

LA TABLA PERIÓDICA

2ºbachillerato

QUÍMICA

A lo largo de la historia, los químicos han intentado ordenar los elementos de forma agrupada, de tal manera que aquellos que posean propiedades similares estén juntos. El resultado final el **sistema periódico**

Los elementos están colocados por orden creciente de su número atómico (Z)

Se denominan

GRUPOS

a las columnas de la tabla

PERÍODOS

a las filas de la tabla

La utilidad del sistema periódico reside en que los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas similares

GRUPOS

PERÍODOS

Capacidad	Configuración electrónica	Orbitales																																			
		s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶																		
Orbitales	Grupo	Periodo																																			
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	1	11	12	13	14	15	16	17	18																		
2	1s																		2	He 4,003 Helio																	
8	2s2p	3	Li 6,94 Litio	4	Be 9,01 Berilio																	10	Ne 20,18 Neón														
8	3s3p	11	Na 22,99 Sodio	12	Mg 24,31 Magnesio																	18	Ar 39,95 Argón														
18	4s3d4p	19	K 39,10 Potasio	20	Ca 40,08 Calcio	21	Sc 44,96 Escandio	22	Ti 47,90 Titanio	23	V 50,94 Vanadio	24	Cr 52,00 Cromo	25	Mn 54,94 Manganeso	26	Fe 55,85 Hierro	27	Co 58,93 Cobalto	28	Ni 58,70 Níquel	29	Cu 63,55 Cobre	30	Zn 65,38 Zinc	31	Ga 69,72 Galio	32	Ge 72,59 Germanio	33	As 74,92 Arsénico	34	Se 78,96 Selenio	35	Br 79,90 Bromo	36	Kr 83,80 Criptón
18	5s4d5p	37	Rb 85,47 Rubidio	38	Sr 87,62 Estroncio	39	Y 88,91 Itrio	40	Zr 91,22 Zirconio	41	Nb 92,91 Niobio	42	Mo 95,94 Molibdeno	43	Tc [97] Tecnecio	44	Ru 101,07 Rutenio	45	Rh 102,91 Rodio	46	Pd 106,4 Paladio	47	Ag 107,87 Plata	48	Cd 112,40 Cadmio	49	In 114,82 Indio	50	Sn 118,69 Estaño	51	Sb 121,75 Antimonio	52	Te 127,60 Teluro	53	I 126,90 Yodo	54	Xe 131,30 Xenón
32	6s4f5d6p	55	Cs 132,91 Cesio	56	Ba 137,33 Bario	57	La 138,91 Lantano	72	Hf 178,49 Hafnio	73	Ta 180,95 Tántalo	74	W 183,85 Volframio	75	Re 186,21 Renio	76	Os 190,2 Osmio	77	Ir 192,22 Iridio	78	Pt 195,09 Platino	79	Au 196,97 Oro	80	Hg 200,59 Mercurio	81	Tl 204,37 Talio	82	Pb 207,19 Plomo	83	Bi 208,98 Bismuto	84	Po [209] Polonio	85	At [210] Astatina	86	Rn [222] Radón
32	7s5f6d7p	7	Fr [223] Francio	88	Ra [226] Hidrógeno	89	Ac [227] Actinio	104	Rf [261] Rutherfordio	105	Db [262] Dubnio	106	Sg [263] Seaborgio	107	Bh [264] Hidrógeno	108	Hs [265] Hassio	109	Mt [268] Meitnerio	110	Uun [269] Ununnilium	111	Uuu [272] Unununium	112	Uub [277] Ununbium	Metales ↔ No metales											
Configuración electrónica		f ¹		f ²		f ³		f ⁴		f ⁵		f ⁶		f ⁷		f ⁸		f ⁹		f ¹⁰		f ¹¹		f ¹²		f ¹³		f ¹⁴									
Lantni dos		58	Ce 140,12 Cerio	59	Pr 140,91 Praseodimio	60	Nd 144,24 Neodimio	61	Pm [145] Promecio	62	Sm 150,35 Samario	63	Eu 151,96 Europio	64	Gd 157,25 Gadolinio	65	Tb 158,93 Terbio	66	Dy 162,50 Disprobio	67	Ho 164,93 Holmio	68	Er 167,26 Erbio	69	Tm 168,93 Tulio	70	Yb 173,04 Iterbio	71	Lu 174,97 Lutecio								
Actnidos 7		90	Th 232,04 Torio	91	Pa [231] Protactinio	92	U 238,03 Uranio	93	Np [237] Neptunio	94	Pu [244] Plutonio	95	Am [243] Americio	96	Cm [247] Curio	97	Bk [247] Berquellio	98	Cf [251] Californio	99	Es [254] Einstenio	100	Fm [257] Fermio	101	Md [258] Mendelevio	102	No [259] Nobelio	103	Lr [260] Laurencio								

Número atómico → 1
Masa atómica* → 1,008
Nombre → Hidrógeno

Simbolo → **H**

Negro - sólido
Azul - líquido
Rojo - gas
Violeta - artificial

Metales
Semimetales
No metales
Gases nobles

* Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vid media más larga.

ESPECIES CON CARGA ELÉCTRICA. IONES.

Si un átomo neutro gana o pierde electrones, se convierte en una especie cargada, denominada **ion**

Si **gana electrones**, hay exceso de éstos, el **ion será negativo** y se denomina **anión**

Si **pierde electrones**, hay defecto de éstos, el **ión será positivo** y se denomina **catión**

Los elementos químicos se pueden clasificar, según su facilidad para perder o ganar electrones

Tipo de elemento	Ejemplo	Facilidad para formar iones
Metales	Li, Be, Re, Ag	Forman fácilmente iones positivos
No metales	O, F, I, P	Forman fácilmente iones negativos
Semimetales	Si, Ge	Forman con dificultad iones positivos
Gases nobles	He, Ne, Ar	No forman iones

Los elementos de un mismo grupo, tienen propiedades químicas semejantes, ya que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia (última capa electrónica) y están distribuidos en orbitales del mismo tipo

Por ejemplo, los elementos del grupo 17:

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Flúor	$1s^2 2s^2 2p^5$	$ns^2 np^5$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
Bromo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	
Yodo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$	

Estos hechos sugieren que las propiedades químicas de un elemento están relacionadas con la configuración electrónica de su capa de valencia

Se distinguen varios bloques caracterizados por una configuración electrónica típica de la capa de valencia

A) Elementos representativos

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **s** o un orbital **p**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:
 $n s^x$ ($x = 1, 2$) o $n s^2 n p^x$ ($x = 1, 2, \dots, 6$)
- Los elementos representativos constituyen los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 del sistema periódico

B) Metales de transición

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **d**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:
 $(n-1) d^x n s^2$ ($x = 1, 2, \dots, 10$)
- Los metales de transición constituyen los grupos del 3 al 12 del sistema periódico

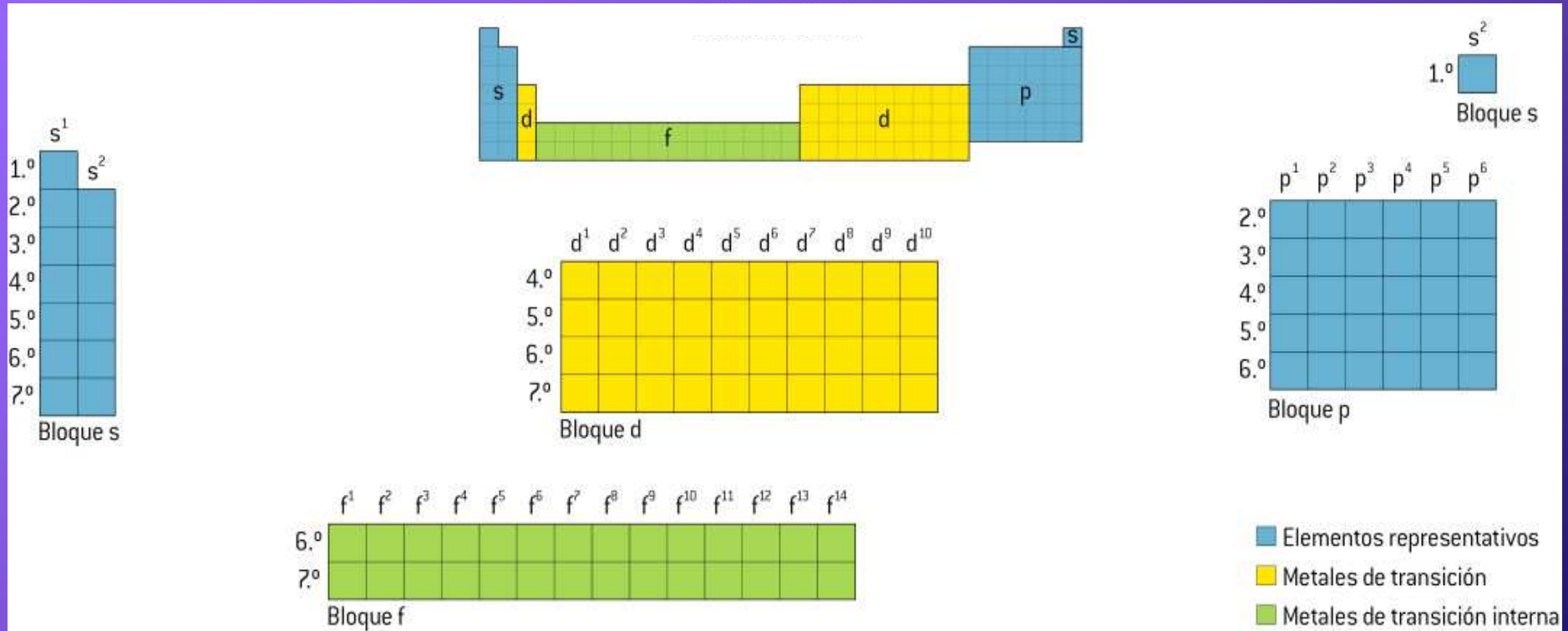
C) Metales de transición interna

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **f**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:
 $(n-2) f^x (n-1) d^0 n s^2$ ($x= 1, 2, \dots, 14$)

Excepciones

- **El hidrógeno de configuración $1s^1$ no tiene un sitio definido dentro de los bloques**
- Por su comportamiento químico diferente, los elementos del grupo 12 (Zn, Cd, Hg), cuya capa de valencia tiene una configuración **$(n-1) d^{10} n s^2$** , no se consideran elementos de transición debido a su comportamiento químico

Los bloques del Sistema Periódico se ubican de la siguiente forma



EL TAMAÑO ATÓMICO.

Los átomos e iones no tienen un tamaño definido, pues sus orbitales no ocupan una región del espacio con límites determinados. Sin embargo, se acepta un tamaño de orbitales que incluya el 90% de la probabilidad de encontrar al electrón en su interior, y una forma esférica para todo el átomo.

A continuación se muestra con el tamaño relativo de los átomos de los elementos representativos. Los radios están expresados en nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$)

1	2	13	14	15	16	17
H 0,037						
Li 0,152	Be 0,112	B 0,098	C 0,091	N 0,092	O 0,073	F 0,072
Na 0,186	Mg 0,160	Al 0,143	Si 0,132	P 0,128	S 0,127	Cl 0,099
K 0,227	Ca 0,197	Ga 0,141	Ge 0,137	As 0,139	Se 0,140	Br 0,114
Rb 0,248	Sr 0,215	In 0,166	Sn 0,162	Sb 0,159	Te 0,142	I 0,132
Cs 0,265	Ba 0,222	Tl 0,171	Pb 0,175	Bi 0,170		

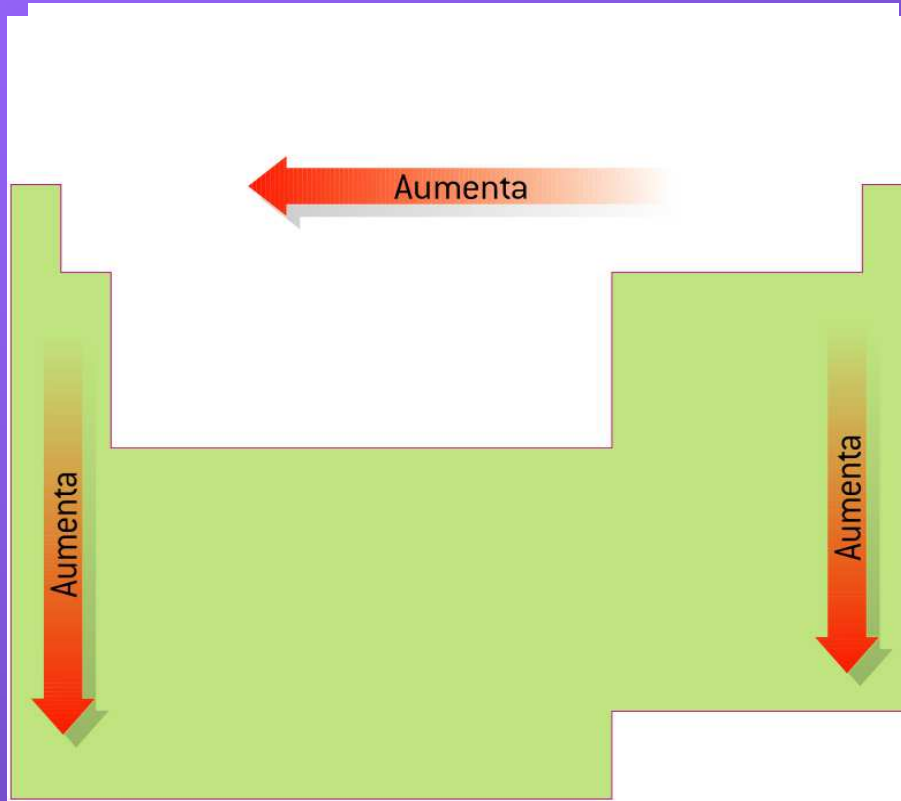
Los radios de los átomos varían en función de que se encuentren en estado gaseoso o unidos mediante enlaces iónico, covalente o metálico

- **En un grupo:** el tamaño atómico **aumenta al descender en un grupo**

- ***Efecto de contracción:** Al descender en el grupo aumenta el número atómico y, por tanto, la carga nuclear. Los electrones son atraídos con más fuerza y por consiguiente disminuye el tamaño

- ****Efecto de apantallamiento:** Al descender en el grupo, aumentan el número de capas electrónicas, con lo que el tamaño aumenta.

Este factor prevalece sobre el anterior

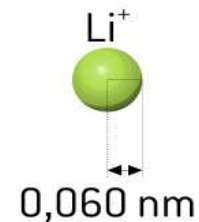
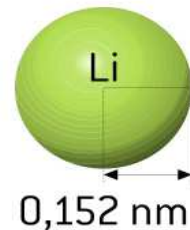


- **En un período:** el tamaño atómico **disminuye al avanzar en un período**

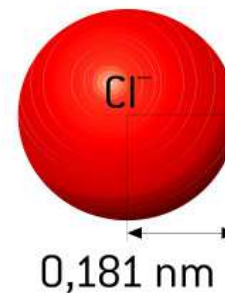
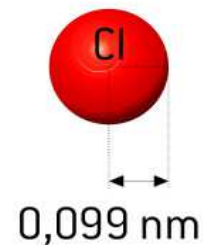
- * Al aumentar el número de electrones en la misma capa y aumentar la carga nuclear (efecto de apantallamiento) los electrones se acercan más al núcleo

Dentro de cada período, los átomos de los **metales alcalinos** son los **más grandes**. Los de **menor** volumen son los de **transición** y los del grupo 13

- **En iones positivos (cationes):** el tamaño del catión es **más pequeño** que el del átomo neutro ya que al perder electrones de la capa más externa, los que quedan son atraídos por el núcleo con más fuerza por la carga positiva del núcleo



- **En iones negativos (aniones):** el tamaño del anión es **más grande** que el del átomo neutro. Un ión negativo se forma cuando el átomo gana electrones. Estos electrones aumentan las fuerzas de repulsión existentes entre ellos



ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

La **primera energía de ionización (EI)** es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso



La **segunda energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar el siguiente electrón del ión monopositivo formado:

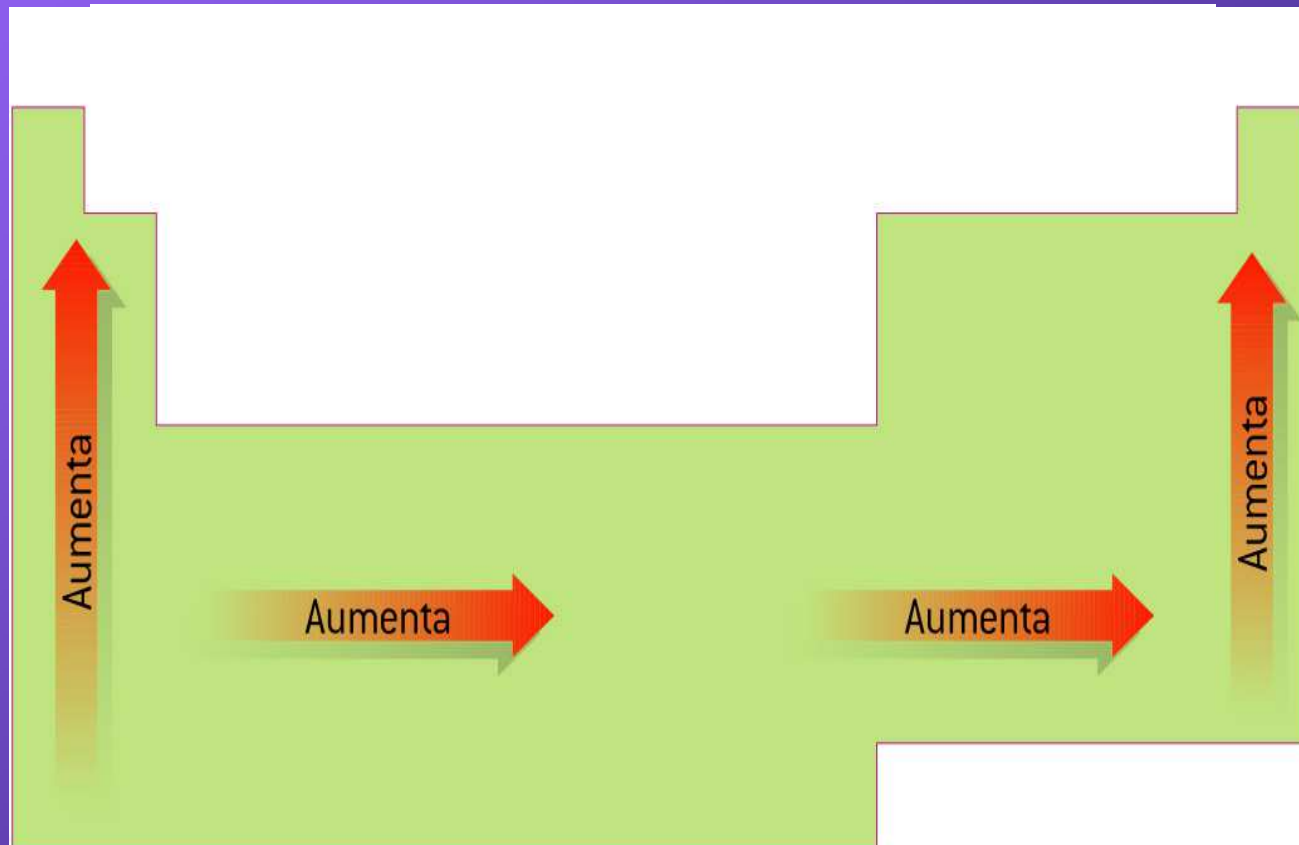


La energía de ionización **disminuye al descender en un grupo** ya que la carga nuclear aumenta y también aumenta el número de capas electrónicas, por lo que el electrón a separar que está en el nivel energético más externo, sufre menos la atracción de la carga nuclear (por estar **más apantallado**) y necesita menos energía para ser separado del átomo

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización **crece al avanzar en un período** ya que al avanzar en un período, disminuye el tamaño atómico y aumenta la carga positiva del núcleo. Así, los electrones al estar atraídos cada vez con más fuerza, cuesta más arrancarlos

Excepciones: las anomalías que se observan tienen que ver con la gran estabilidad que poseen los átomos con orbitales semiocupados u ocupados, debido a que los electrones son más difíciles de extraer.



'FINID 'D ELECTRÓNIC '.

Afinidad electrónica es el cambio de energía que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso (AE). Los valores de la afinidad electrónica se consideran, normalmente, para 1 mol de átomos

Aplicando el convenio de termodinámica de signos, un ejemplo sería:

$F(g) + e^- \longrightarrow F^-(g) + 328 \text{ KJ / mol}$ se desprende energía $\Rightarrow AE < 0$ ($AE = - 328 \text{ KJ / mol}$)

$Be(g) + e^- + 240 \text{ KJ / mol} \longrightarrow Be^-(g)$ se absorbe energía $\Rightarrow AE > 0$ ($AE = + 240 \text{ KJ / mol}$)

La mayoría de los átomos neutros, al adicionar un electrón, desprenden energía, siendo los halógenos los que más desprenden y los alcalinotérreos los que absorben más energía

La variación de la afinidad electrónica es similar a la de la energía de ionización, sin embargo hay algunas excepciones y la afinidad electrónica de algunos elementos se desconoce

La afinidad electrónica está relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento. **Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante.** Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario de los alcalinotérreos que carecen de carácter oxidante

ELECTRONEGATIVIDAD.

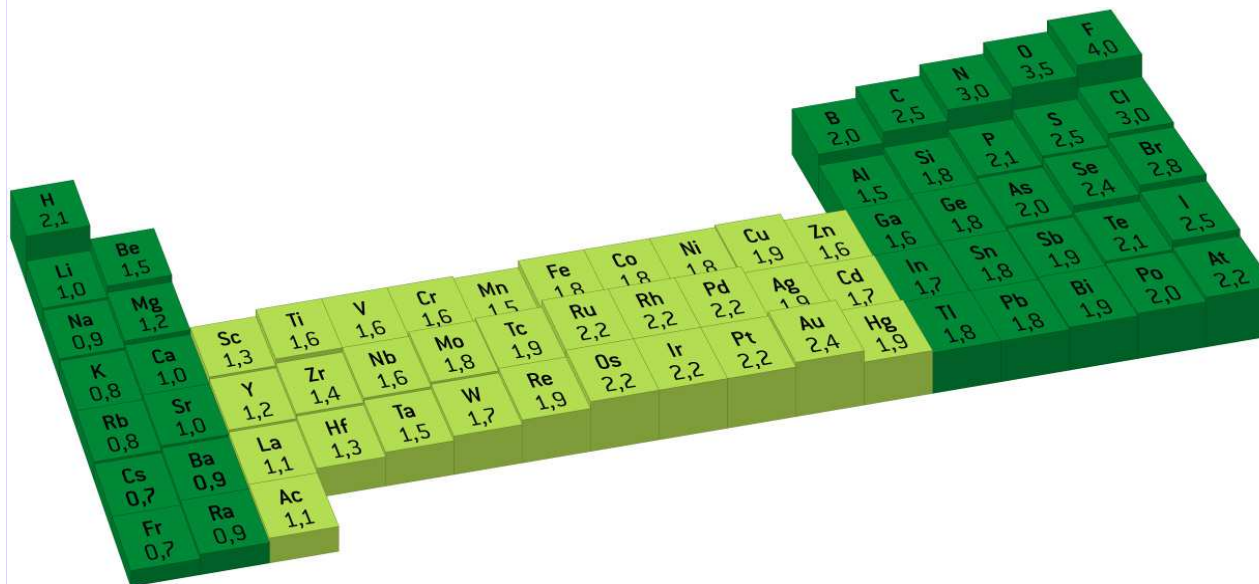
La **electronegatividad** es la tendencia que tienen los átomos de un elemento a atraer hacia sí los electrones cuando se combinan con átomos de otro elemento. Por tanto **es una propiedad de los átomos enlazados**

La determinación de la electronegatividad se hace conforme a dos escalas:

Escala de Mulliken: Considera la electronegatividad como una propiedad de los átomos aislados, su valor es:

$$EN = \frac{AE + EI}{2}$$

Escala de Pauling: Se expresa en unidades arbitrarias: al flúor, se le asigna el valor más alto, por ser el elemento más electronegativo, tiene un valor de 4 y al cesio, que es el menos electronegativo se le asigna el valor de 0,7



La electronegatividad **aumenta** con el número atómico **en un período** y **disminuye** en un grupo.

El valor máximo será el del grupo 17 y el valor nulo es el de los gases nobles

CARÁCTER METÁLICO.

Según el carácter metálico podemos considerar los elementos como:

Metales:

- **Pierden** fácilmente **electrones** para formar cationes
- Bajas energías de ionización
- Bajas afinidades electrónicas
- Bajas electronegatividades
- Forman compuestos con los no metales, pero no con los metales

No Metales:

- **Ganan** fácilmente **electrones** para formar aniones
- Elevadas energías de ionización
- Elevadas afinidades electrónicas
- Elevadas electronegatividades
- Forman compuestos con los metales, y otros con los no metales

Semimetales o metaloides:

- Poseen **propiedades intermedias** entre los metales y los no metales (Si, Ge)

REACTIVIDAD.

Los metales reaccionan perdiendo electrones, así cuanto menor sea su energía de ionización serán más reactivos. La reactividad:

- Disminuye al avanzar en un período
- Aumenta al descender en el grupo

Los no metales reaccionan ganando electrones, así cuanto mayor sea su afinidad electrónica serán más reactivos. La reactividad:

- Aumenta al avanzar en un período
- Aumenta al ascender en el grupo

En los gases nobles la reactividad es casi nula o muy baja, debido a que poseen configuraciones electrónicas muy estables

LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS VARÍAN DE LA SIGUIENTE MANERA

