

# Periodicidad de los elementos

Metales Alcalinos		Metales Alcalinoterreos		Metales de transición			Lantánidos		Actinidos			Otros Metales		No Metales		Gases Nobles			
Grupo	1	2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA		IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A	VIII A
Periodo																			
1	1 <u>H</u>																		2 <u>He</u>
2	3 <u>Li</u>	4 <u>Be</u>											5 <u>B</u>	6 <u>C</u>	7 <u>N</u>	8 <u>O</u>	9 <u>F</u>	10 <u>Ne</u>	
3	11 <u>Na</u>	12 <u>Mg</u>											13 <u>Al</u>	14 <u>Si</u>	15 <u>P</u>	16 <u>S</u>	17 <u>Cl</u>	18 <u>Ar</u>	
4	19 <u>K</u>	20 <u>Ca</u>		21 <u>Sc</u>	22 <u>Ti</u>	23 <u>V</u>	24 <u>Cr</u>	25 <u>Mn</u>	26 <u>Fe</u>	27 <u>Co</u>	28 <u>Ni</u>	29 <u>Cu</u>	30 <u>Zn</u>	31 <u>Ga</u>	32 <u>Ge</u>	33 <u>As</u>	34 <u>Se</u>	35 <u>Br</u>	36 <u>Kr</u>
5	37 <u>Rb</u>	38 <u>Sr</u>		39 <u>Y</u>	40 <u>Zr</u>	41 <u>Nb</u>	42 <u>Mo</u>	43 <u>Tc</u>	44 <u>Ru</u>	45 <u>Rh</u>	46 <u>Pd</u>	47 <u>Ag</u>	48 <u>Cd</u>	49 <u>In</u>	50 <u>Sn</u>	51 <u>Sb</u>	52 <u>Te</u>	53 <u>I</u>	54 <u>Xe</u>
6	55 <u>Cs</u>	56 <u>Ba</u>	*	72 <u>Hf</u>	73 <u>Ta</u>	74 <u>W</u>	75 <u>Re</u>	76 <u>Os</u>	77 <u>Ir</u>	78 <u>Pt</u>	79 <u>Au</u>	80 <u>Hg</u>	81 <u>Tl</u>	82 <u>Pb</u>	83 <u>Bi</u>	84 <u>Po</u>	85 <u>At</u>	86 <u>Rn</u>	
7	87 <u>Fr</u>	88 <u>Ra</u>	**	104 <u>Rf</u>	105 <u>Db</u>	106 <u>Sg</u>	107 <u>Bh</u>	108 <u>Hs</u>	109 <u>Mt</u>								116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lantanidos				57 <u>La</u>	58 <u>Ce</u>	59 <u>Pr</u>	60 <u>Nd</u>	61 <u>Pm</u>	62 <u>Sm</u>	63 <u>Eu</u>	64 <u>Gd</u>	65 <u>Tb</u>	66 <u>Dy</u>	67 <u>Ho</u>	68 <u>Er</u>	69 <u>Tm</u>	70 <u>Yb</u>	71 <u>Lu</u>	
Actinidos				89 <u>Ac</u>	90 <u>Th</u>	91 <u>Pa</u>	92 <u>U</u>	93 <u>Np</u>	94 <u>Pu</u>	95 <u>Am</u>	96 <u>Cm</u>	97 <u>Bk</u>	98 <u>Cf</u>	99 <u>Es</u>	100 <u>Fm</u>	101 <u>Md</u>	102 <u>No</u>	103 <u>Lr</u>	

# GRUPOS

# PERÍODOS

Capacidad	Configuración electrónica	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>	
	Orbitales	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
2	1s																			He 4,003 Helio
8	2s2p	3 Li 6,94 Litio	4 Be 9,01 Berilio											5 B 10,81 Boro	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,01 Nitrógeno	8 O 16,00 Oxígeno	9 F 18,99 Flúor	10 Ne 20,18 Neón	
8	3s3p	11 Na 22,99 Sodio	12 Mg 24,31 Magnesio											13 Al 26,98 Aluminio	14 Si 28,09 Silicio	15 P 30,97 Fósforo	16 S 32,07 Azufre	17 Cl 34,45 Cloro	18 Ar 39,95 Argón	
18	4s3d4p	19 K 39,10 Potasio	20 Ca 40,08 Calcio	21 Sc 44,96 Escandio	22 Ti 47,88 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 Ytrio	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 118,71 Estaño	51 Sb 121,76 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 Ósmio	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 207,2 Plomo	83 Bi 208,98 Bismuto	84 Po [209] Polonio	85 At [210] Astatio	86 Rn [222] Radón	
32	7s5f6d7p	87 Fr [223] Francio	88 Ra [226] Rádico	89 Ac [227] Actinio	104 Rf [261] Rutherfordio	105 Db [262] Dubnio	106 Sg [263] Seaborgio	107 Bh [264] Bohrio	108 Hs [265] Hassio	109 Mt [266] Meitnerio	110 Uun [269] Ununnilio	111 Uuu [271] Unununio	112 Uub [277] Ununbium							

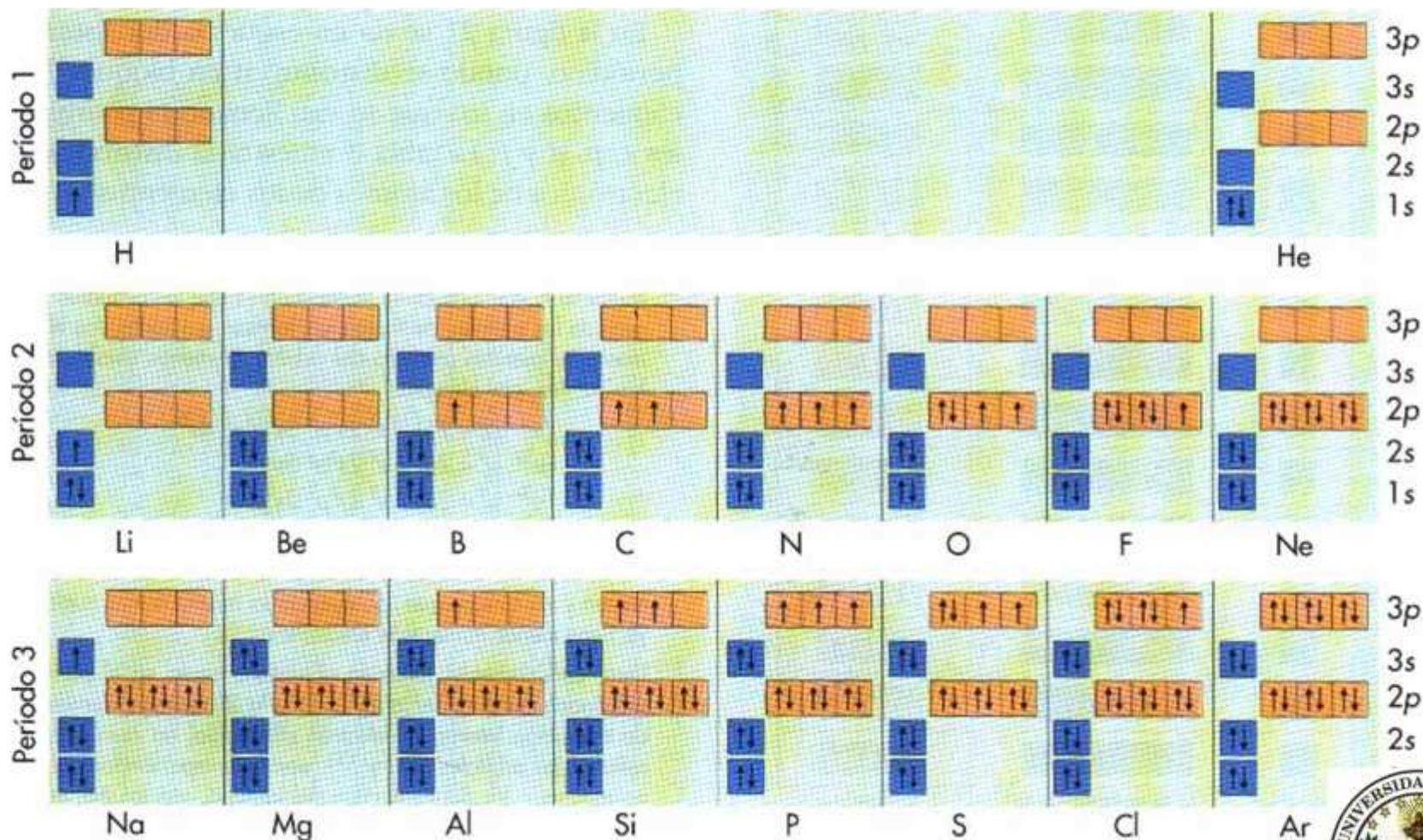
  

Configuración electrónica	f <sup>1</sup>	f <sup>2</sup>	f <sup>3</sup>	f <sup>4</sup>	f <sup>5</sup>	f <sup>6</sup>	f <sup>7</sup>	f <sup>8</sup>	f <sup>9</sup>	f <sup>10</sup>	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>
Lantni dos	58 Ce 140,12 Cerio	59 Pr 140,91 Praseodimio	60 Nd 144,24 Neodimio	61 Pm [145] Promecio	62 Sm 150,36 Samario	63 Eu 151,96 Europio	64 Gd 157,25 Gadolinio	65 Tb 158,93 Terbio	66 Dy 162,50 Disproscio	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 ?	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] Berquelio	98 Cf [251] Californio	99 Es [254] Einstenio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [260] Laurencia



# Recordando...

La relación de la estructura electrónica de algunos de los elementos y su posición en la tabla periódica



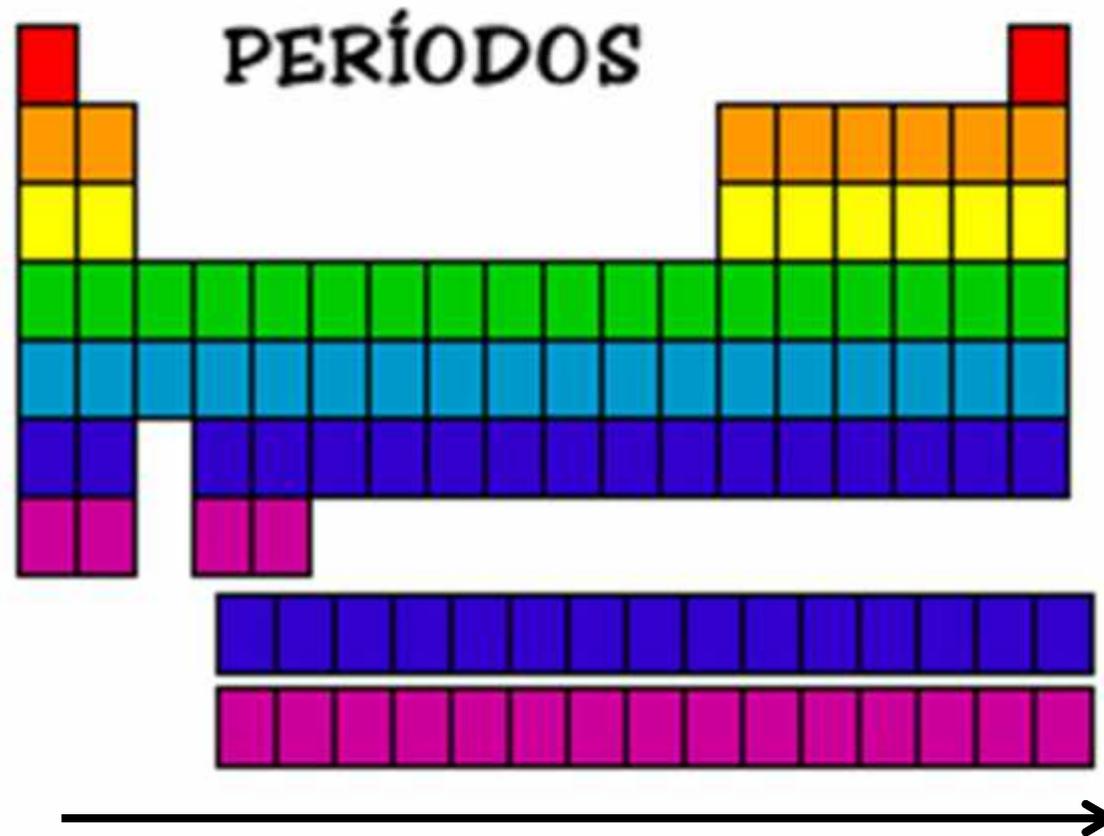
# Grupos de la tabla periódica

Bloque	Grupo	Nombres	Config. electrónica
s	1	Alcalinos	$n s^1$
	2	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13	Térreos	$n s^2 p^1$
	14	Carbonoideos	$n s^2 p^2$
	15	Nitrogenoideos	$n s^2 p^3$
	16	Anfígenos	$n s^2 p^4$
	17	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12	Elementos de transición	$n s^2(n-1)d^{1-10}$
f		El. de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2 (n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$

Los grupos con mayor número de elementos (1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18), se conocen como grupos principales,



# Periodos de la tabla periódica



Consta de 7 filas horizontales. Se numeran de arriba hacia abajo.



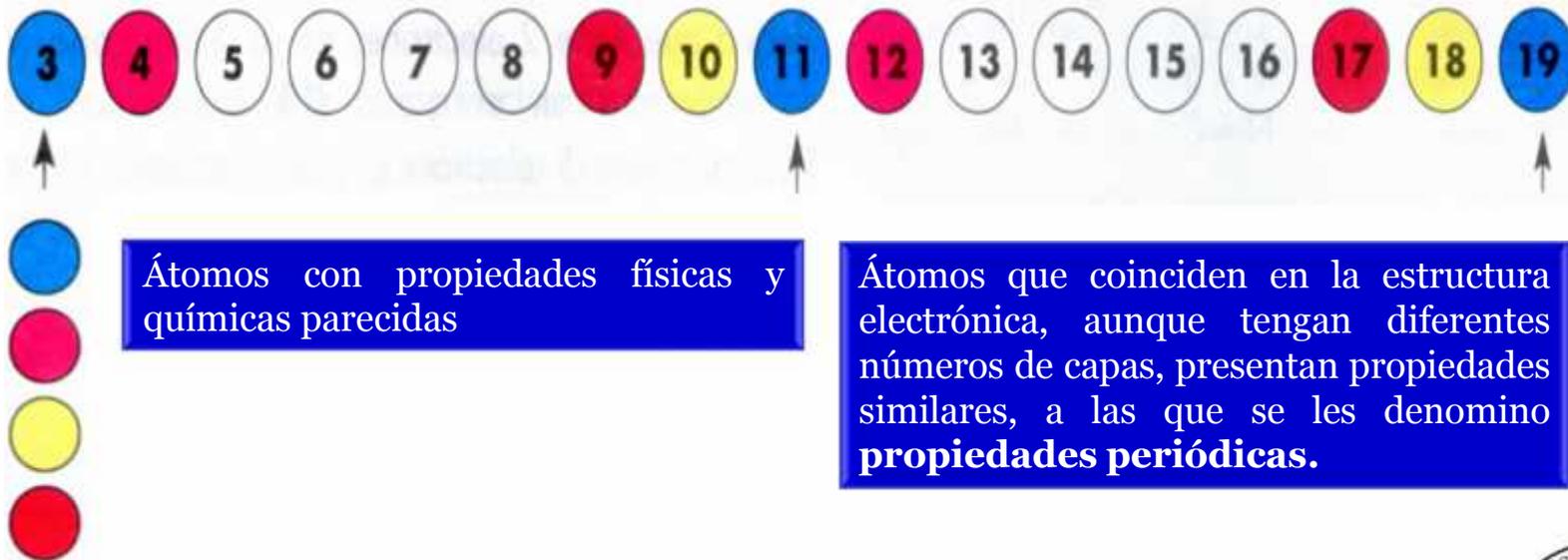
# Reglas para ubicar los elementos en la tabla periódica

- ❑ El período se asignará siempre de acuerdo al número cuántico principal más elevado que presente la distribución electrónica.
- ❑ Si en la penúltima capa hay 2 u 8 electrones, el elemento pertenecerá a la serie A, y el grupo será numéricamente igual a la cantidad de electrones que se encuentren en la última capa.
- ❑ En el caso de tener 1 8 electrones en la penúltima, y 1 ó 2 en la última capa, pertenecerá a la serie B y el grupo será 1 ó 2 de acuerdo a la cantidad de electrones presentes en la última.
- ❑ En el caso de tener 1 8 electrones en la penúltima y más de 2 en la última, será la serie A, y el grupo se asignará de acuerdo a la cantidad de electrones que tenga en la última.
- ❑ Si en la penúltima capa tiene más de 8 pero menos de 1 8, pertenecerá a la serie B; el grupo será igual al número de electrones contenidos en el último orbital "d" y "s", al grupo 8 pertenecerán los elementos que contengan 8, 9 ó 10 electrones.



# Periodicidad de los elementos

Mendeleev descubrió que, una vez ordenados los elementos químicos en forma creciente de sus números atómicos, hay una repetición de las propiedades químicas y físicas, en intervalos iguales. Elementos cuyos átomos presentan estructuras electrónicas iguales en sus capas externas, tienen muchas propiedades químicas en común.



# Capacidad de combinación (Valencia)

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



Los elementos que tienen una estructura atómica cuyas últimas capas presenten orbitales completamente llenos, no presentarán reactividad, es decir no podrán intercambiar electrones, ni cediéndoles o aceptando con otras especies.



Serie A Grupo B		Configuración	Última capa
<b>Helio</b>	He	$1s^2$	$s^2$
<b>Neón</b>	Ne (Z = 10)	$1s^2$ $2s^2 2p^6$	$s^2p^6$
<b>Argón</b>	Ar (Z = 18)	$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6$	$s^2p^6$
<b>Kriptón</b>	Kr (Z = 36)	$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6 3d^{10}$ $4s^2 4p^6$	$s^2p^6$
<b>Xenón</b>	Xe (Z = 54)	$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6 3d^{10}$ $4s^2 4p^6 4d^{10}$ $5s^2 5p^6$	$s^2p^6$
<b>Radón</b>	Rn (Z = 86)	$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6 3d^{10}$ $4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$ $5s^2 5p^6 5d^{10}$ $6s^2 6p^6$	$s^2p^6$



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**

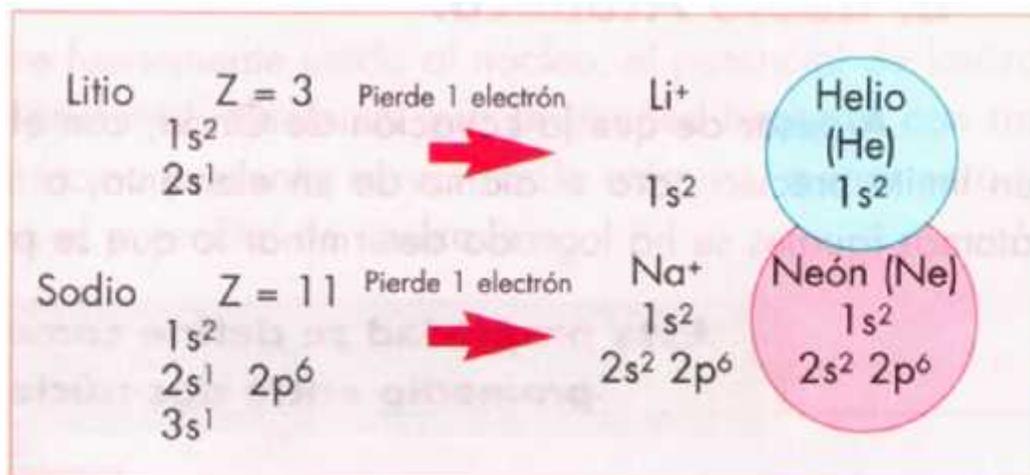
Los elementos químicos se pueden clasificar, según su facilidad para perder o ganar electrones

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

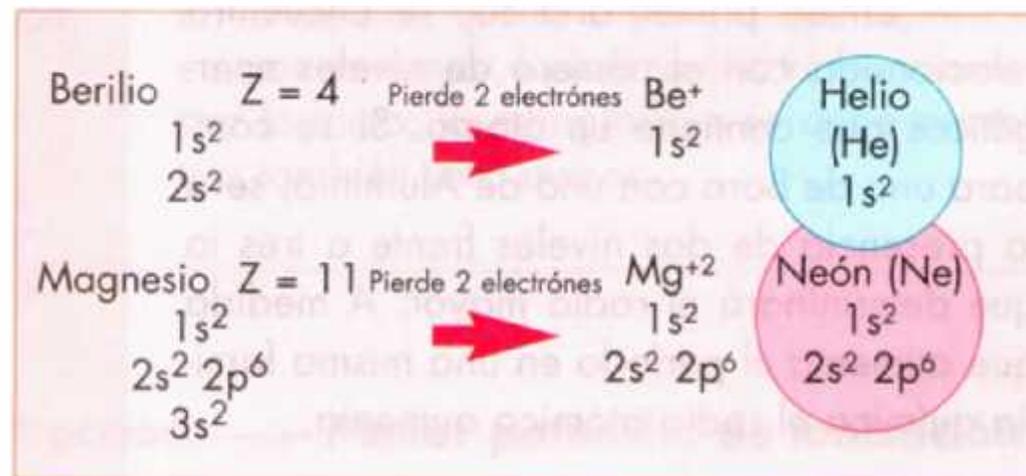
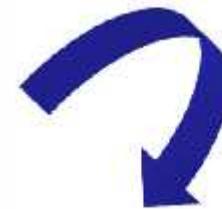
Así se explican las valencias de los elementos, por lo menos en su expresión más estable, por que conocemos que pueden cambiar de acuerdo a las características del elemento con el que se combina.

## Ejemplo: ... valencia en los metales y los no metales

En el primer grupo, la última capa tiene un electrón en el orbital s, la valencia que se reconoce a través de sus combinaciones es +1 lo que significa que presentan una fuerte tendencia a perder el último electrón; de ser así, la configuración resultante es la del gas noble que le antecede.

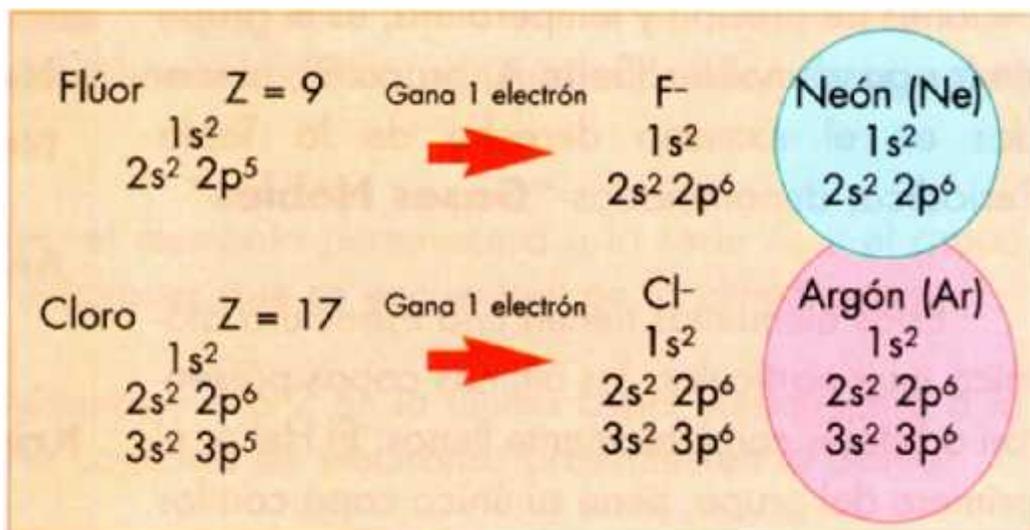


En el caso de tratarse del grupo II, la situación es parecida, la valencia estable conocida para ellos es "+2"; por lo tanto la tendencia es a dar sus electrones que se encuentran en la última capa, se queda con la capa anterior completamente llena como el gas noble que le antecede.



En los grupos ubicados hacia el lado derecho de la tabla, el proceso es diferente.

Por ejemplo, en el grupo VII, los halógenos, su valencia principal es -1; es decir, su naturaleza química lo induce a ganar 1 electrón.



La configuración del átomo sin combinarse contiene 7 electrones en la última capa, entre los orbitales s y p; al ganar un electrón completa la tercera pareja de los orbitales "p".

Aparentemente, el elemento busca la configuración más estable a través de dos vías alternativas, la pérdida o ganancia de electrones.

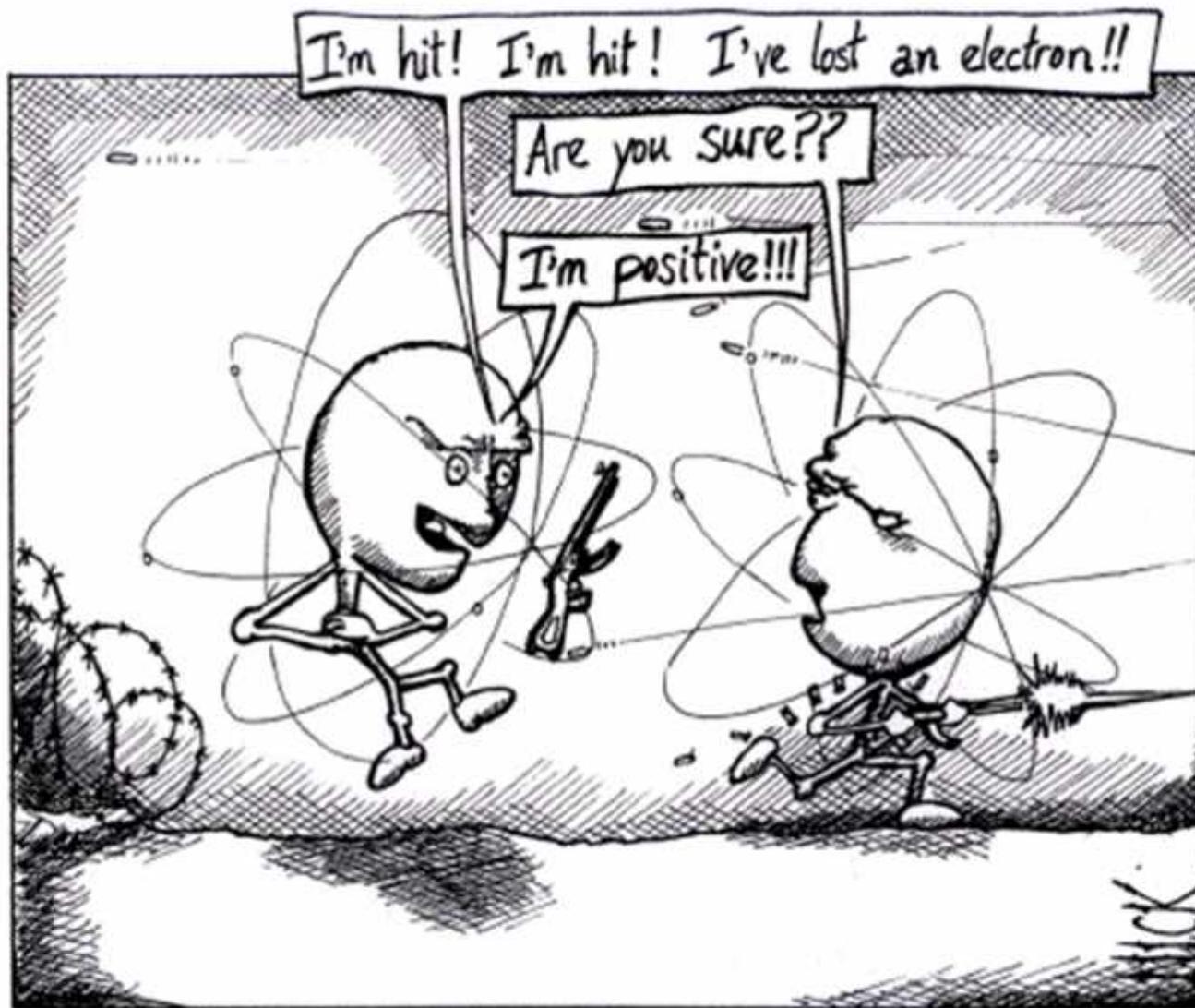




Existen variaciones, sobre todo en el caso de los elementos de transición, sus valencias pueden ser muy diferentes al interactuar químicamente, pueden dar origen a complejos moleculares que involucran a muchos de sus electrones; sin embargo, esto no debe causar extrañeza, considerando la amplitud de las últimas capas de estos elementos, y la escasa diferencia energética entre sus subniveles; (orbitales **d** y **f**).



copyright Nick K1m  
<http://strangematter.sci.waikato.ac.nz/>



**ANOTHER CASUALTY IN THE WAR OF THE SODIUM ATOMS**

[organiaprendodonbosco.blogspot.com](http://organiaprendodonbosco.blogspot.com)

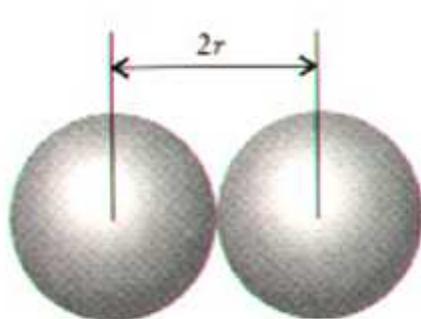




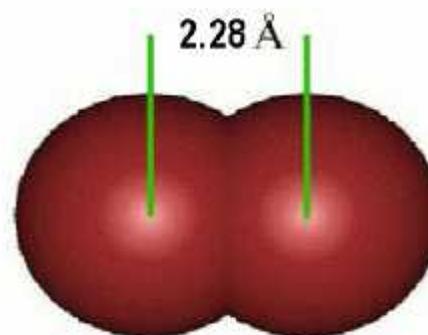
# Radio atómico

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.

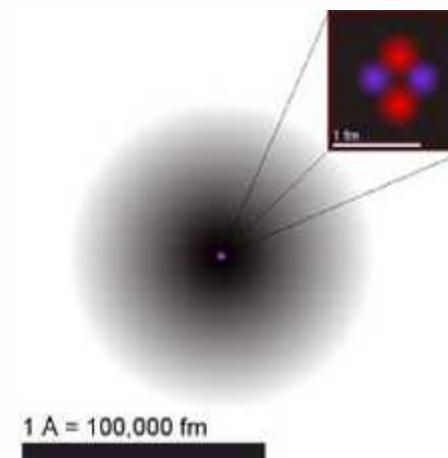
El radio atómico, es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos o es la distancia promedio entre el último electrón del nivel más externo y el núcleo



15 Radio atómico

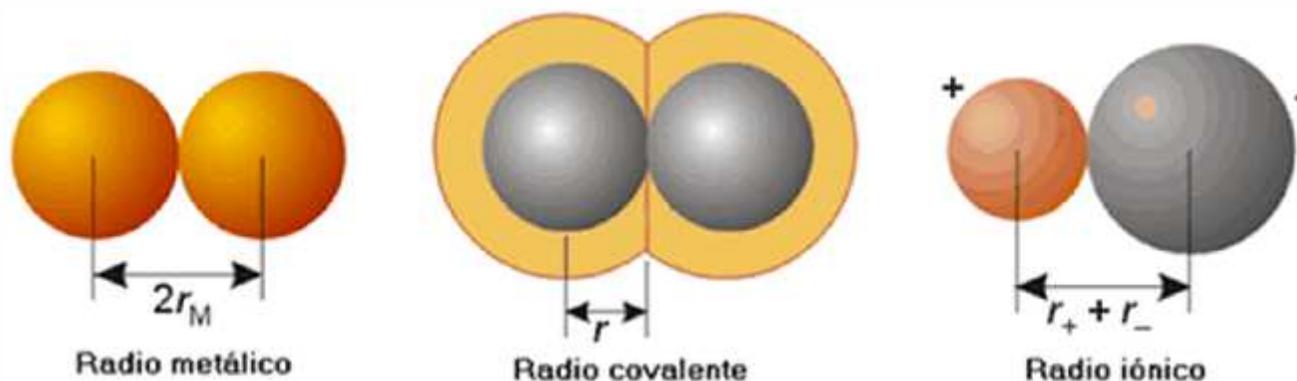


Br-Br



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

Como el radio atómico se define como: “la mitad de la distancia de dos átomos iguales que están enlazados entre sí”; se habla de radio **covalente** y de radio **metálico** según sea el tipo de enlace por el que están unidos.

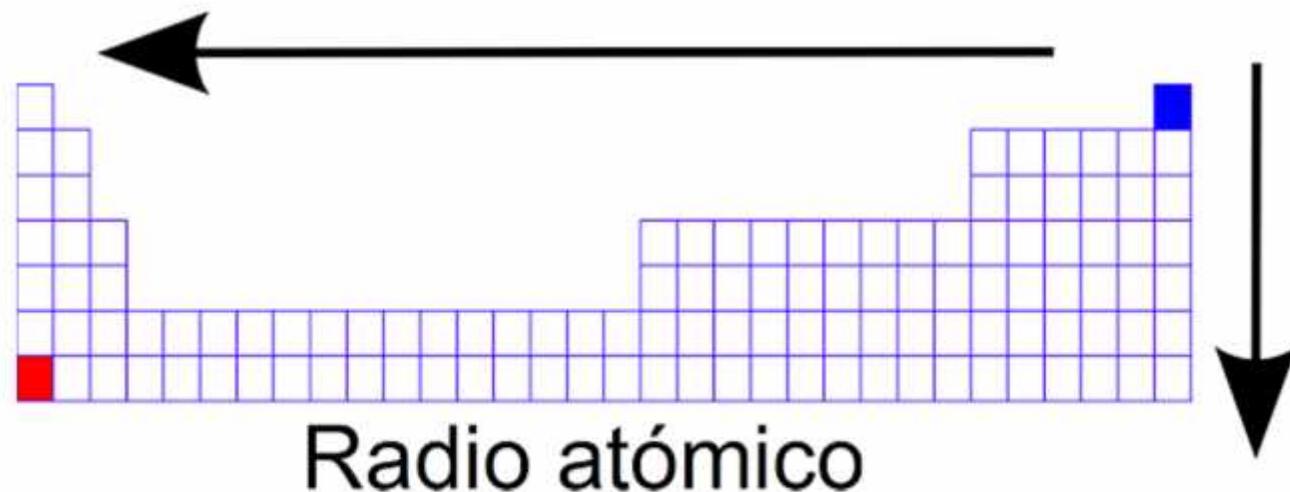
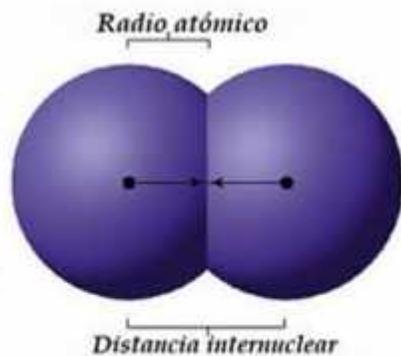


- Es decir, el radio de un mismo átomo depende del tipo de enlace que forme, e incluso del tipo de red cristalina que formen los metales.

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		





- **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

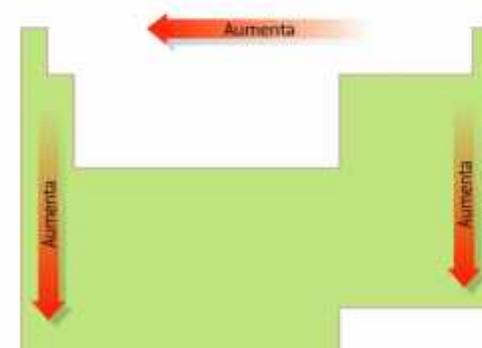
- \*\* **Efecto de apantallamiento:** Al descender en el grupo, aumentan el número de capas electrónicas, con lo que el tamaño aumenta.

Este factor prevalece sobre el anterior

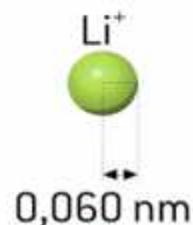
- **En un período:** el tamaño atómico **disminuye al avanzar en un período**

- \* 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

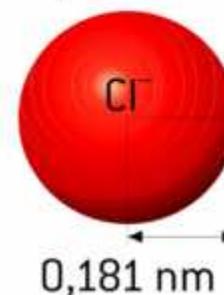
VARIACIÓN DEL TAMAÑO DE LOS ÁTOMOS EN EL SP



- **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.

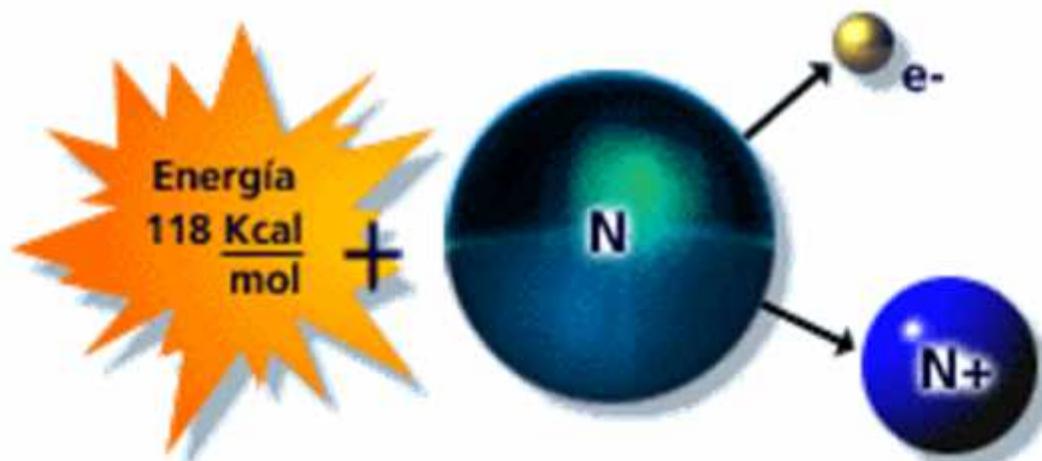


# Potencial de ionización ó energía de ionización

El potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón de un elemento químico, encontrándose en su estado fundamental de energía.

## Energía de Ionización

Energía o trabajo necesario para sacar el electrón más debilmente unido del átomo aislado



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:



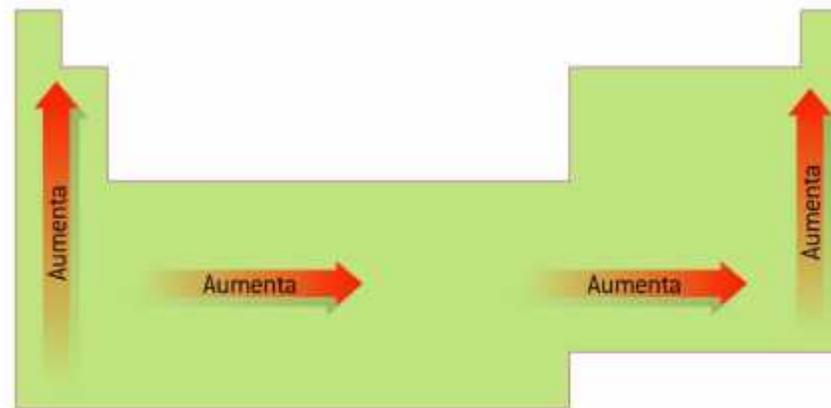
La energía de ionización **disminuye al descender en un grupo** ya que la carga nuclear aumenta y también aumenta el número de capas electrónicas, por lo que el electrón a separar que está en el nivel energético más externo, sufre menos la atracción de la carga nuclear (por estar **más apantallado**)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



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



[cienciasdejosel.blogspot.com](http://cienciasdejosel.blogspot.com)



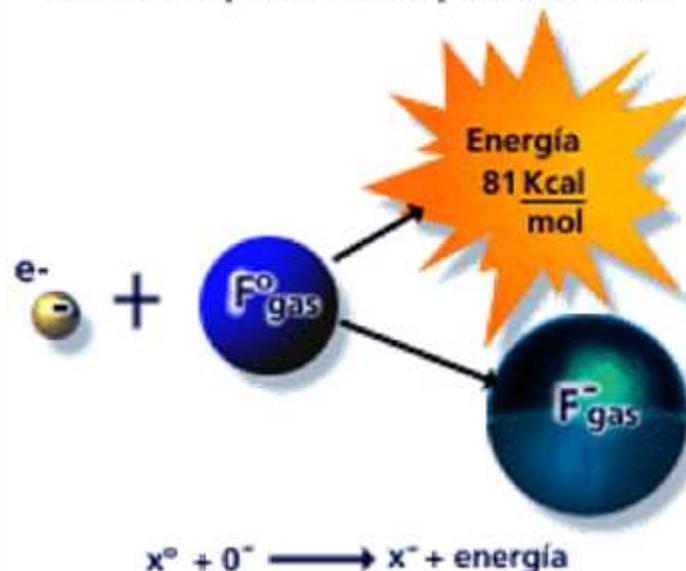
**Excepciones:** las anomalías que se observan tienen que ver con la gran estabilidad que poseen los átomos con orbitales semiocupados u ocupados, debido a que los electrones son más difíciles de extraer.

# Afinidad electrónica

**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

Esta propiedad es una medida de la variación energética que se produce al introducir un electrón en la última capa de un átomo. También se le denomina electroafinidad

**Electroafinidad**  
Energía liberada cuando un átomo neutro independiente acepta un electrón



[www.100ciaquimica.net](http://www.100ciaquimica.net)



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



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

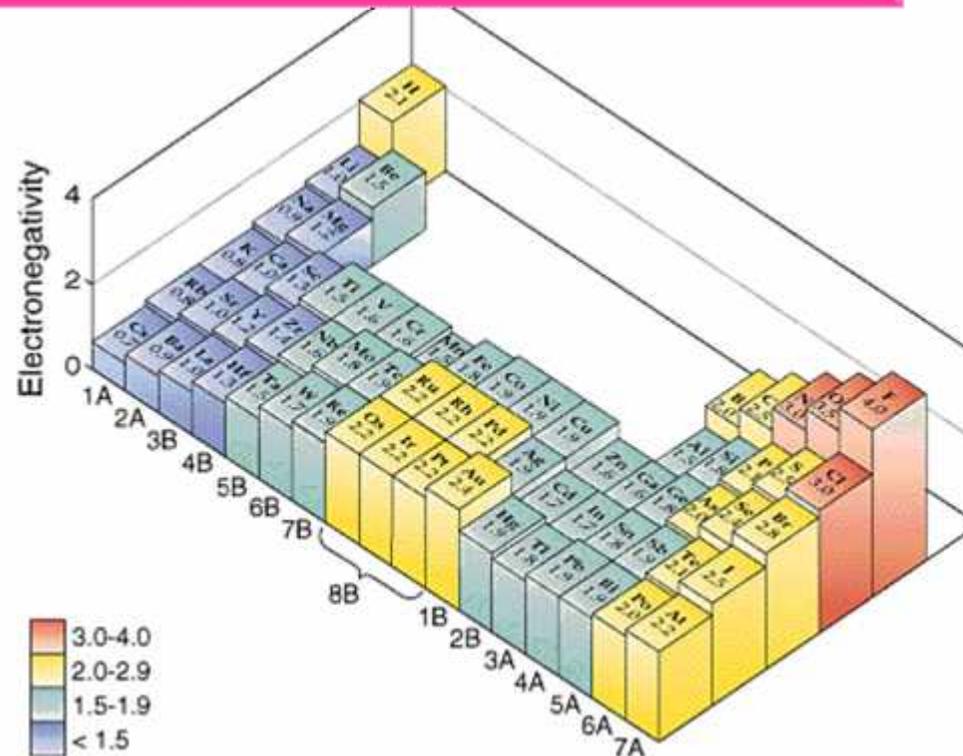
La afinidad electrónica está relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento. **Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante.** Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario de los alcalinotérreos que carecen de carácter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

Pauling, en 1932, define esta propiedad como la medida de la tendencia de un átomo para atraer electrones.



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





# Carácter metálico



Según el carácter metálico podemos considerar los elementos como:

## Metales:

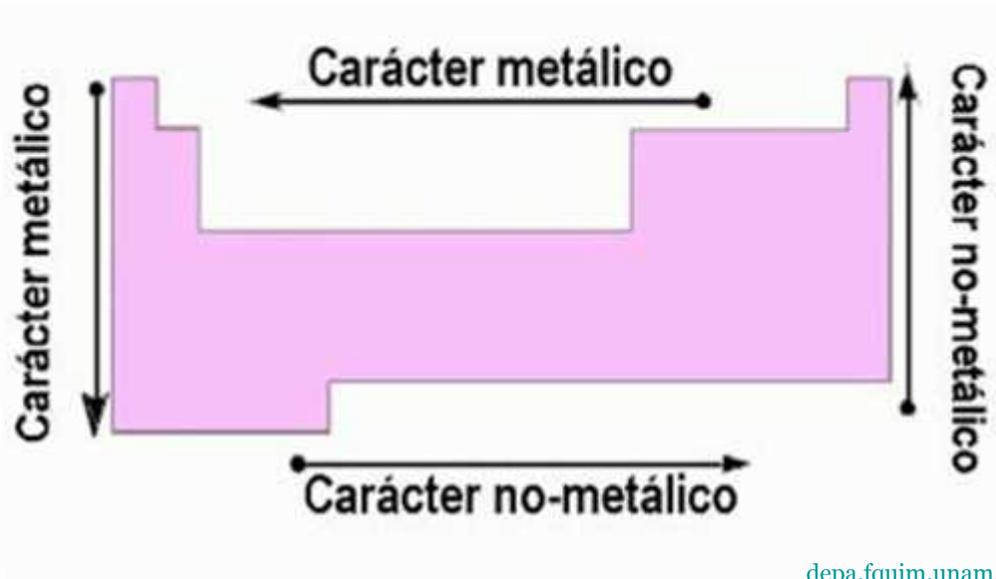
- **Pierden** fácilmente **electrones** para formar cationes
- Bajas energías de ionización
- Bajas afinidades electrónicas
- Bajas electronegatividades
- Forman compuestos con los no metales, pero no con los metales

## 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)



[depa.fquim.unam.mx](http://depa.fquim.unam.mx)



[es.123rf.com](http://es.123rf.com)



[recursostic.educacion.es](http://recursostic.educacion.es)



# Reactividad

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





[avidaesfluir.wordpress.com](http://avidaesfluir.wordpress.com)

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



[www.kalipedia.com](http://www.kalipedia.com)

**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



[www.kalipedia.com](http://www.kalipedia.com)

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



# Resumen de las propiedades periódicas



<http://www.youtube.com/watch?v=hfun-G9KsqY>

