\text{anión}}$$

### Variación periódica del Radio iónico:

**Dentro de un grupo**, las diferencias entre los radios atómicos e iónicos son muy parecidas.

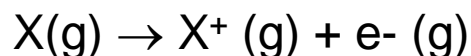
Para iones con la misma carga, el **tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la tabla periódica**.





### 3) Energía de Ionización

Es la energía necesaria para **arrancar** un electrón desde un átomo en la fase gaseosa:



$$I = E(X^+) - E(X)$$



Las energías de ionización miden la fuerza con que el átomo **retiene** sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y por consiguiente una fácil formación de iones positivos.

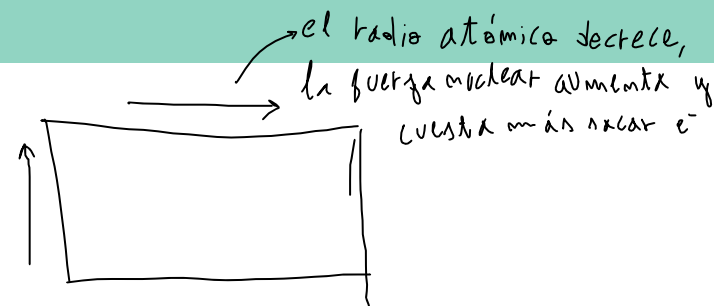
Las energías de ionización sucesivas para un mismo elemento crecen muy deprisa, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelen. → pregunta de la guía

El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente.

E ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

## 3) Energía de Ionización

aumenta el  
radio y  
apantallamiento ←



### Variación periódica de la energía de ionización:

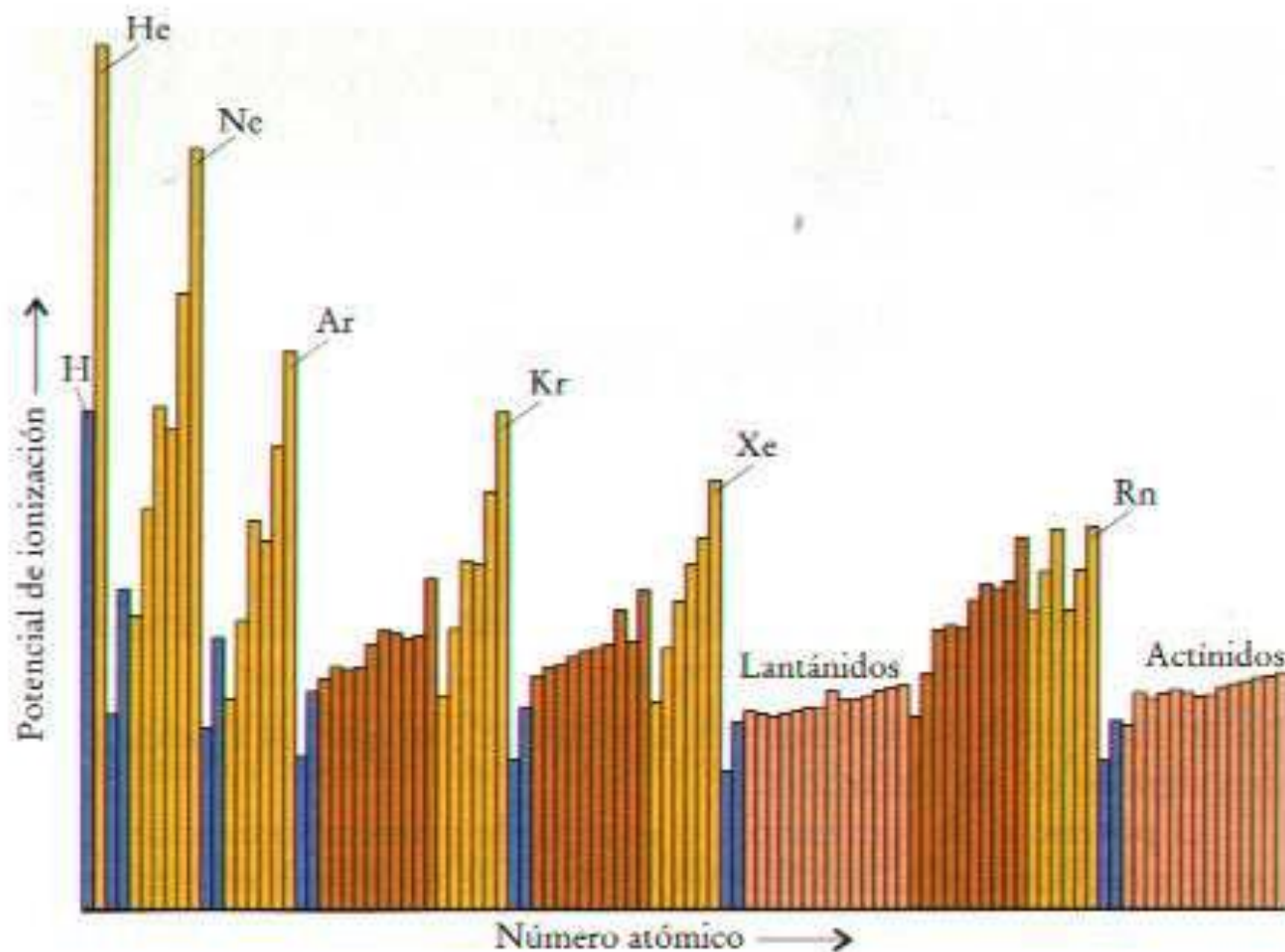
**Aumenta a lo largo de un periodo.** En un periodo tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor.

**Decrece hacia abajo en un grupo.** Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.

Los **gases nobles** tienen las energías de ionización muy elevadas. Estos gases son elementos muy estables y sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.



### 3) Energía de Ionización

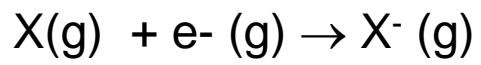


1a parte

# 4) Afinidad electrónica

1a parte la combinación es negativa

La afinidad electrónica de un elemento es la energía **liberada** cuando un electrón se **agrega** a un átomo en fase gaseosa.

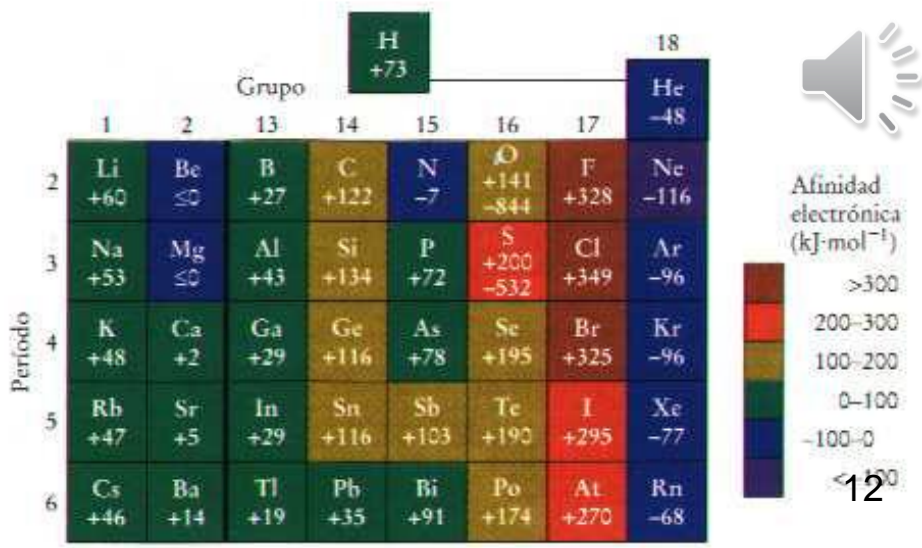
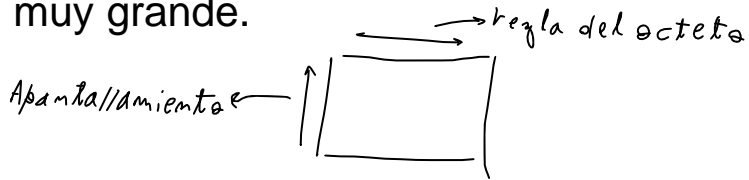


$E_{ae} = E(X) - E(X^{-})$

Las **afinidades electrónicas aumentan hacia el extremo superior derecho** de la tabla periódica, cerca del oxígeno , azufre y halógenos.

Los **gases nobles tienen afinidades electrónicas negativas** porque cualquier electrón que se les agregue a ellos debe ocupar un orbital por afuera de un nivel cerrado y lejos del núcleo, este proceso requiere energía por lo tanto la afinidad es negativa.

Los elementos que tienen mayor actividad química son los que tienen una energía de ionización muy pequeña y una afinidad electrónica muy grande.



Toda r/a me pasó, es  
↑ la tendencia del átomo  
a tomar un e<sup>-</sup>

# 5) Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.

La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.

Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia así. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada escala de Pauling, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

1A												3A		4A	5A	6A	7A			
1	H 2.1											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0				
2	Li 1.0	Be 1.5											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0			
3	Na 0.9	Mg 1.2	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8			
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5			
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4									
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	*Lanthanides: 1.1-1.3 †Actinides: 1.3-1.5																

Below 1.0      1.0-1.4      1.5-1.9      2.0-2.4      2.5-2.9      3.0-4.0

se llena el octeto

Se llena el octeto

Radio chico, más cerca del núcleo





## 5) Electronegatividad

### Variación periódica de la electronegatividad:

Las electronegatividades de los elementos representativos **aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba** dentro de cada grupo.

El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el tipo de enlace que originarán dos átomos en su unión:

- El enlace entre átomos de la misma clase y de la misma electronegatividad es apolar.
- Cuanto mayores sean las diferencias de electronegatividad entre dos átomos tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.
- Cuando la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de especies iónicas.



## 5) Carácter metálico

Se entiende por **metal** un elemento con pocos electrones en su última capa ( 1 ó 2 ) y excepcionalmente (3 ó 4) y gran tendencia a cederlos.

El **no metal** tendrá gran tendencia a la captación de electrones.

Por tanto a medida que descendemos en un grupo los electrones están “ más libres” , menos atrapados por el campo de atracción del núcleo y el carácter metálico aumentará.

Al avanzar hacia la derecha en un periodo la afinidad electrónica al aumentar , hace que el átomo tenga tendencia a captar electrones (mayor electronegatividad), y por tanto el carácter metálico disminuirá.

Pregunta: ¿Diferencia entre electronegatividad y afinidad electrónica (además de la unidad)?

¿Hay elementos q' tengan alta e.m. y baja a.e.?



## Resumiendo:

