

# **LA TABLA PERIÓDICA.**

# Contenidos

## 1.- Primeras clasificaciones periódicas.

1.1. Sistema periódico de Mendeleiev.

## 2.- La tabla periódica.

2.1. Ley de Moseley.

## 3.- Carga nuclear efectiva y reactividad.

## 4.- Propiedades periódicas:

4.1. Tamaño de los átomos. Radios atómicos y iónicos

4.2. Energía de ionización.

4.3. Afinidad electrónica.

4.4. Electronegatividad i carácter metálico.

# Primeres clasificaciones periódicas.

- Cuando a principios del siglo XIX se midieron las masas atómicas de una gran cantidad de elementos, se observó que ciertas propiedades variaban periódicamente en relación a su masa.
- De esa manera, hubo diversos intentos de agrupar los elementos, todos ellos usando la masa atómica como criterio de ordenación.

# Primeras clasificaciones periódicas.

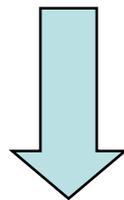
- Triadas de Döbereiner (1829) ([Enlace Web](#)):
  - Buscaba tríos de elementos en los que la masa del elemento intermedio es la media aritmética de la masa de los otros dos. Así se encontraron las siguientes triadas:
    - Cl, Br y I; Li, Na y K; Ca, Sr y Ba; S, Se y Te...
- Anillo de Chancourtois (1862).
  - Coloca los elementos en espiral de forma que los que tienen parecidas propiedades queden unos encima de otros.
- Octavas de Newlands (1864).
- Clasificación de Mendeleiev (1869).

# Algunas clasificaciones periódicas

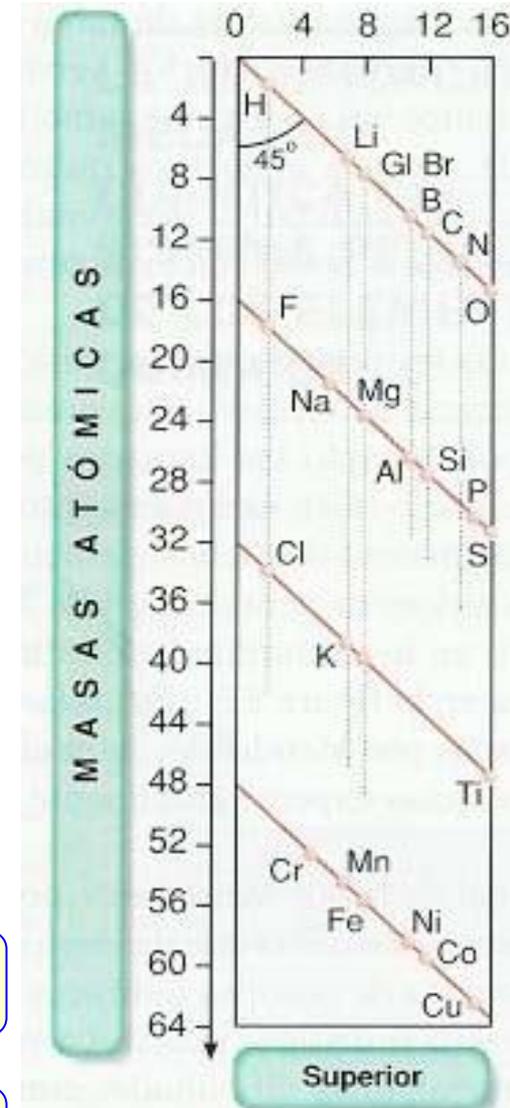
Anillo de Chancourtois



Octavas de Newlands



<b>H</b>	<b>Li</b>	<b>Be</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>
<b>F</b>	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>
<b>Cl</b>	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Cr</b>	<b>Ti</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>





# Clasificación de Mendeleiev

- La clasificación de Mendeleiev es la mas conocida y elaborada de todas las primeras clasificaciones periódicas.
- Clasificó lo 63 elementos conocidos hasta entonces utilizando el criterio de masa atómica usado hasta entonces.
- Hasta bastantes años después no se definió el concepto de número atómico puesto que no se habían descubierto los protones.
- Dejaba espacios vacíos, que él consideró que se trataba de elementos que aún no se habían descubierto.

# Clasificación de Mendeleiev

- Así, predijo las propiedades de algunos de éstos, tales como el germanio (Ge).
- En vida de Mendeleiev se descubrió el Ge que tenía las propiedades previstas
- Un inconveniente de la tabla de Mendeleiev era que algunos elementos tenía que colocarlos en desorden de masa atómica para que coincidieran las propiedades.
- Él lo atribuyó a que las masas atómicas estaban mal medidas. Así, por ejemplo, colocó el telurio (Te) antes que el yodo (I) a pesar de que la masa atómica de éste era menor que la de aquel.

# Clasificación de Mendeleiev

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 69,4	Tc = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

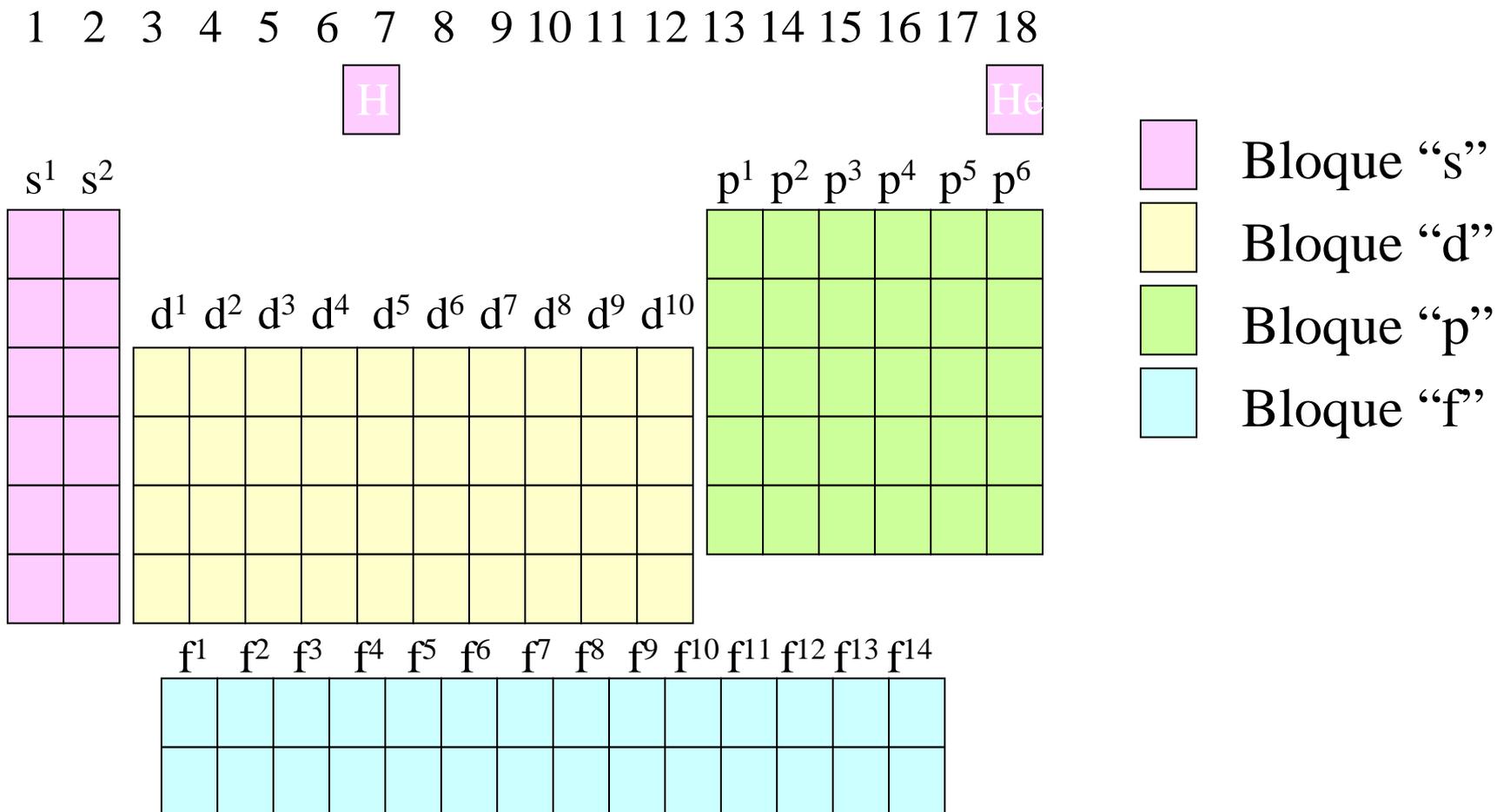
# La tabla periódica actual

- En 1913 Moseley ordenó los elementos de la tabla periódica usando como criterio de clasificación el número atómico.
- Enunció la “ley periódica”: **"Si los elementos se colocan según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de sus propiedades físicas y químicas"**.

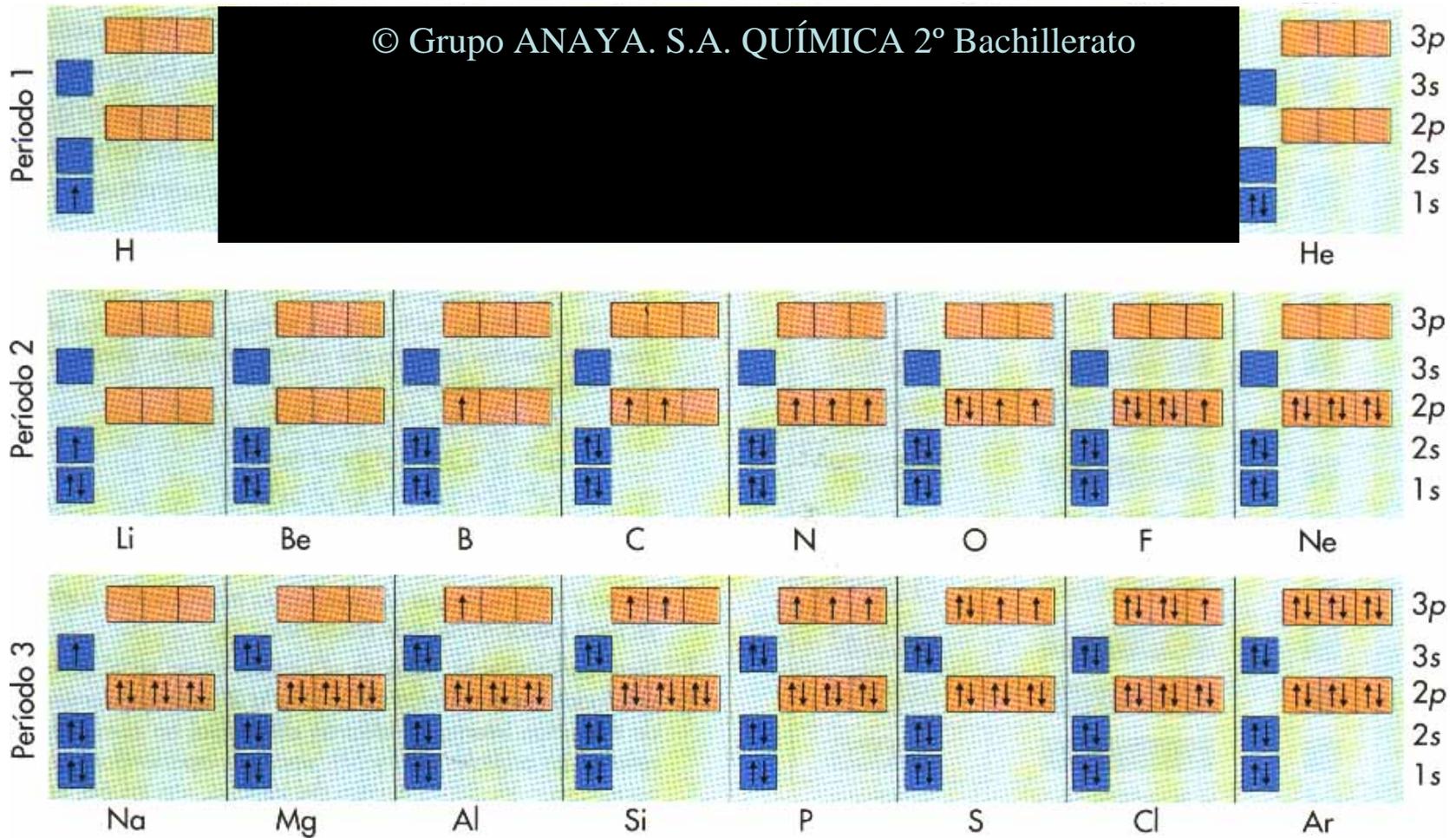
# La tabla periódica actual

- Hay una relación directa entre el último orbital ocupado por un  $e^-$  de un átomo y su posición en la tabla periódica y, por tanto, en su reactividad química, fórmula estequiométrica de compuestos que forma...
- Se clasifica en cuatro bloques:
  - Bloque “s”: (A la izquierda de la tabla)
  - Bloque “p”: (A la derecha de la tabla)
  - Bloque “d”: (En el centro de la tabla)
  - Bloque “f”: (En la parte inferior de la tabla)

# Tipos de orbitales en la tabla periódica



# Estructura electrónica y tabla periódica



# Grupos

Bloque	Grupo	Nombres	Config. Electrón.
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)	$n s^2 (n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$



# Carga nuclear efectiva ( $Z^*$ )

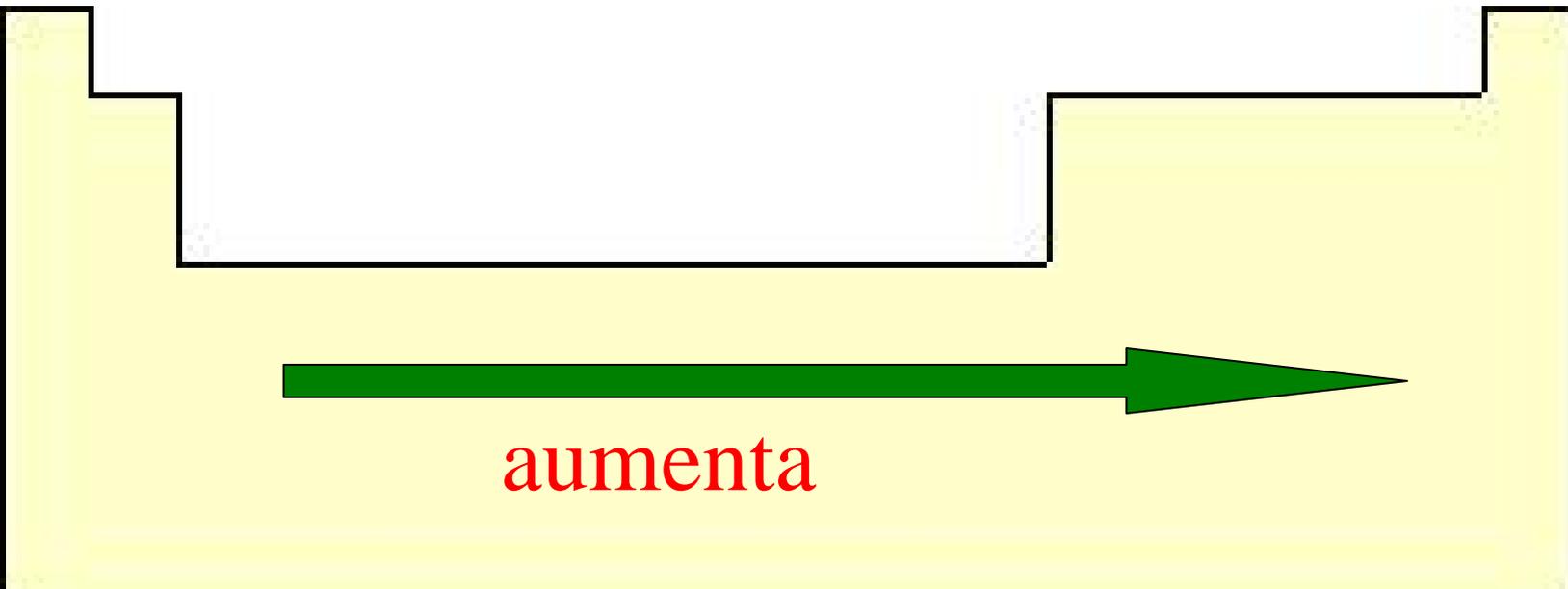
- Es la carga real que mantiene unido a un  $e^-$  al núcleo.
- Depende de:
  - Carga nuclear ( $Z$ )
  - Efecto pantalla (apantallamiento) ( $a$ ) de  $e^-$  interiores o repulsión electrónica.
- Ambos efectos son contrapuestos:
  - A mayor  $Z$  mayor  $Z^*$ .
  - A mayor apantallamiento menor  $Z^*$ .
- Así consideraremos que:  **$Z^* = Z - a$**

# Variación de $Z^*$ en la tabla.

- Varía poco al aumentar  $Z$  en los  $e^-$  de valencia de un mismo grupo
  - Aunque hay una mayor carga nuclear también hay un mayor apantallamiento.
  - Consideraremos que en la práctica cada  $e^-$  de capa interior es capaz de contrarrestar el efecto de un protón.

# Variación de $Z^*$ en la tabla.

- Crece hacia la derecha en los elementos de un mismo periodo.
  - Debido al menor efecto pantalla de los  $e^-$  de la última capa y al mayor  $Z$ .



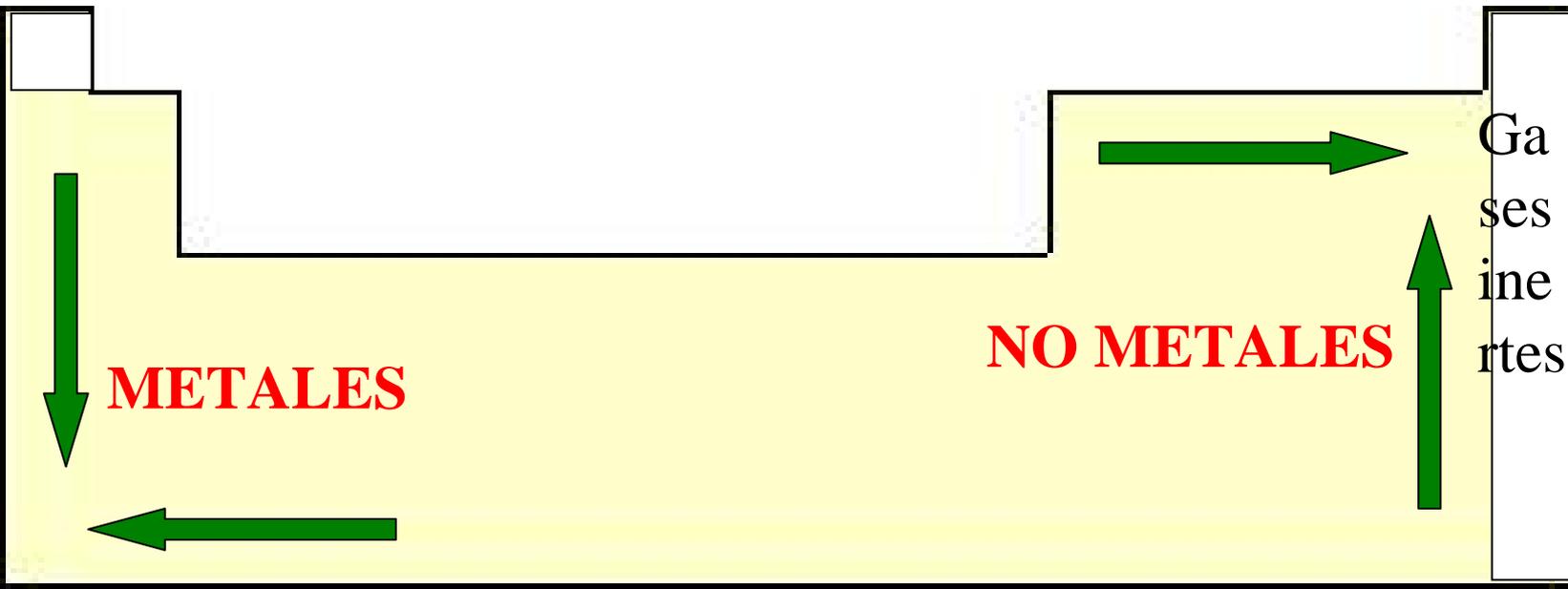
Ejemplo: Compara el efecto pantalla de:

**a)** Li y Na; **b)** Li y Be.

- a)**  $Z^*$  sobre el  $e^-$  exterior del Li sería:  $3 - 2 = 1$ , mientras que en el caso del Na sería:  $11 - 10 = 1$ , es decir apenas varía.
- b)**  $Z^*$  sobre uno de los  $e^-$  exteriores del Be sería:  $4 - (2 + 0,8) = 1,2$  mientras que en el caso del Li era:  $3 - 2 = 1$ .
- **Nota:** el valor 0,8 de apantallamiento del  $e^-$  de la segunda capa es orientativo; lo importante es que es un número inferior a 1.

# Carga nuclear efectiva y reactividad.

- $Z^*$  junto con la distancia del  $e^-$  al núcleo (ley de Coulomb) son las responsables de la atracción que sufre el  $e^-$  y, por tanto, de la reactividad de los átomos.



# Variación de la reactividad en la tabla periódica.

- Los metales serán tanto más reactivos cuando pierdan los  $e^-$  con mayor facilidad
  - Cuanto menor  $Z^*$  y mayor distancia al núcleo.
  - El  $e^-$  4s del K es más reactivo que el 3s del Na.
- Los no-metales serán más reactivos cuando los  $e^-$  que entran sean más atraídos
  - A mayor  $Z^*$  y menor distancia al núcleo.
  - El  $e^-$  que capture el F será más atraído que el que capture el O o el Cl.

# Propiedades periódicas

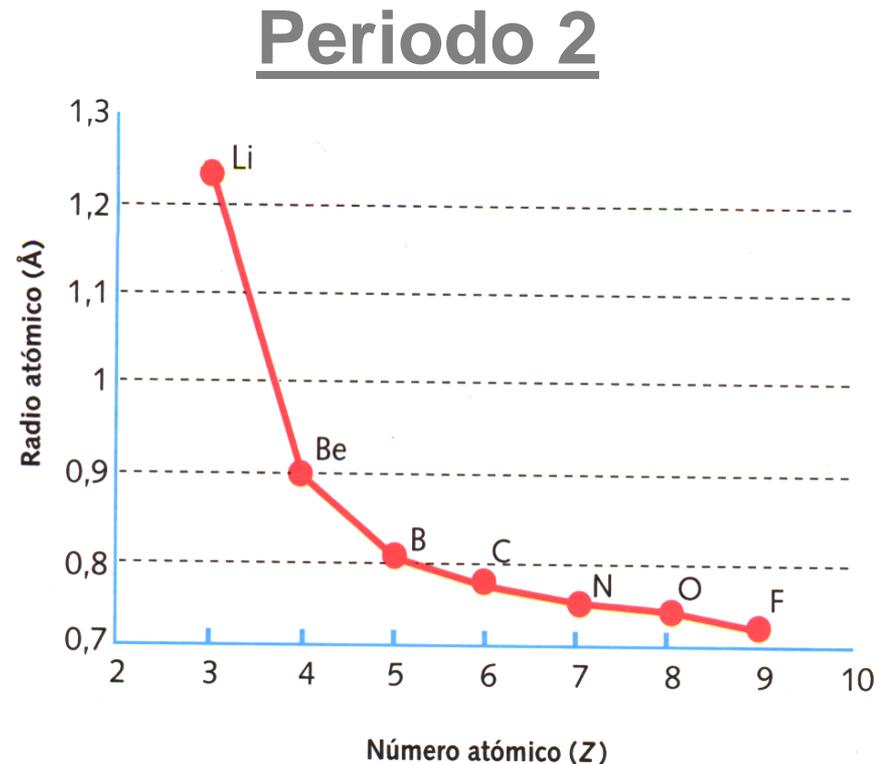
- Tamaño del átomo
  - Radio atómico:
    - Radio covalente (la mitad de la distancia de dos átomos unidos mediante enlace covalente).
    - Radio metálico.
  - Radio iónico
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad
- Carácter metálico.

# Radio atómico

- Se define como: “la mitad de la distancia de dos átomos iguales que están enlazados entre sí”.
- Por dicha razón, 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.

# Variación del radio atómico en un periodo

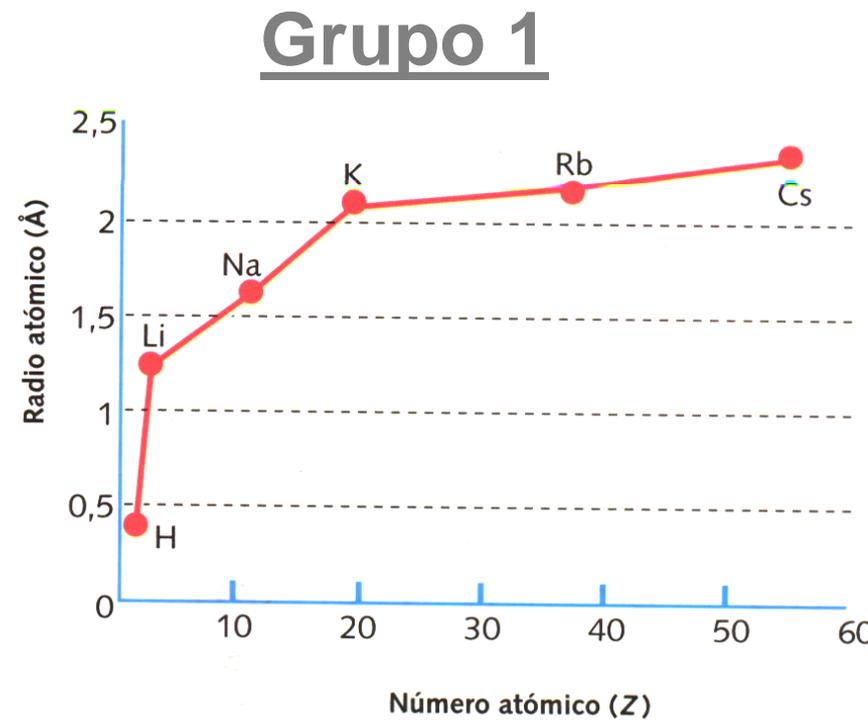
- En un mismo periodo disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva (hacia la derecha).
- Es debido a que los electrones de la última capa estarán más fuertemente atraídos.



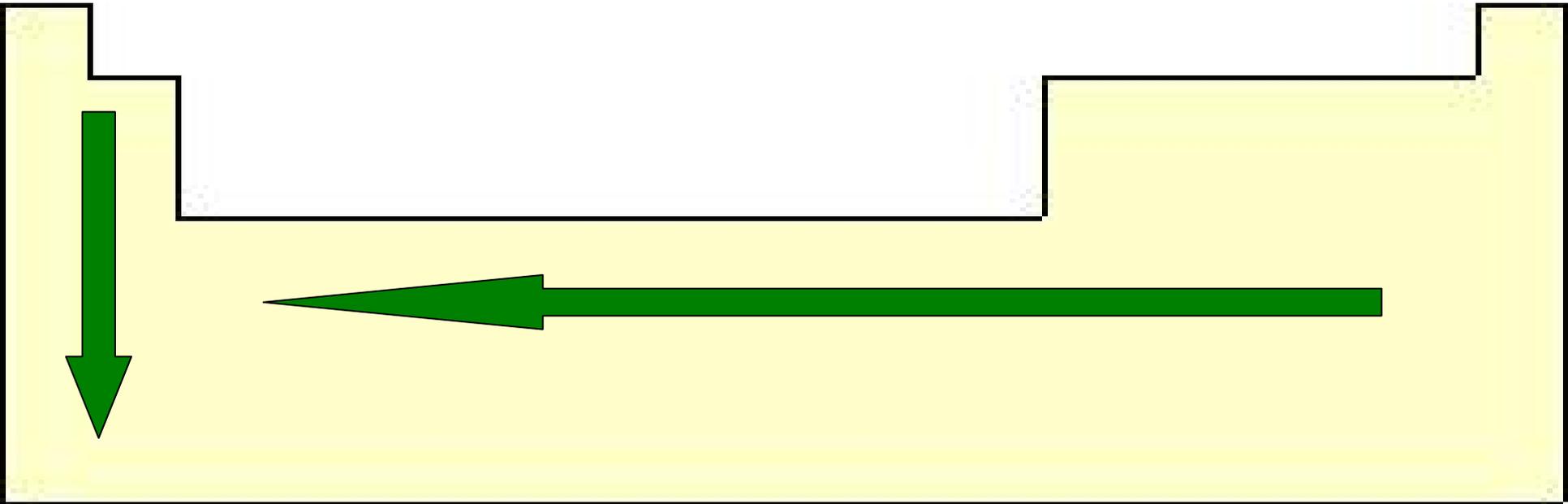
© Ed. Santillana. Química  
2º Bachillerato.

# Variación del radio atómico en un grupo.

- En un grupo, el radio aumenta al aumentar el periodo, pues existen más capas de electrones.

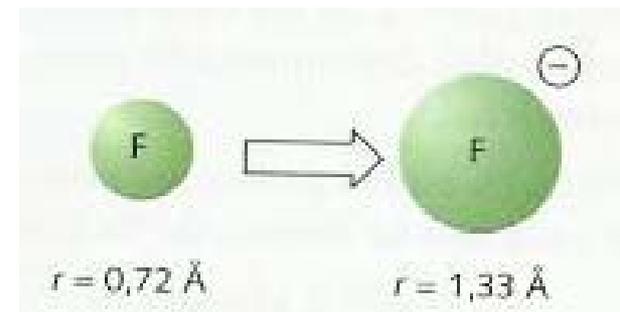
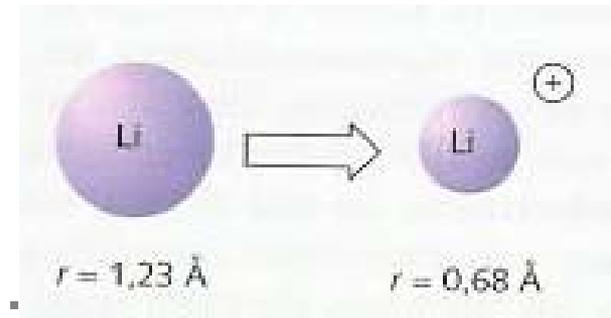


# Aumento en el radio atómico



# Radio iónico

- Es el radio que tiene un átomo que ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.
- Los **cationes** son menores que los átomos neutros por la mayor carga nuclear efectiva (menor apantallamiento o repulsión de  $e^-$ ).
- Los **aniones** son mayores que los átomos neutros por la disminución de la carga nuclear efectiva (mayor apantallamiento o repulsión electrónica).



# Comparacion de radios atomicos e iónicos

Familia	1		2		16		17	
SEGUNDO PERIODO	Li 123	Li <sup>+</sup> 60	Be 90	Be <sup>2+</sup> 31	O 70	O <sup>2-</sup> 140	F 68	F 135
TERCER PERIODO	Na 154	Na <sup>+</sup> 95	Mg 136	Mg <sup>2+</sup> 65	S 102	S <sup>2-</sup> 190	Cl 99	Cl 181
CUARTO PERIODO	K 203	K <sup>+</sup> 133	Ca 174	Ca <sup>2+</sup> 99	Se 116	Se <sup>2-</sup> 202	Br 114	Br 187
QUINTO PERIODO	Rb 216	Rb <sup>+</sup> 148	Sr 191	Sr <sup>2+</sup> 113	Te 136	Te <sup>2-</sup> 222	I 133	I 212
	$r_{cov}$	$r_{ion}$	$r_{cov}$	$r_{ion}$	$r_{cov}$	$r_{ion}$	$r_{cov}$	$r_{ion}$

Radios expresados en pm.

	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>
Radio iónico (pm)	171	140	95	65	50
Número de electrones	10	10	10	10	10
Carga nuclear	+7	+8	+11	+12	+13

**Iones isoelectrónicos**

**Ejemplo:** a) De las siguientes secuencias

de iones, razone cual se corresponde con la ordenación en función de los radios iónicos:

(I)  $Be^{2+} < Li^+ < F^- < N^{3-}$ , (II)  $Li^+ < Be^{2+} < N^{3-} < F^-$ ; **b)**

Ordene de mayor a menor los radios de los

elementos de que proceden.

**a)** La secuencia I es la correcta ya que a igualdad de electrones el  $Be^{2+}$  tiene una mayor carga nuclear y por tanto una mayor  $Z^*$  que el  $Li^+$ .

Igualmente, el  $N^{3-}$  tiene el mismo nº de electrones que el  $F^-$  pero es mayor por tener una menor  $Z^*$  (menor carga nuclear y mismo efecto pantalla por tener los mismos electrones).

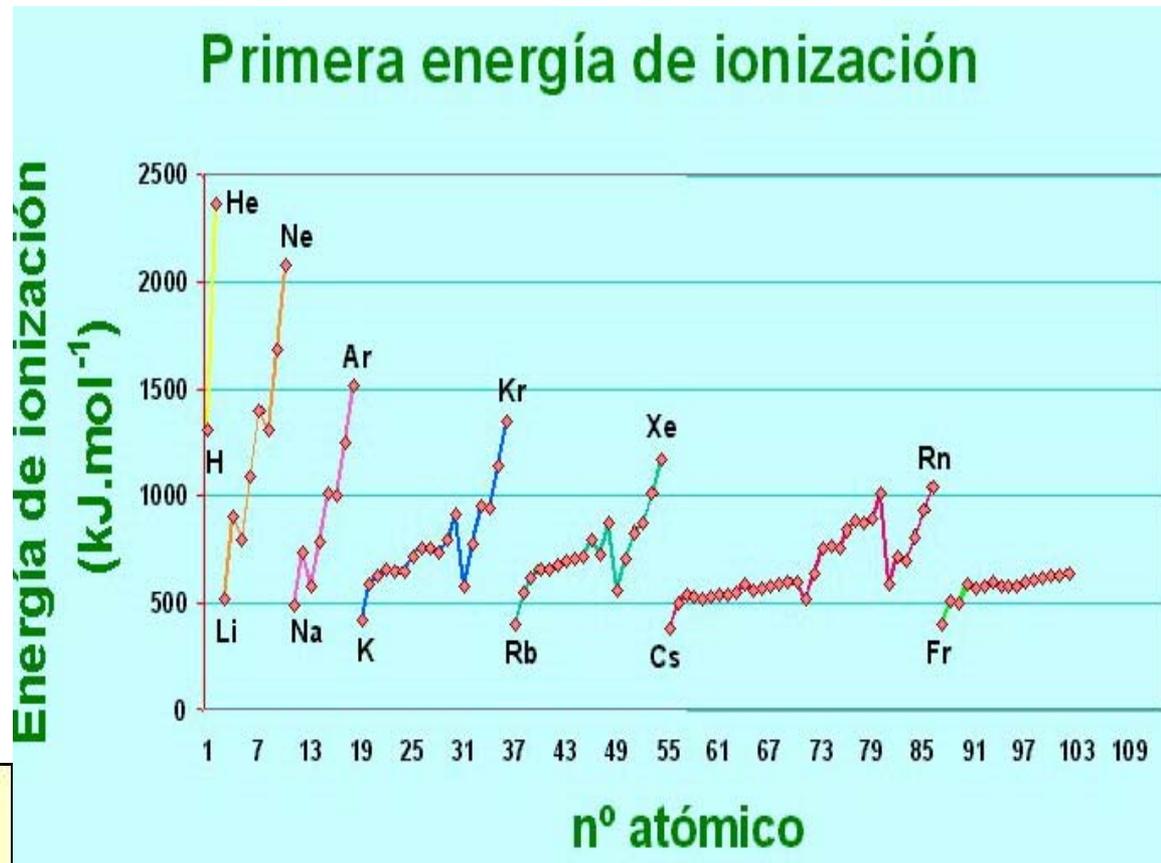
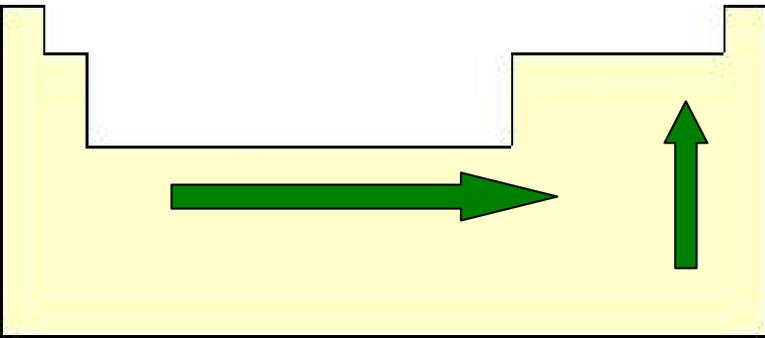
**b)**  $Li > Be > N > F$ . En el mismo periodo, el radio atómico disminuye hacia la derecha al haber una mayor  $Z^*$  por aumentar más  $Z$  que el EP.

# Energía de ionización (EI) (potencial de ionización).

- “Es la energía necesaria para extraer un  $e^-$  de un átomo gaseoso y formar un catión”.
- Es siempre positiva (proceso endotérmico).
- Se habla de 1ª EI ( $EI_1$ ), 2ª EI ( $EI_2$ ), ... según se trate del primer, segundo, ...  $e^-$  extraído.
- La EI aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos por aumentar  $Z^*$  y disminuir el radio.
- La EI de los gases nobles, al igual que la 2ª EI en los metales alcalinos, es enorme.

# Esquema de variación de la Energía de ionización (EI).

Aumento en la Energía de ionización



<http://www.adi.uam.es/docencia/elementos/spv21/conmarcos/graficos/ionizacion.jpg>

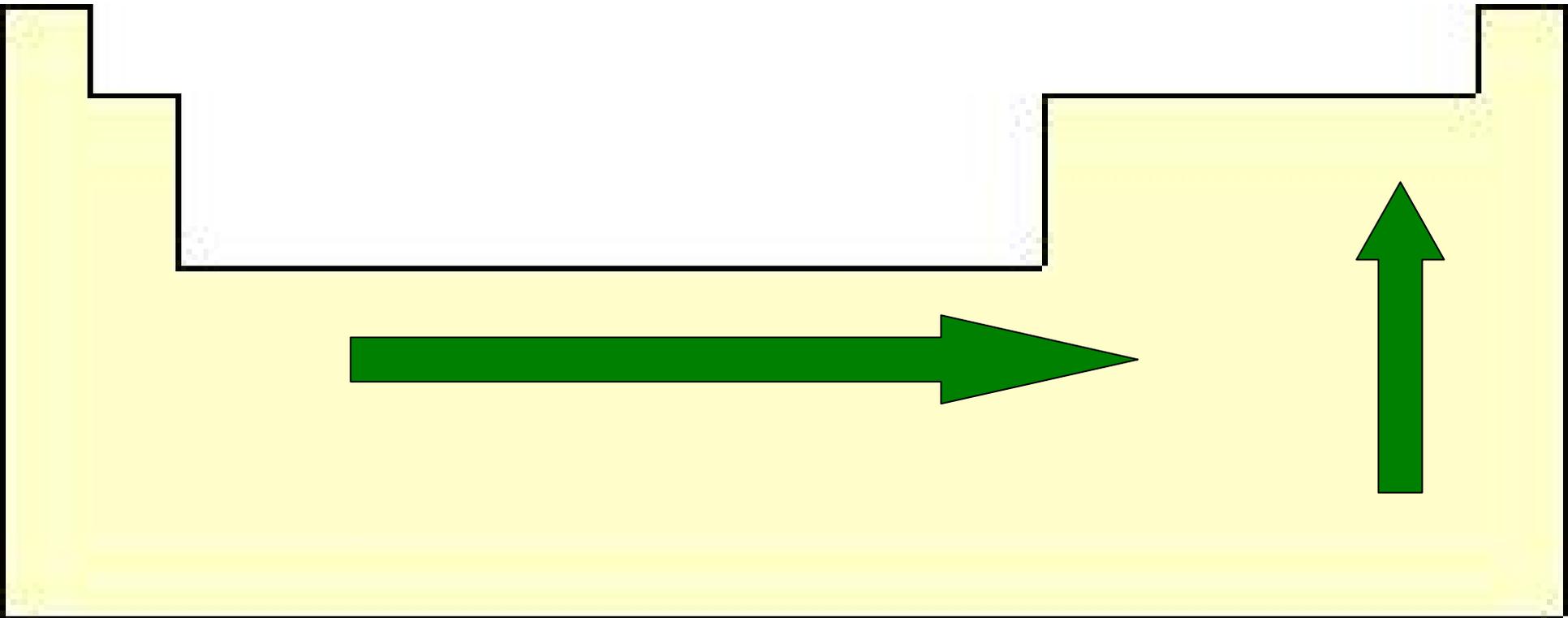
# Afinidad electrónica (AE)

- “Es la energía intercambiada cuando un átomo gaseoso captura un  $e^-$  y forma un anión”.
- Se suele medir por métodos indirectos.
- Puede ser positiva o negativa aunque suele ser exotérmica. La 2ª AE suele ser positiva. También la 1ª de los gases nobles y metales alcalinotérreos.
- Es mayor en los halógenos (crece en valor absoluto hacia la derecha del S.P. y en un mismo grupo hacia arriba por aumentar  $Z^*$  y disminuir el radio).

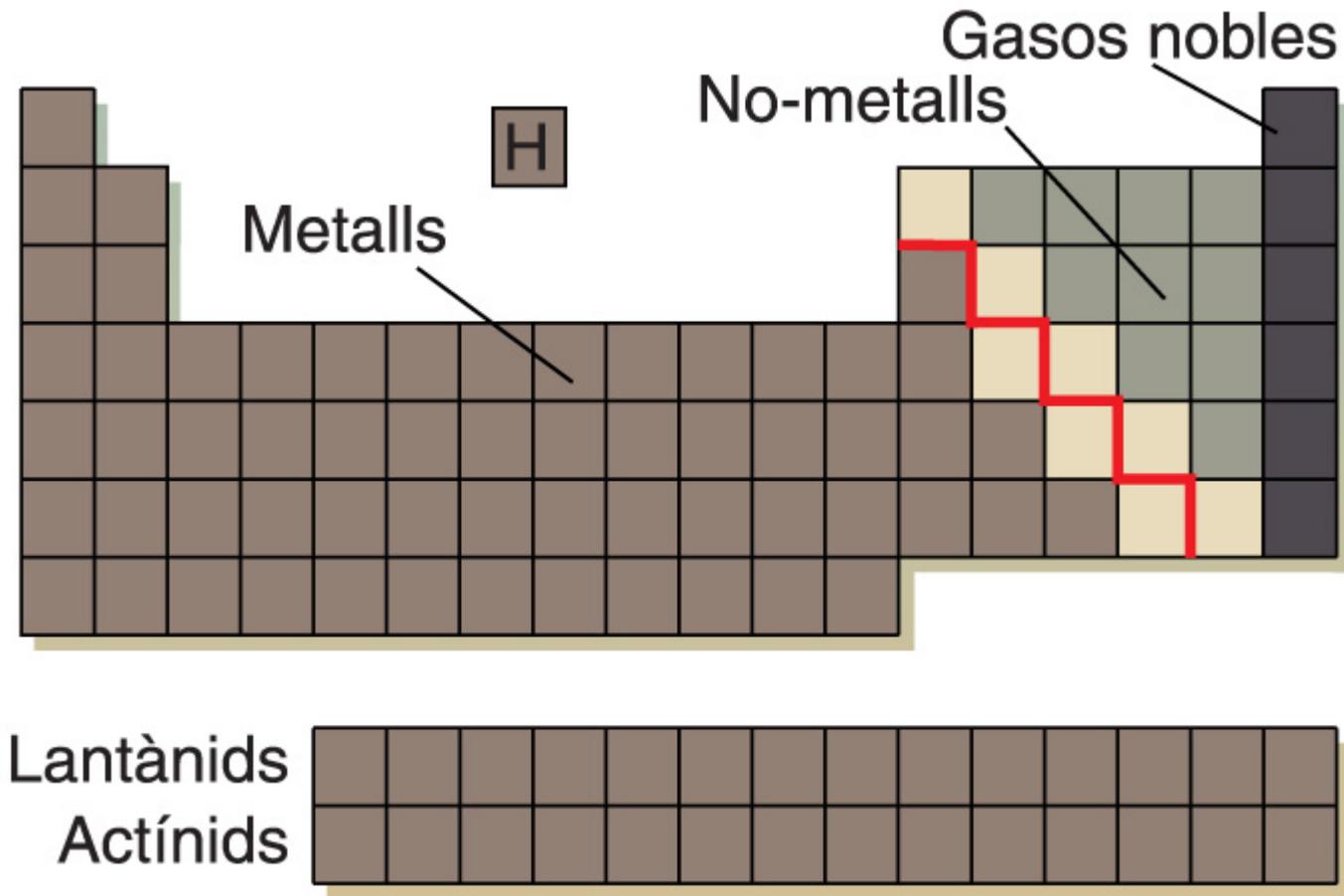
# Electronegatividad ( $\chi$ ) y carácter metálico

- Son conceptos opuestos (a mayor  $\chi$  menor carácter metálico y viceversa).
- $\chi$  mide la tendencia de un átomo a atraer los  $e^-$  hacia sí.
- $\chi$  es un compendio entre EI y AE.
- Pauling estableció una escala de electronegatividades entre 0,7 (Fr) y 4 (F).
- $\chi$  aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos.

Aumento de  $\chi$   
en la tabla periódica



# Caràcter metàlic



números atómicos 19 y 35

respectivamente:

- a) Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- b) Indique su situación en el sist. periódico.
- c) Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos.
- d) Justifique el tipo de enlace

a) A (Z=19):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B (Z= 35):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

b) A ( $4s^1$ ) Grupo 1 (alcalinos) Periodo 4

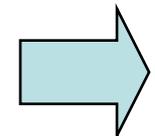
B ( $4s^2 4p^5$ ) Grupo 17 (halógenos) Periodo 4

c) Al estar en el mismo periodo sólo hay que ver la variación de izquierda a derecha:

–radio atómico :  $A > B$  (el radio disminuye hacia la derecha)

–EI:  $A < B$  (la EI aumenta hacia la derecha)

– $\chi$ :  $A < B$  (la  $\chi$  aumenta hacia la derecha)



**Ejemplo:** Dados los elementos A y B de 36  
números atómicos 19 y 35

respectivamente:

**a)** Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos. **b)** Indique su situación en el sistema periódico. **c)** Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos. **d)** Justifique el tipo de enlace

que producen al unirse.  
 (Viene de la diapositiva anterior)

**d)** Al ser A un metal alcalino y B un no-metal halógeno formarán un **enlace iónico** ya que A tenderá a ceder el electrón 4s con facilidad (baja EI) y B tenderá a capturarlo (alta  $\chi$ ):



**Ejercicio:** Supuesto que se conocen los números cuánticos "n", "l" y "m", que

definen el estado del último electrón que forma parte de la corteza de un elemento E. Razone si puede saberse:

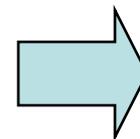
**a)** Si será oxidante o reductor; **b)** Si es un metal o no metal; **c)** Si será muy electronegativo; **d)** Si

• **su volumen atómico será elevado.** Al saber los últimos  $n^{\circ}$  cuánticos se podrá saber su último tipo de orbital en ser rellenado y, por tanto, posición aproximada en la tabla en la tabla periódica.

**a)** Si el último orbital es "s" ( $l=0$ ) será una sustancia reductora pues tratará de oxidarse (perder  $e^{-}$ ) mientras que si es "p" ( $l=1$ ) será más oxidante (sobre todo si "n" es pequeño –sin ser 1–).

**b)** Si el último orbital es "s" será un metal alcalino o alcalino-térreo; sin embargo si el último orbital es "p" podrá ser metal o no metal (tanto mas no-metal cuanto menor sea "s" –sin ser 1 –).

(Continúa)



**Ejercicio:** Supuesto que se conocen los números cuánticos "n", "l" y "m", que

definen el estado del último electrón que forma parte de la corteza de un elemento E. Razone si puede

saberse: **a)** Si será oxidante o reductor; **b)** Si es un

metal o no metal; **c)** Si será muy electronegativo; **d)** Si

**c)** Igualmente, si el último orbital es "s" será un metal alcalino o alcalino-terreo y por lo tanto poco electronegativo; sin embargo si el último orbital es "p" podrá ser metal o no metal (tanto más no-metal y por tanto más electronegativo cuanto menor sea "s" – sin ser l –).

**d)** Al ser el volumen una propiedad que depende tanto de la masa atómica como del tipo de empaquetamiento que sufra y variar de manera no uniforme en la tabla periódica, poco se podrá deducir conociendo la posición aproximada en la tabla periódica: únicamente, que cuanto mayor sea "n" mayor será el volumen.