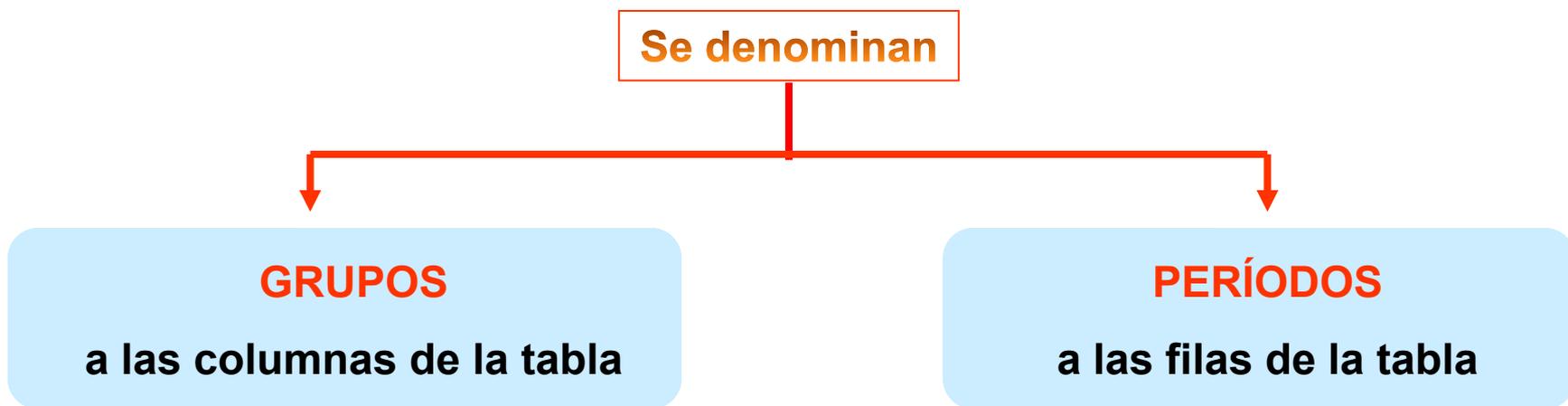


# TABLA PERIÓDICA

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 es el **sistema periódico**

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



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

# SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Grupo \ Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	Gases nobles
1	<p>Número atómico → 1</p> <p>Masa atómica → 1,008</p> <p>Nombre → Hidrógeno</p> <p>Símbolo → H</p> <p>Negro - sólido</p> <p>Azul - líquido</p> <p>Rojo - gas</p> <p>Violeta - artificial</p> <p>Metales</p> <p>Semimetales</p> <p>No metales</p> <p>Inertes</p>																	2
2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	11	12											13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109									

Metales ← → No metales

Lantánidos 6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	140,12	140,91	144,24	(145)	150,35	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04	174,97
	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promecio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprobio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio	Lutecio
Actínidos 7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	232,04	(231)	238,03	237	(244)	20,18(243)	(247)	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(255)	(260)
	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berquelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio

## Configuración electrónica y periodicidad

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Litio	$1s^2 2s^1$	$ns^1$
Sodio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
Potasio	$1s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
Rubidio	$1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	
Cesio	$1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	

**Todos los elementos de un mismo grupo tienen en su capa de valencia el mismo número de electrones en orbitales del mismo tipo**

**Las propiedades químicas de un elemento están relacionadas con la configuración electrónica de su capa más externa**

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

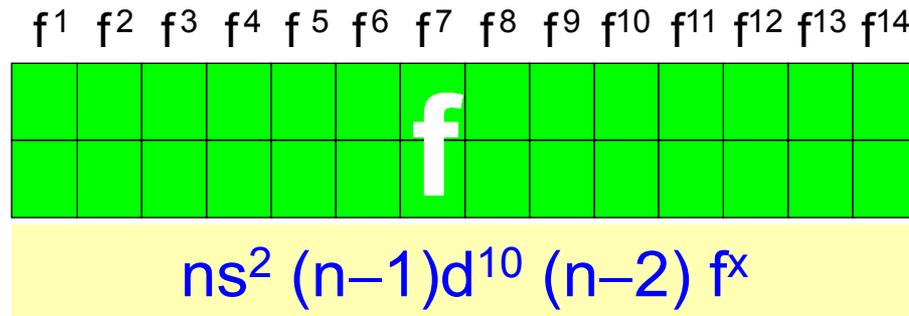
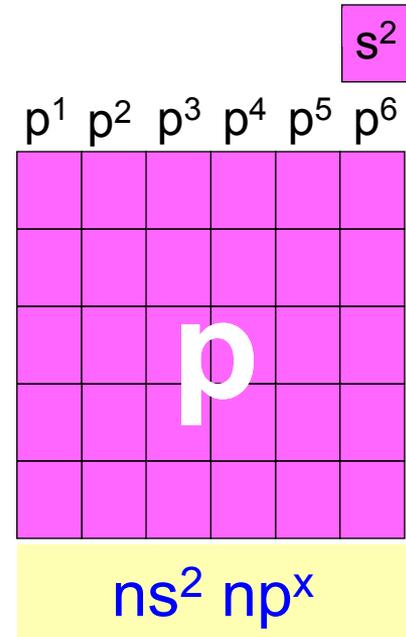
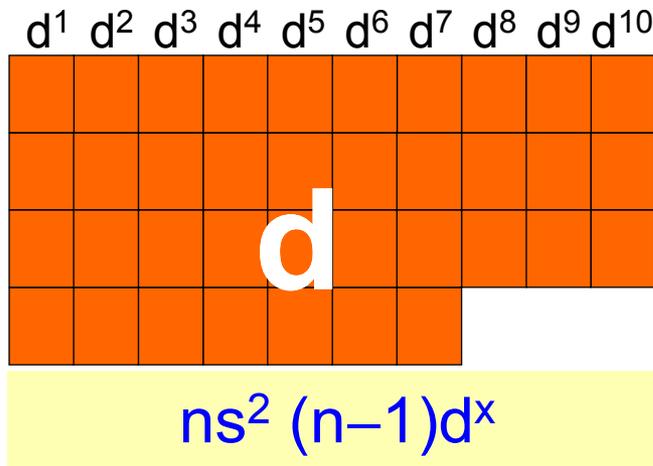
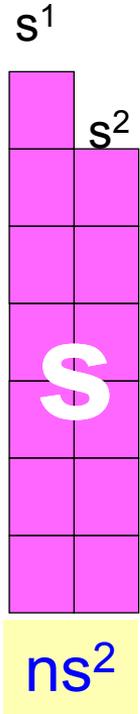
## C) Metales de transición interna

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **f**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:



## 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



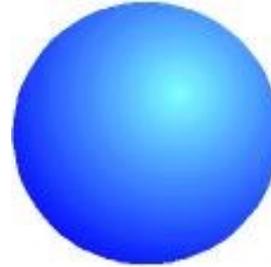
# TAMAÑO ATÓMICO



Li (1,23 Å)



Na (1,57 Å)



K (2,03 Å)



Rb (2,16 Å)

El tamaño atómico aumenta al descender en un grupo



Li  
(1,23 Å)



Be  
(0,89 Å)



B  
(0,80 Å)



C  
(0,77 Å)



N  
(0,70 Å)



O  
(0,66 Å)



F  
(0,64 Å)

Disminuye al avanzar en un periodo

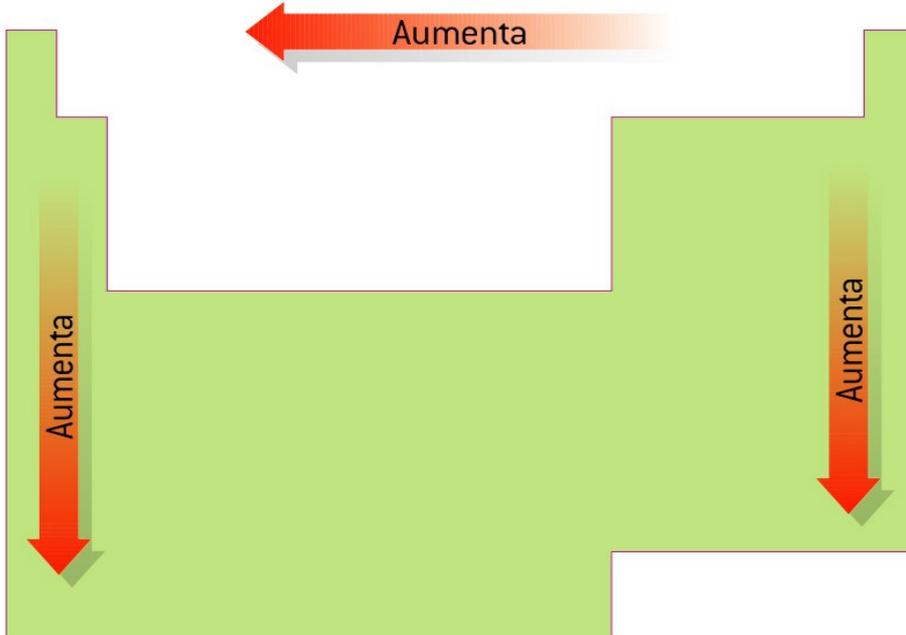
Los átomos e iones no tienen un tamaño definido, pues sus orbitales no ocupan una región del espacio con límites determinados. Sin embargo, se acepta un tamaño de orbitales que incluya el 90% de la probabilidad de encontrar al electrón en su interior, y una forma esférica para todo el átomo.

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		

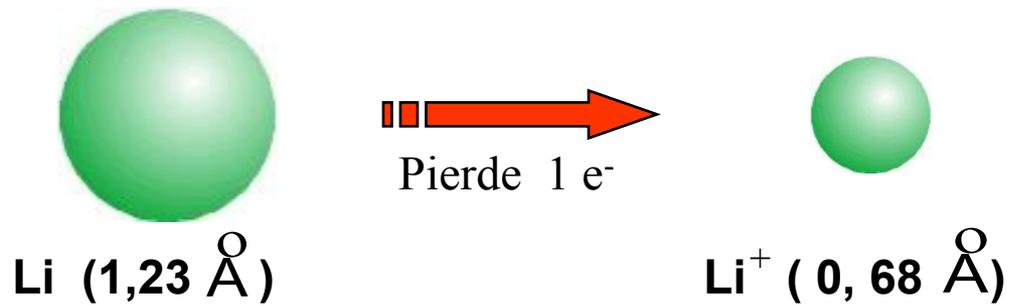
Los radios de los átomos varían en función de que se encuentren en estado gaseoso o unidos mediante enlaces iónico, covalente o metálico

- **En un grupo:** el tamaño atómico **aumenta al descender en un grupo porque aumenta el número de capas electrónicas**
- \* **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

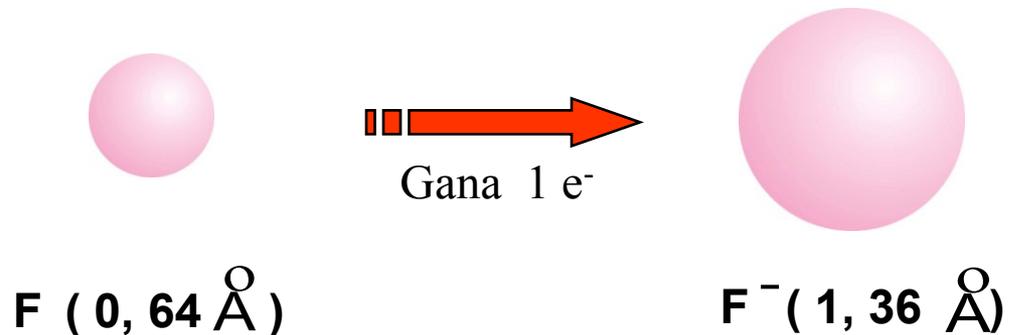


- **En un período:** el tamaño atómico **disminuye al avanzar en un período**
- \* Al aumentar el número de electrones en la misma capa y **aumentar la carga nuclear (efecto de contracción)** los electrones se acercan más al núcleo

**Dentro de cada período, los átomos de los metales alcalinos son los más grandes.**



Los iones positivos (**cationes**) son siempre menores que los átomos neutros a partir de los que se forman

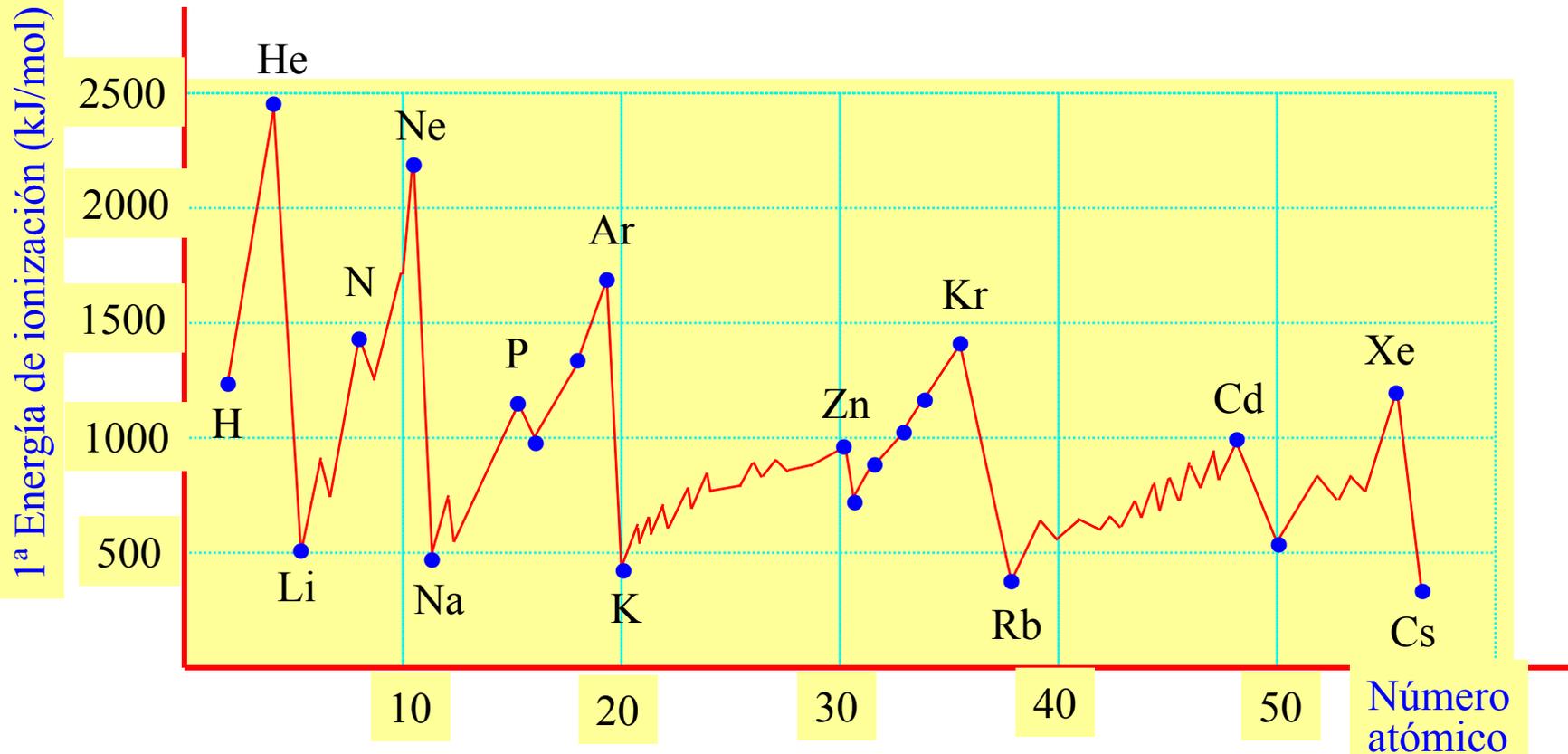


Los iones negativos (**aniones**) son siempre mayores que los átomos neutros a partir de los que se forman

# LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN

**Primera energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso

Arrancar el siguiente electrón del ión monopositivo formado requiere más cantidad de energía y se llama segunda energía de ionización, y así sucesivamente



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 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 aumenta de alcalinos a gases nobles ya que a medida que se va llenando la capa, la tendencia es a ganar electrones y no a perderlos por lo que hará cada vez falta más energía para arrancar el último electrón y es máximo en los gases nobles que son estables

# **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

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

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

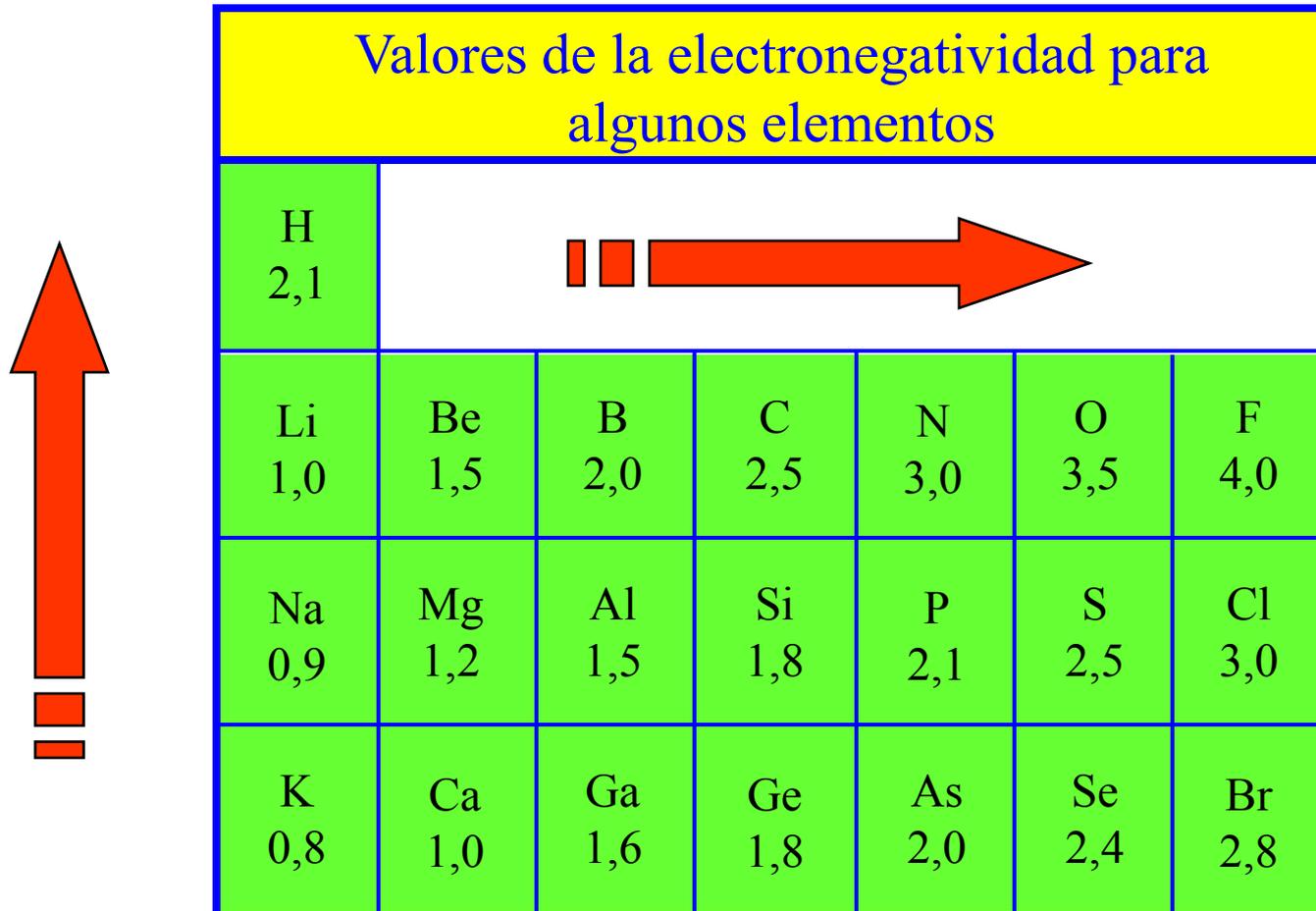
**La tendencia a ganar electrones es mayor en los primeros de cada familia que al ser más pequeños atraen el electrón libre más fácilmente**

**La tendencia a ganar electrones es mínima en los gases nobles y aumenta de alcalinos a halógenos, siendo máxima en los halógenos porque al ganar un electrón quedan estables.**

# ELECTRONEGATIVIDAD

- La electronegatividad de un elemento es la tendencia que tienen sus átomos de atraer hacia sí los electrones cuando se combinan con átomos de otros elementos. Atraer electrones en un enlace.

Valores de la electronegatividad para algunos elementos



H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8

# Los gases nobles. Regla del octeto

- Los gases nobles tienen una configuración electrónica externa  $ns^2 np^6$  es decir, tienen 8 electrones en su última capa (excepto el He que tiene 2)
- Una capa de valencia con 8 electrones se denomina octeto, y Lewis enunció la **regla del octeto** diciendo:

**“En la formación de un compuesto, un átomo tiende a intercambiar electrones con otros átomos hasta conseguir una capa de valencia de ocho electrones”**

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Nº de electrones en la capa de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Sobran para el octeto	1	2	3	4	5	6	7	0
Faltan para el octeto	7	6	5	4	3	2	1	0
Carga del ión	+1	+2	+3	+/-4	-3	-2	-1	0

## Iones monoatómicos

- Son iones formados por un solo átomo
- El **catión** se nombra como el átomo del que procede
- El **anión** se nombra como el no metal pero acabado en -uro (excepto el ión óxido)

CATIONES		ANIONES	
$H^+$	Ion hidrógeno	$H^-$	Ion hidruro
$Na^+$	Ion sodio	$F^-$	Ion fluoruro
$K^+$	Ion potasio	$Cl^-$	Ion cloruro
$Mg^{2+}$	Ion magnesio	$Br^-$	Ion bromuro
$Ca^{2+}$	Ion calcio	$I^-$	Ion yoduro
$Fe^{2+}$	Ion hierro (II)	$S^{2-}$	Ion sulfuro
$Fe^{3+}$	Ion hierro (III)	$O^{2-}$	Ion óxido
$Al^{3+}$	Ion aluminio	$N^{3-}$	Ion nitruro

# 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)

