



Unidad

# LA TABLA PERIÓDICA.

# Primeras clasificaciones periódicas.

REPASO

- 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 o

# 1.- Primeras clasificaciones periódicas.

1.1. Sistema periódico de Mendeleiev.

# 2.- La tabla periódica.

2.1. Ley de Mosseley.

# 3.- Carga nuclear efectiva y reactividad.

# 4.- Propiedades periódicas:

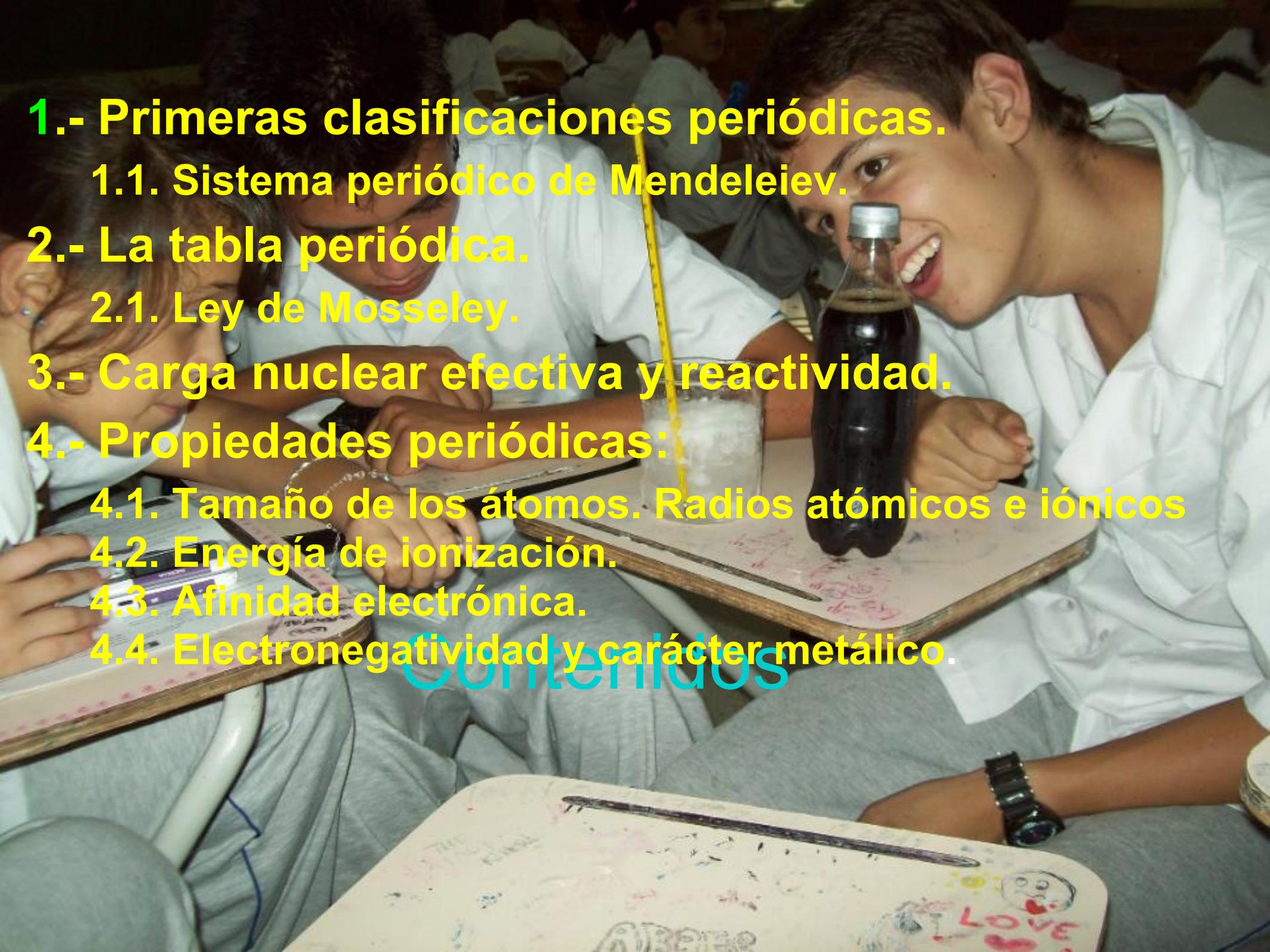
4.1. Tamaño de los átomos. Radios atómicos e iónicos

4.2. Energía de ionización.

4.3. Afinidad electrónica.

4.4. Electronegatividad y carácter metálico.

Contenidos



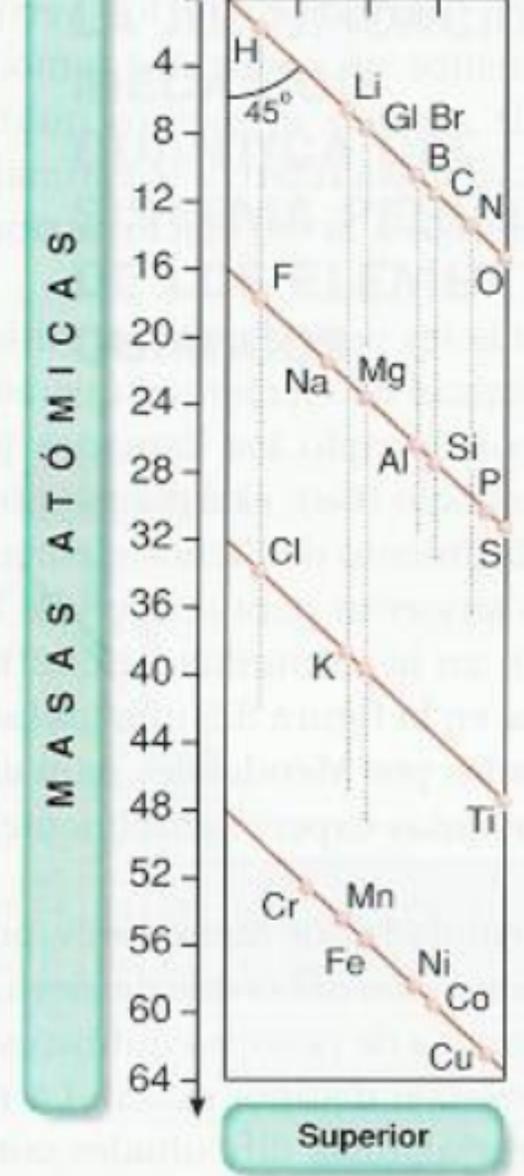
# Primeras clasificaciones periódicas.

REPASO

- 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



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



# 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
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	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	Te = 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

- 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

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

H

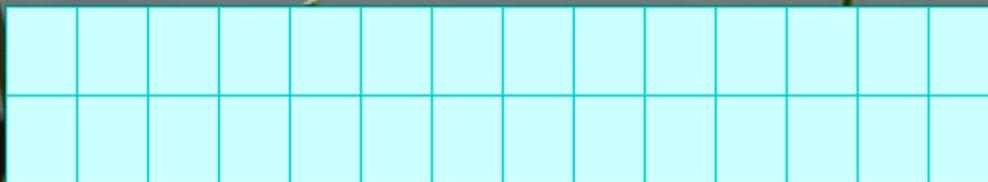
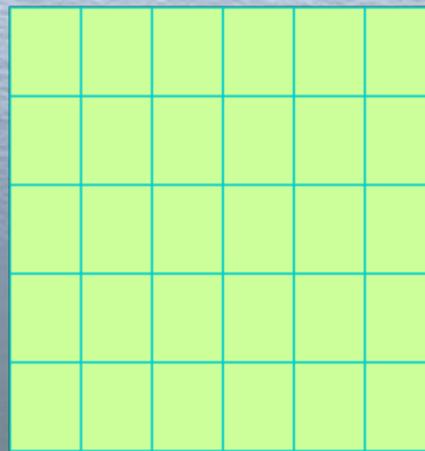
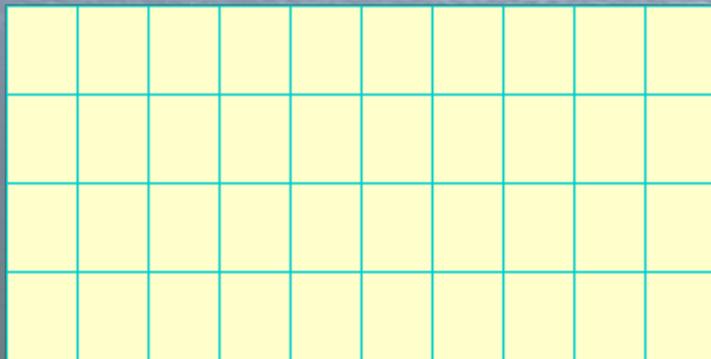
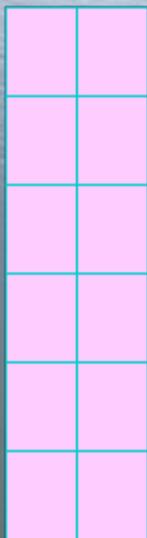
He

$s^1 s^2$

$p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6$

$d^1 d^2 d^3 d^4 d^5 d^6 d^7 d^8 d^9 d^{10}$

$f^1 f^2 f^3 f^4 f^5 f^6 f^7 f^8 f^9 f^{10} f^{11} f^{12} f^{13} f^{14}$



Bloque "s"



Bloque "d"

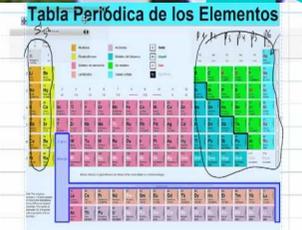


Bloque "p"

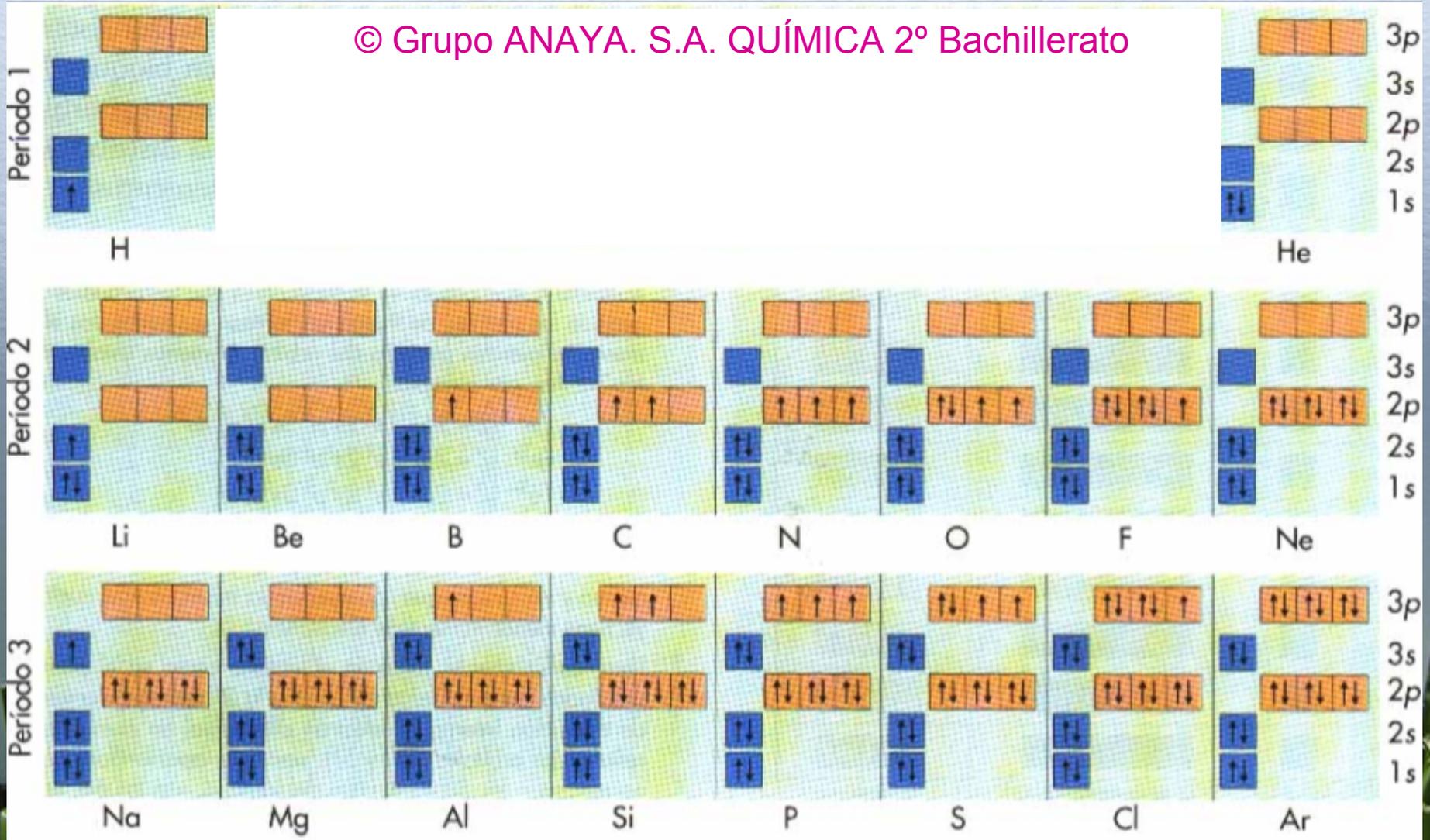


Bloque "f"

# Estructura electrónica y tabla periódica



© Grupo ANAYA. S.A. QUÍMICA 2º Bachillerato



# 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:

~~$Z$~~  $Za$

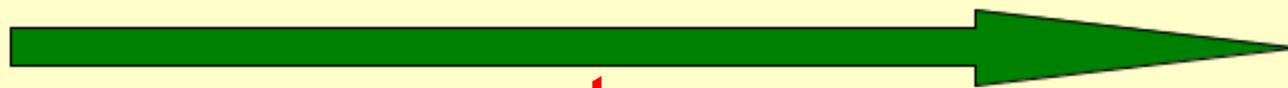
# Variación de $Z^*$ en la tabla.

- 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  $Z$ .

**Variación de  $Z^+$  en la Tabla periódica**



**aumenta**

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.

**Aumento en la Reactividad**

Gases inertes

**METALES**

**NO METALES**



# 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.

Periodo	Grupo	Elemento
1	1	H
1	2	He
2	1	Li
2	2	Be
2	13	B
2	14	C
2	15	N
2	16	O
2	17	F
2	18	Ne
3	1	Na
3	2	Mg
3	13	Al
3	14	Si
3	15	P
3	16	S
3	17	Cl
3	18	Ar
4	1	K
4	2	Ca
4	13	Ga
4	14	Ge
4	15	As
4	16	Se
4	17	Br
4	18	Kr
5	1	Rb
5	2	Sr
5	13	In
5	14	Sn
5	15	Sb
5	16	Te
5	17	I
5	18	Xe
6	1	Cs
6	2	Ba
6	13	Tl
6	14	Pb
6	15	Bi
6	16	Po
6	17	At
6	18	Rn
7	1	Fr
7	2	Ra
7	13	Uu
7	14	Uu
7	15	Uu
7	16	Uu
7	17	Uu
7	18	Uu

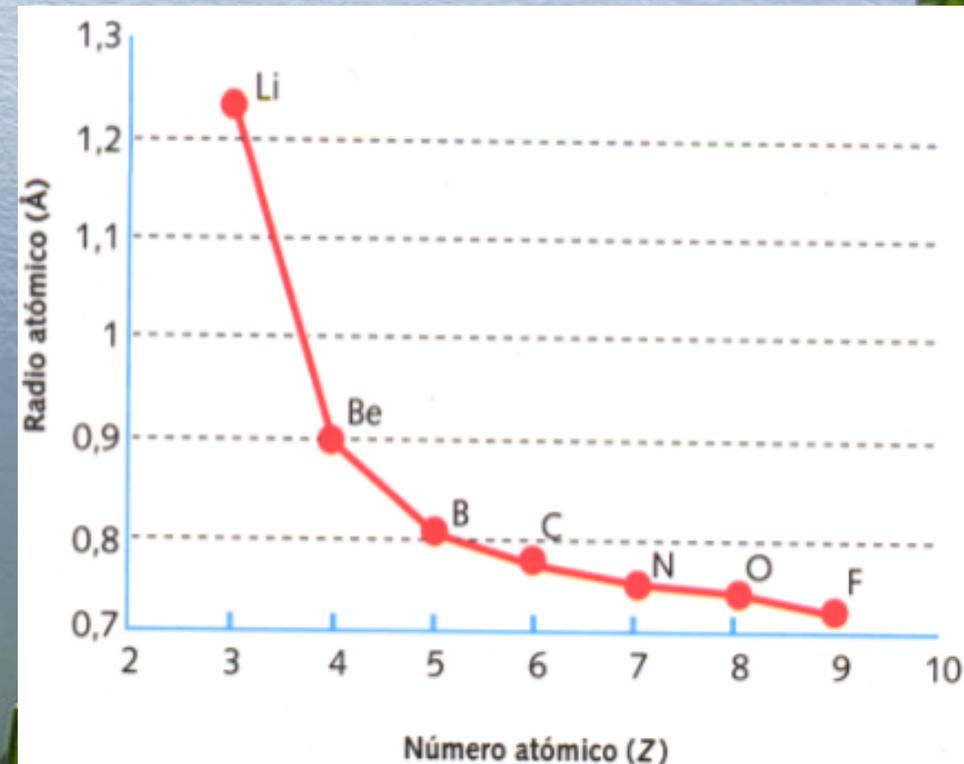
# Radio atómico

- 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.

## Periodo 2

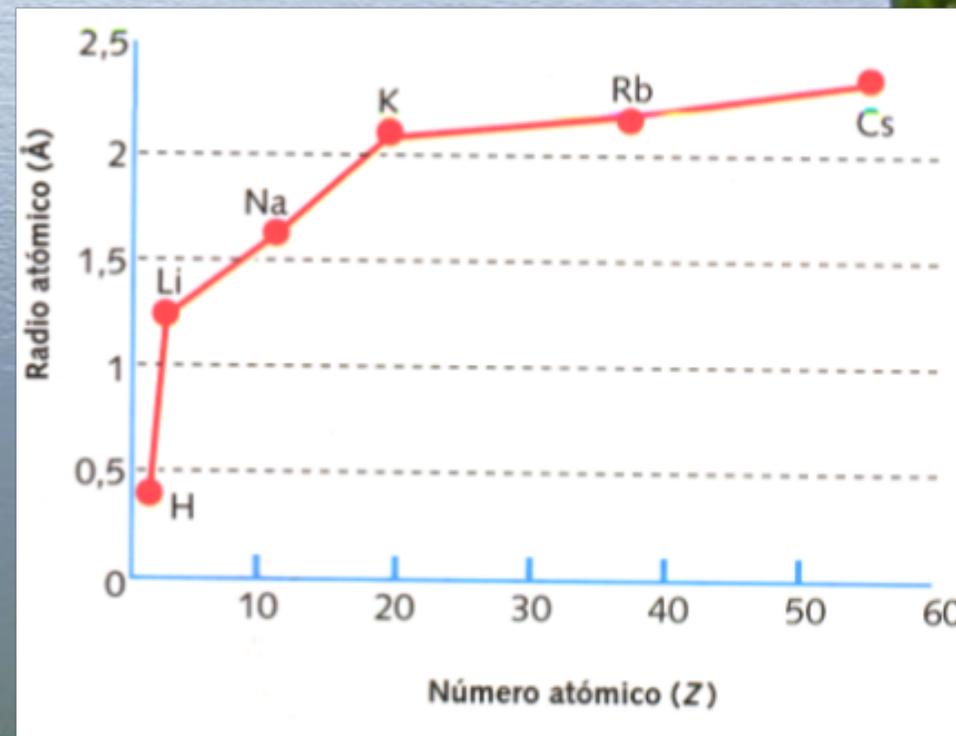


© Ed. Santillana. Química  
2º Bachillerato.

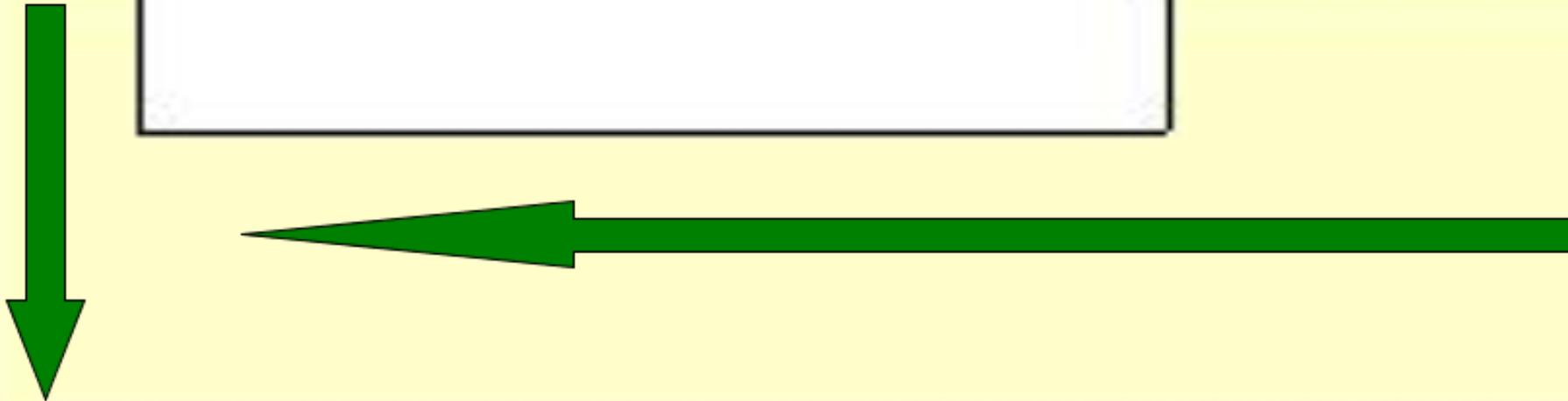
# Variación del radio atómico en un grupo.

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

## Grupo 1

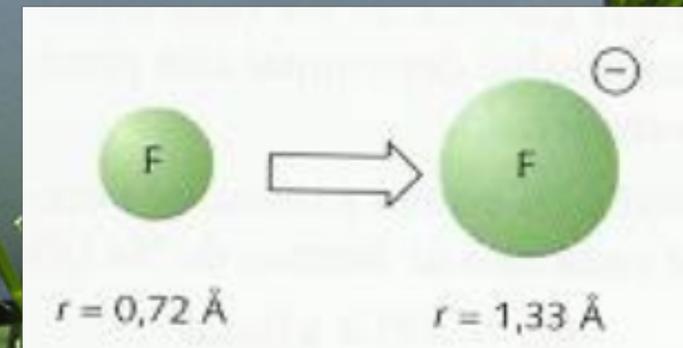
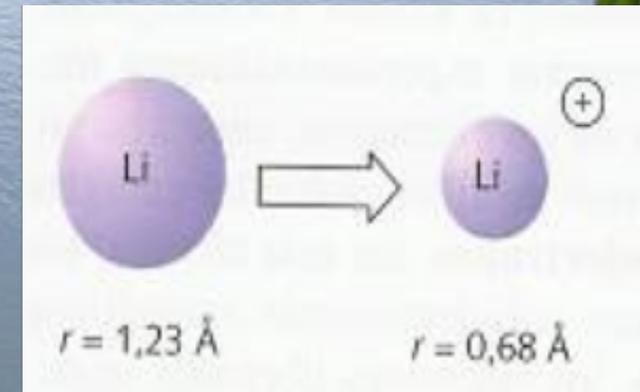


Aumento en el radio atómico



# 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<sup>-</sup>).
- Los **aniones** son mayores que los átomos neutros por la disminución de la carga nuclear efectiva (mayor apantallamiento o repulsión electrónica).



# Comparación de radios atómicos 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 <sup>-</sup> 136
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 <sup>-</sup> 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 <sup>-</sup> 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 <sup>-</sup> 212
	r <sub>cov</sub>	r <sub>ion</sub>	r <sub>cov</sub>	r <sub>ion</sub>	r <sub>cov</sub>	r <sub>ion</sub>	r <sub>cov</sub>	r <sub>ion</sub>
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

© Ed. ECIR.  
Química 2º Bach.

**Ejemplo:** a) De las siguientes secuencias de iones, razone cual se corresponde con la ordenación en función de los radios iónicos: (I)  $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{F}^- < \text{N}^{3-}$ , (II)  $\text{Li}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^-$ ; 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  $\text{Be}^{2+}$  una mayor carga nuclear y por tanto una mayor  $Z^*$  que el  $\text{Li}^+$ .

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

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

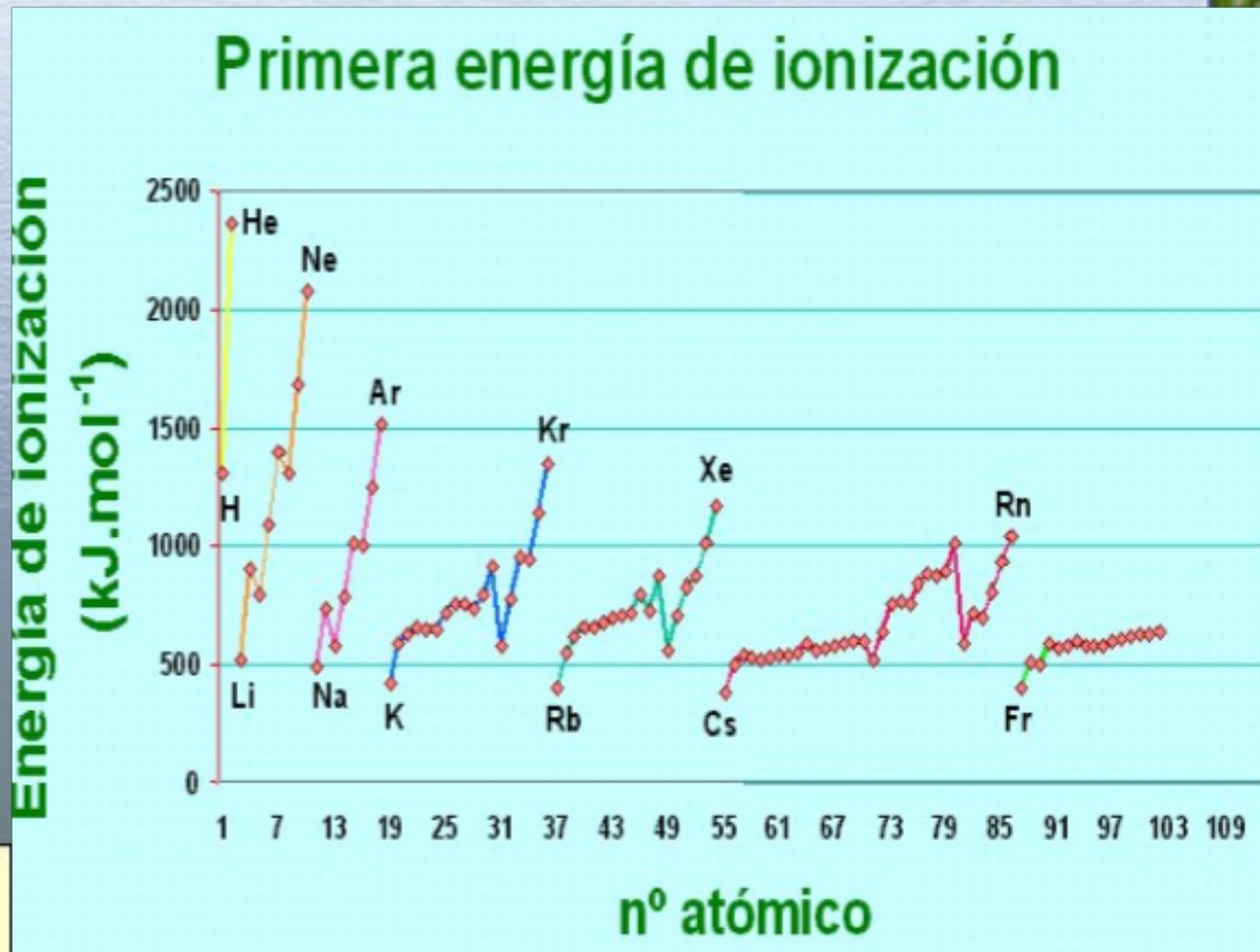


# Energía de ionización (EI) (potencial de ionización).

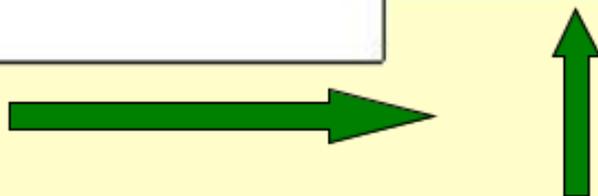
- “Es la energía necesaria para extraer un  $e^-$  de un átomo gaseoso y formar un catión”.
- Es siempre positiva (proceso endotérmico).
- Se habla de 1ª EI ( $EI_1$ ), 2ª EI ( $EI_2$ ), ... según se trate del primer, segundo, ...  $e^-$  extraído.
- La EI aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la 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>



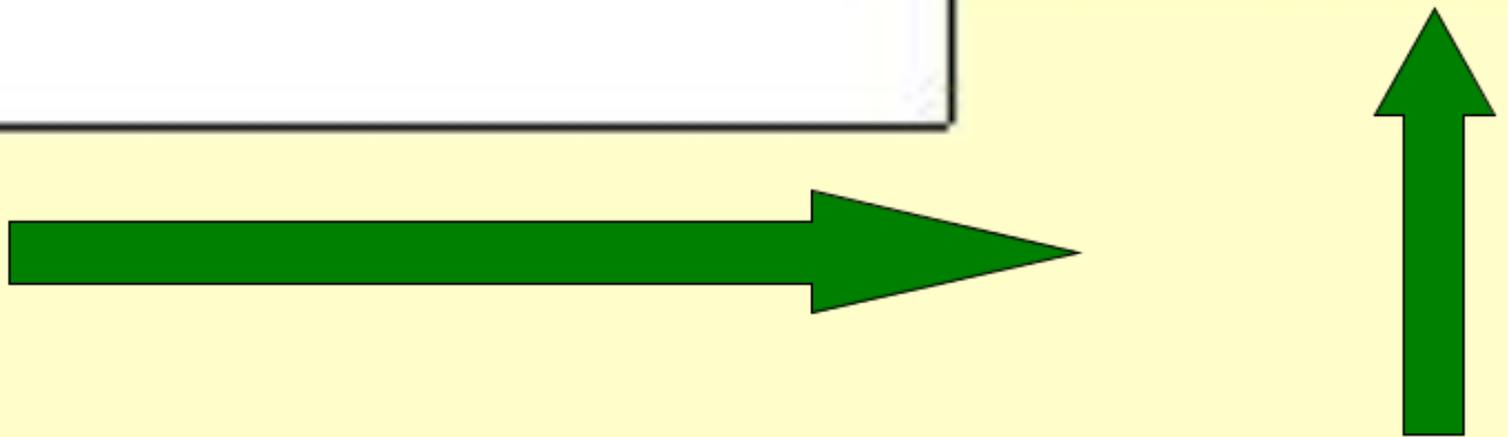
# Afinidad electrónica (AE)

- “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  $\square$   
en la tabla periódica



**Ejemplo:** Dados los elementos A y B de 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  $\chi$ ):



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

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

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

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

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

B ( $4s^2p^5$ ) 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)

**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 más no-metal cuanto menor sea "s" —sin ser 1—).



**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.

**c)** Igualmente, si el último orbital es "s" será un metal alcalino o alcalino-térreo y por lo tanto poco electronegativo; sin embargo si el último orbital es "p" podrá ser metal o no metal (tanto mas no-metal y por tanto mas electronegativo cuanto menor sea "s" –sin ser 1 –).

**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.

