Química General e Inorgánica

Tabla periódica

Propiedades periódicas

2026

Dra. Florencia Mangiameli

Bioquímica y Farmacia
Turno tarde – Comisiones 7, 8 y 9

La tabla periódica actual clasifica, organiza y distribuye, los elementos químicos, conforme a sus propiedades y características.

¿Cómo lo hace?

Ordena los elementos químicos por sus números atómicos

Columnas = Grupos

Los elementos de un mismo grupo comparten propiedades físico químicas , de forma que se puede predecir su reactividad

Filas = Períodos

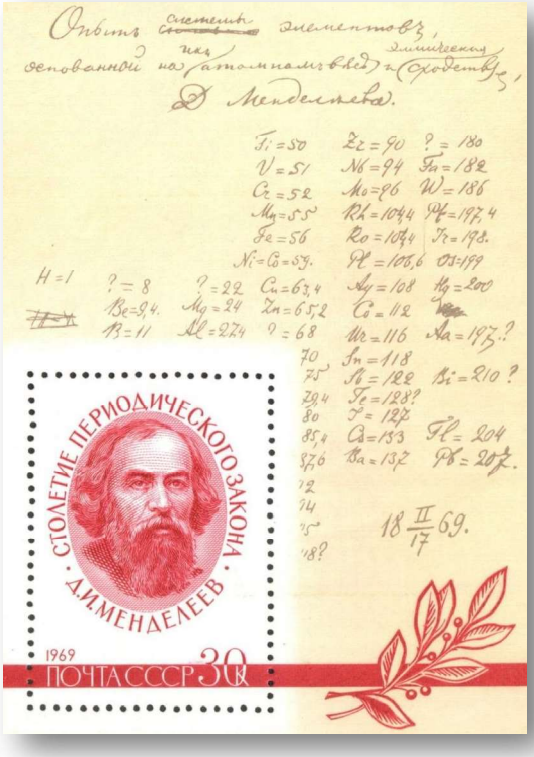
Los elementos de un mismo período tienen masas parecidas, pero propiedades físico químicas diferentes

¿Cómo se conformó la tabla periódica tal como hoy la conocemos?

A mediados del siglo XIX se conocían 63 elementos, pero los químicos no se ponían de acuerdo sobre la terminología y cómo ordenarlos. Se organizó, ***1860***, el *primer Congreso Internacional de Químicos* en Karlsruhe, Alemania.

Allí, ***Stanislao Cannizzaro***, estableció de forma clara el concepto de peso atómico-masa atómica relativa de un elemento, en el que se inspirarían tres jóvenes participantes en el congreso -William Odling, Julius Lothar Meyer y Dimitri Ivánovich Mendeléiev para crear las primeras tablas.

El ***1 de marzo de 1869*** (según el calendario gregoriano, porque el calendario juliano utilizado en Rusia en aquella época corresponde el 17 de febrero) aparece, en su documento titulado

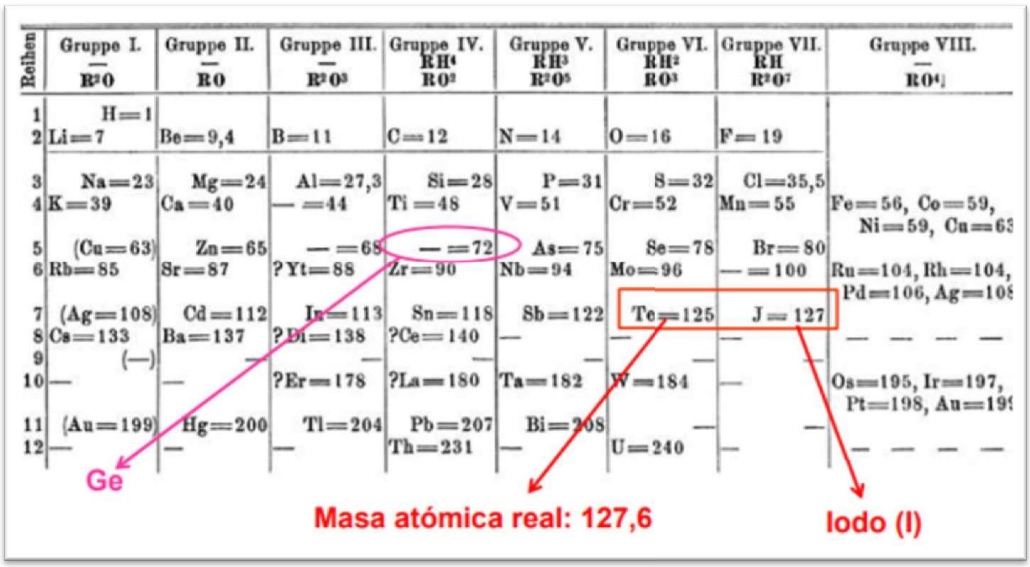


La experiencia de un sistema de elementos basados en su peso atómico y similaridad química

la primer Tabla periódica propuesta por ***Dimitri Ivánovich Mendeléiev***.

Esta clasificación es la más conocida y elaborada de todas las primeras clasificaciones periódicas

Inconveniente: algunos elementos debían colocarse con su masa atómica desordenada para respetar el orden en las propiedades observadas. Atribuyo esta anomalía a que las masas atómicas estaban mal determinadas.



Reihen	Gruppe I. R^2O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R^2O^3	Gruppe IV. RH^4 RO^2	Gruppe V. RH^3 R^2O^5	Gruppe VI. RH^2 RO^3	Gruppe VII. RH R^2O^7	Gruppe VIII. RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

Ge

Masa atómica real: 127,6

Iodo (I)

Años después se definió el concepto de número atómico, ya que no se habían descubierto los protones. Por esto, dejaba espacios vacíos, para ser ocupados por elementos aun no descubiertos.

Predijo las propiedades de algunos elementos, tales como el germanio (Ge, A = 72) aún no descubiertos.

En vida de Mendeleiev se descubrió el Ge y se verificaron las propiedades previstas

Predicciones y valores experimentales de las propiedades del germanio

Propiedad	Predicción Eka-silicio (1871)	Observación Germanio (1886)
Masa atómica	72	72,6
Densidad, g/cm^3	5,5	5,47
Color	gris sucio	blanco grisáceo
Densidad del óxido, g/cm^3	EsO_2: 4,7	GeO_2: 4,703
Punto de ebullición del cloro	$EsCl_4$: menos de 100 °C	$GeCl_4$: 86 °C
Densidad del cloruro, g/cm^3	$EsCl_4$: 1,9	$GeCl_4$: 1,887

En ***1911***, ***Antonius van den Broek*** propuso en *Nature*, que el número atómico (que por aquella época era simplemente la posición que ocupaba el elemento en la tabla periódica) podría ser igual a la carga del núcleo atómico, recién descubierto por Rutherford. Esta idea interesó a Moseley e intentó contrastarla mediante el estudio de los rayos X que emitían los sólidos cuando en ellos impactaban electrones de alta energía.

En ***1913-1914***, ***Henry Moseley*** intentó contrastar esta hipótesis, mediante el estudio de los rayos X que emitían los sólidos cuando los impactaban electrones de alta energía.

Estudió los espectros de rayos X o Roentgen de cincuenta elementos y descubrió su *ley de los números atómicos*, según la cual la raíz cuadrada de la frecuencia de los rayos X producidos cuando un elemento se bombardea con rayos catódicos es proporcional al número atómico del elemento.

Tubo de rayos X de Moseley

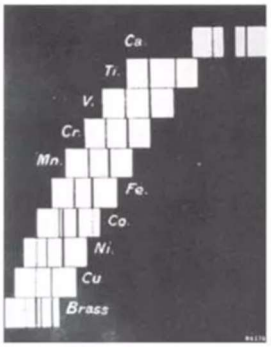


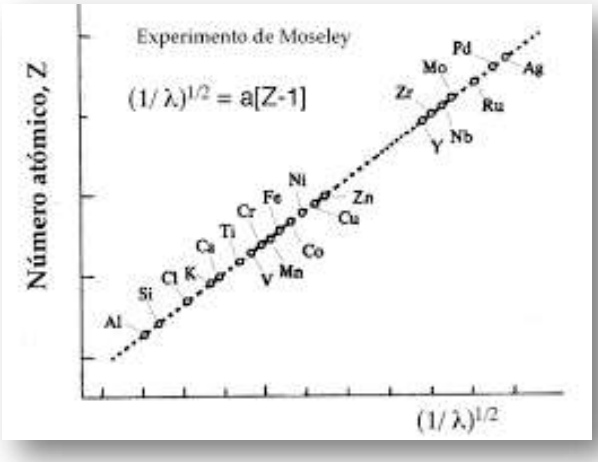
Figura publicada por Moseley con los espectros obtenidos para distintos elementos

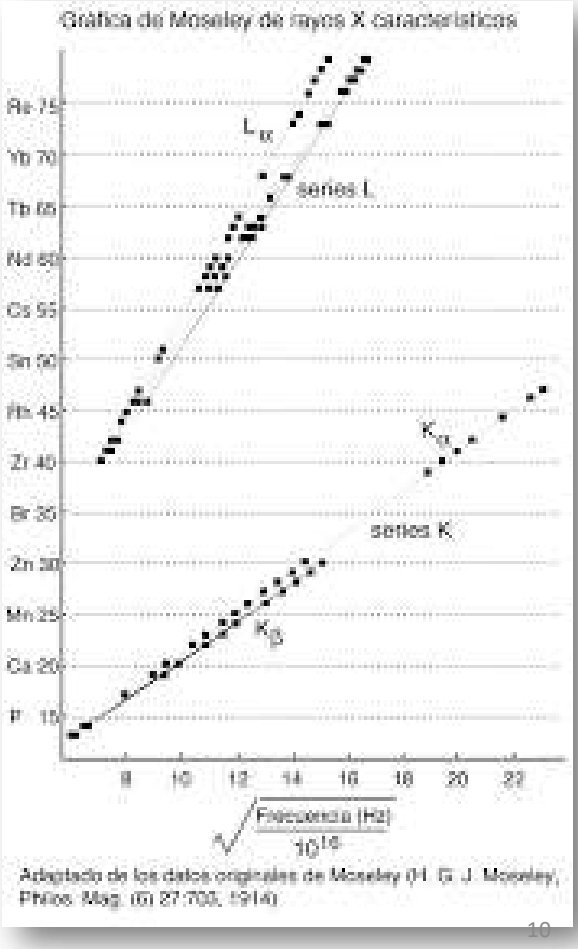
$$\sqrt{\nu} = C(Z - \sigma)$$

σ y C son constantes que dependen del tipo de serie de espectros.

En términos de la frecuencia del rayo X y en forma más general, los datos experimentales se ajustan a una gráfica lineal dentro de la precisión experimental.

Esta ecuación se denomina ***ley de Moseley*** y es una ley empírica que *establece una relación sistemática entre la longitud de onda de los rayos X emitidos por distintos átomos con su número atómico*.





Adaptado de los datos originales de Moseley (H. G. J. Moseley, Philos. Mag. (6) 27:703, 1914)

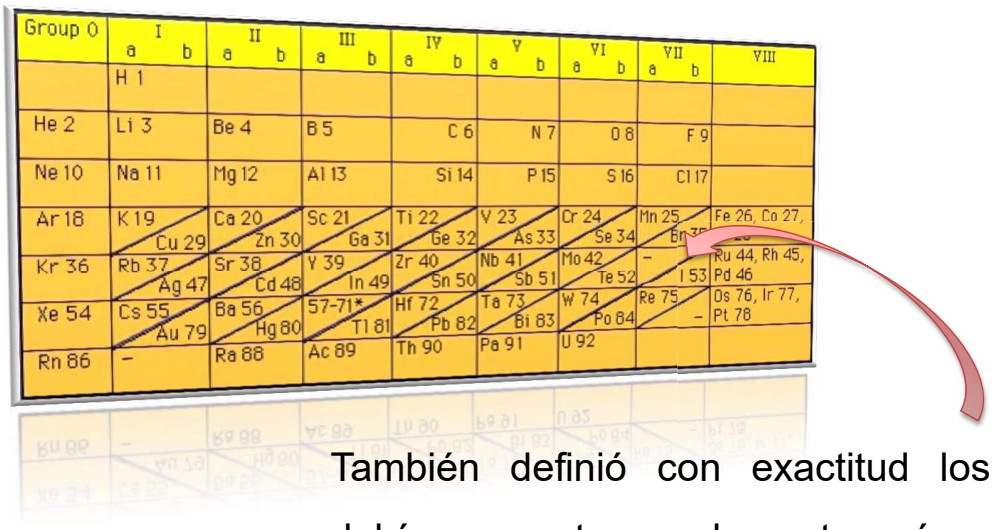
Como los elementos producían rayos X de longitud de onda más corta cuanto mayor su peso atómico, construyó una nueva tabla periódica de los 92 elementos, ordenados según la longitud de onda de los rayos X correspondiente a cada uno de ellos.

Esta tabla conserva el mismo formato que la de Mendeleiev pero está ordenada en base al **Número atómico**.

Contiene los gases nobles recientemente descubiertos.

Establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos tienden a repetirse de forma sistemática, conforme aumente el número atómico.

Al ordenar los elementos por su número atómico, pudo eliminar las irregularidades propuestas en la tabla de Mendeleiev, basada en la masa atómica.



También definió con exactitud los huecos donde debían encontrarse elementos aún no descubiertos y predijo otros nuevos elementos, que fueron posteriormente identificados (43 (Tc), 61 (Pm) y 75 (Re))

Tabla periódica actual

La configuración electrónica, refleja el lugar que un elemento ocupa en la tabla periódica. Hay una relación directa entre el último orbital ocupado por un e^- de un átomo y su posición en la tabla periódica, y con su reactividad química, fórmula estequiométrica de los compuestos que puede formar al combinarse.

También permite predecir el comportamiento de las propiedades de los elementos, conociendo su posición.

Los elementos de la tabla periódica se clasifican en cuatro bloques:

– Bloque “s”: (A la izquierda de la tabla) ns^{1-2}

– Bloque “p”: (A la derecha de la tabla) $ns^2 np^{1-6}$

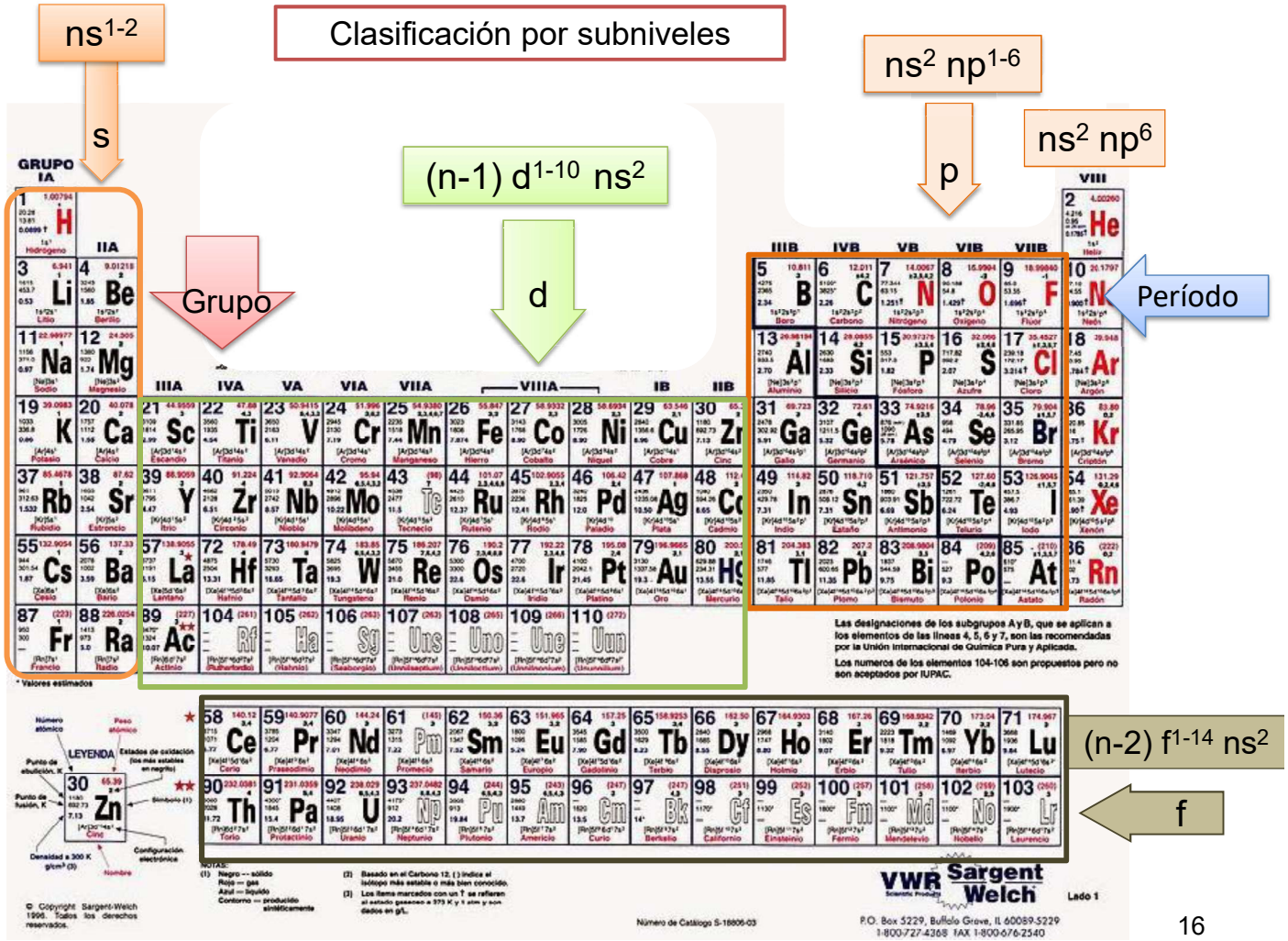
– Bloque “d”: (En el centro de la tabla) $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^2$

– Bloque “f”: (En la parte inferior de la tabla) $(n-2)\ f^{1-14}\ ns^2$

¿Cómo los ubicamos en los grupos y períodos?

<u>Período</u>: determinado por el valor de n más alto

<u>Grupo</u>: determinado por el número de electrones de la capa externa



¿Cómo se designan los grupos?

Europa (previo IUPAC): 1A hasta 8A y después B

IUPAC: 1 AL 18

EEUU: A Representativos - B Transición

Nº arábigos o romanos

	IA	IIA											III B	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB
	1	2											13	14	15	16	17	18
	IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
1	H																	He
2	Li	Be	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA		VIIIA		IB	IIB	B	C	N	O	F	Ne
			3	4	5	6	7		8	9	10	11	12					
3	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB		VIII B		IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

https://ptable.com/?lang=es#

GRUPO	IUPAC		
1A	1	Metales alcalinos	Li, Na, K. Rb, Cs. Fr
2A	2	Metales alcalinoterreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	16	Calcógenos	O, S, Se, Te, Po
7A	17	Halógenos	F, Cl, Br, I, At
8A	18	Gases Nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Metales: LADO IZQUIERDO

Lustre, conductividad eléctrica y térmica.

Todos (excepción Hg) sólidos a T ambiente

No Metales: LADO DERECHO

Algunos gases, líquidos y otros sólidos

Se separan unos de otros por línea escalonada del B al At.

Junto a la línea Metaloides

Elementos Representativos

Configuración electrónica de la capa de valencia:

- ✓ ns^x (x = 1,2) (metales alcalinos y alcalinotérreos)
- ✓ ns^2np^x (x = 1,2,….,6) (grupos 13 a 18)

Metales de transición

Configuración electrónica de la capa de valencia:

- ✓ $(n-1)\,d^x\,ns^2$ (x = 1,2,…,10) (grupos 3 a 12)

Metales de transición interna

Configuración electrónica de la capa de valencia:

- ✓ $(n-2)f^x(n-1)\,d^0ns^2$ (x = 1,2,…,14) (lantánidos y actínidos)

Elemento	Capa externa	Período	Grupo
	ns^1 o ns^2	n	1 a 2
$_3Li$	$1s^2\,2s^1$	2	1
$_4Be$	$1s^2 2s^2$	2	2

ns^1 y ns^2

bloque principal s

$ns^2np^{1\ a\ 6}$

bloque principal p

Elemento	Capa externa	Período	Grupo
	$ns^2np^{1\ a\ 6}$	n	13 a 18
$_9F$	$1s^2 2s^2 2p^5$	2	17
$_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6$	2	18

Elementos que completan orbitales p y tienen Z menor o igual que 18….. Sumo 10 para sacar el grupo

Elemento	Capa externa	Período	Grupo
	$ns^2np^{1\ a\ 6}$	n	3 a 12
$_{21}Sc$	[Ar] $3d^1\ 4s^2$	4	3
$_{27}Co$	[Ar] $3d^7 4s^2$	4	9

$ns^2\ (n-1)d^{1a10}$

bloque d, elementos de transición

electrones de la capa de valencia más los (n-1)d

¿Qué pasa con los elementos con $ns^2\ (n-2)f^{1\ a\ 14}$?

si n= 6	***Grupo de los Lantánidos***
si n = 7	***Grupo de los Actínidos***

$_{59}$**Pr** = [Xe] $4f^3\ 6s^2$	***período 6 lantánidos***
$_{94}$**Pu** = [Rn] $5f^6\ 7s^2$	***período 7 actínidos***

A los elementos lantánidos se los suele denominar tierras raras.

Los elementos actínidos son radiactivos , y la mayoría no se encuentra en la naturaleza.

Determinación de período y grupo de un elemento

Se determina según la configuración electrónica

Período, determinado por el valor de *n más alto*

Grupo, determinado por el número de electrones de la capa externa

Elementos de un mismo grupo

-Tienen el mismo número de electrones en la última capa electrónica (capa de valencia); que están distribuidos en orbitales del mismo tipo

-Tienen propiedades químicas semejantes. Las propiedades químicas de los elementos se relacionan con la configuración electrónica de su capa de valencia

Elementos de un mismo grupo

- ✓ Tienen el mismo número de electrones en la capa de valencia, que están distribuidos en orbitales del mismo tipo
- ✓ Sus propiedades químicas son semejantes

Las propiedades químicas de los elementos se relacionan con la configuración electrónica de su capa de valencia

Elemento	Configuración electrónica de los elementos del grupo 17: HALÓGENOS	Capa de valencia
$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5 = [_{2}He]\ 2s^2\ 2p^5$	$ns^2\ np^5$
$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 = [_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^5$	
$_{35}Br$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5 = [_{18}Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	
$_{53}I$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5 = [_{36}Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$	

Ejercicio 1: Indique el período y el grupo al cual pertenecen los siguientes elementos: $_{12}Mg$; $_{55}Cs$; $_{25}Mn$; $_{33}As$; $_{14}Si$; $_{61}Pm$; $_{94}Pu$

Elemento	Config. Elect.	Grupo	Período
$_{12}Mg$	$[Ne]\ 3s^2$	2	3
$_{55}Cs$	$[Xe]\ 6s^1$	1	6
$_{25}Mn$	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$	7	4
$_{33}As$	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$	15	4
$_{14}Si$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^2$	12	3
$_{61}Pm$	$[Xe]\ 4f^5\ 6s^2$	Lantánidos	6

Ejercicio 2: Indique el período y el grupo al cual pertenecen los siguientes elementos:

$_{18}Ar$; $_{19}K$; $_{17}Cl$; $_{16}S$; $_{20}Ca$

Elemento	Config. Elect.	Grupo	Período
$_{18}Ar$	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	18	3
$_{19}K$	[Ar] $4s^1$	1	4
$_{17}Cl$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	17	3
$_{16}S$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	16	3
$_{20}Ca$	[Ar] $4s^2$	2	4

Ejercicio 3: Escribir configuración electrónica, el ion mas estable y sacar grupo y período de los elementos: Cu; Cs; Cl; S; Ca; Ni, Se

$_{29}Cu$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1 3d^{10}$: [Ar] $4s^1 3d^{10}$

$_{29}Cu^+$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$: [Ar] $3d^{10}$

$_{29}Cu^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^9$: [Ar] $3d^9$

Elemento	Grupo	Período
$_{29}Cu$	2	3
$_{55}Cs$	1	6
$_{17}Cl$	17	3

$_{55}Cs$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$:[Xe] $6s^1$

$_{55}Cs^+$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$: [Xe]

$_{17}Cl$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3px^2\ 3py^2\ 3pz^1$: [Ne]$3s^2 3p^5$

$_{17}Cl^-$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3px^2\ 3py^2\ 3pz^2$: [Ne] $3s^2 3p^6$: [Ar]

$_{16}S$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3px^2\ 3py^1\ 3pz^1$: [Ne]$3s^2 3p^4$

$_{16}S^{2-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3px^2\ 3py^2\ 3pz^2$: [Ne]$3s^2 3p^6$: [Ar]

$_{28}Ni$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d_1^2 3d_2^2 3d_3^2 3d_4^1 3d_5^1$: [Ar] $4s^2 3d^8$

$_{28}Ni^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 3d_1^2 3d_2^2 3d_3^2 3d_4^1 3d_5^1$: [Ar] $3d^8$

$_{28}Ni^{3+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 3d_1^2 3d_2^2 3d_3^1 3d_4^1 3d_5^1$: [Ar] $3d^7$

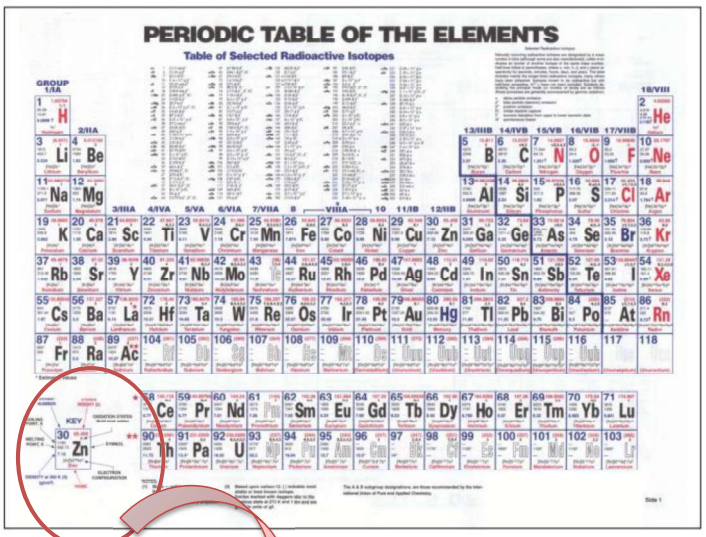
Elemento	Grupo	Período
$_{16}S$	16	3
$_{28}Ni$	10	4
$_{20}Ca$	2	4
$_{34}Se$	16	4

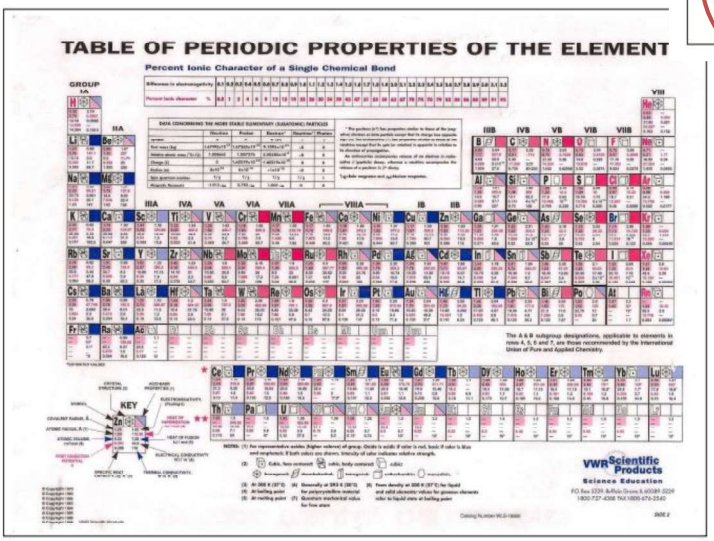
$_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$: [Ar]$4s^2$

$_{20}Ca^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$: [Ar]

$_{34}Se$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4px^2 4py^1 4pz^1$: [Ar]$4s^2 3d^{10} 4p^4$

$_{34}Se^{2-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4px^2 4py^2 4pz^2$: [Ar]$4s^2 3d^{10} 4p^6$:[Kr]





PROPIEDADES PERIODICAS

Radio atómico (R)

Energía de ionización (EI o I)

Afinidad electrónica (EA o A)

→ Propiedades físicas del átomo

Electronegatividad X → Propiedades en el compuesto

Tendencias periodicas

Muchas de las tendencias en las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden explicarse con la configuración electrónica

Conceptos importantes para poder analizar las configuraciones electrónicas

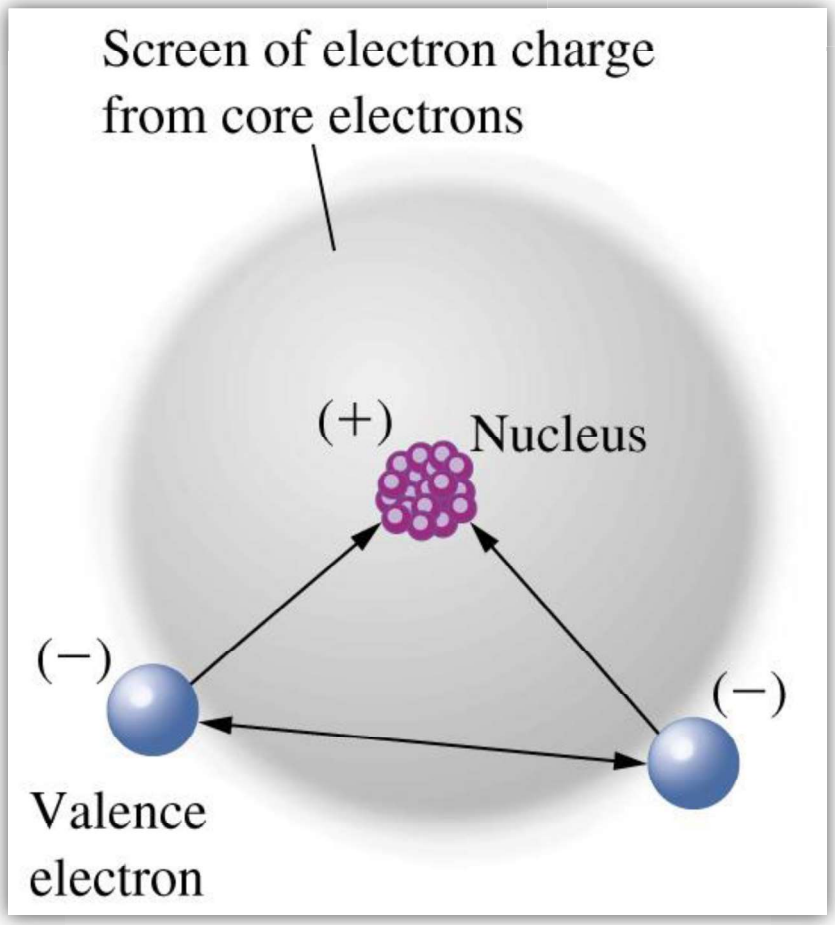
Carga nuclear efectiva (Z_{ef})
Capa de valencia
Repulsión electrónica
Efecto pantalla

CARGA NUCLEAR EFECTIVA: Z_{ef} o Z^*

Los electrones del último nivel, si estuviesen solos, ***serían atraídos por las cargas positivas del núcleo***. Pero esto no ocurre, estos electrones ***están protegidos por una pantalla de cargas negativas proveniente de*** los electrones de los niveles más bajos efecto que se conoce como **APANTALLAMIENTO**

La carga nuclear efectiva (Z_{ef}), es definida como la diferencia entre el **número atómico (Z)**, (que representa a los protones con carga positiva), menos el número de electrones que producen el APANTALLAMIENTO.

APANTALLAMIENTO

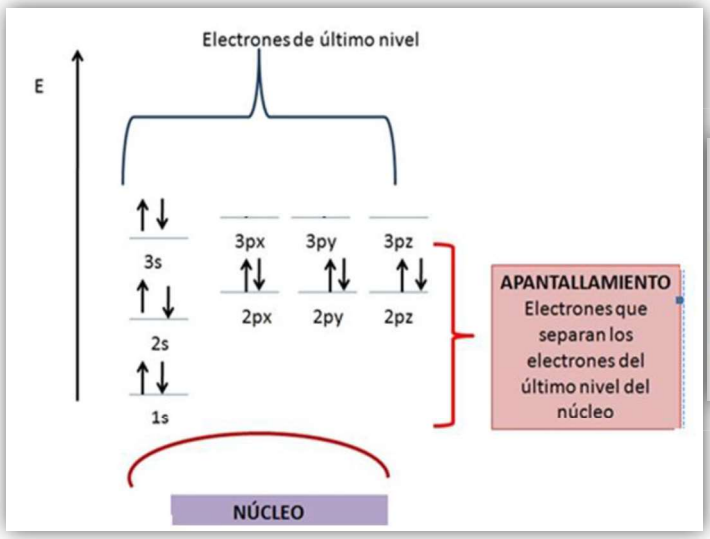


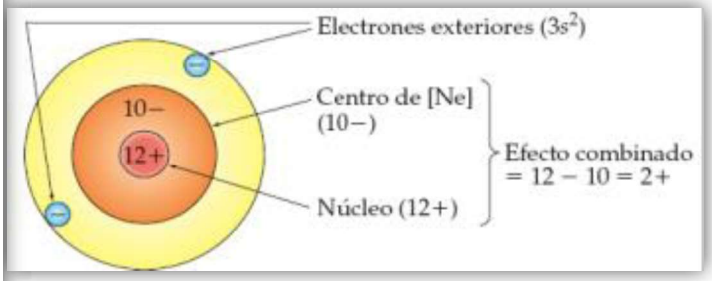
Z_{ef}: Z- S

Z: nº de p^+ y S: e^- entre el núcleo y el e^- en cuestión

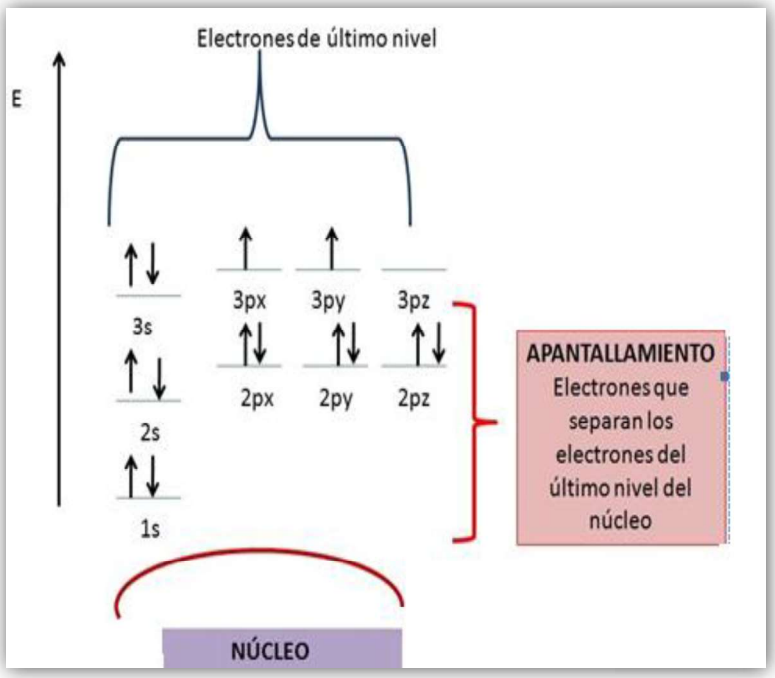
- ✓ La densidad electrónica de los e^- internos escuda a los e^- externos de la carga del núcleo.
- ✓ Los e^- de la misma capa no se escudan entre sí.

Ej: $_{12}Mg = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 = [Ne]\ 3s^2$





Ej: $_{14}Si = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2 = [Ne]\ 3s^2\ 3p^2$



Si calculamos el Z_{ef} para el átomo de $_{14}Si$, resulta:

Z = 14

S = 10

Z_{ef}= 14 - 10 = **+4**

Período

Li: $1s^2\ 2s^1$ Z_{ef}: 3 – 2 = 1+

Be: $1s^2\ 2s^2$ Z_{ef}: 4 – 2 = 2+

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Grupo

Menor

Cambio

Li: 3 – 2 = 1+

Na: 11 – 10 = 1+

Reglas de Slater para el cálculo de la constante de protección S para calcular Z_{ef}

Para un e^- en un orbital ns o np

a) Los electrones que se encuentren en el nivel (n+1) o superior no contribuyen.
b) Los electrones del mismo nivel electrónico contribuyen en 0,35 cada uno.
c) Los electrones en el nivel (n-1) (orbitales s, p o d) contribuyen con 0,85 cada uno.
d) Los electrones en el nivel (n-2) o inferiores contribuyen con 1,00 cada uno.

Para un e^- en un orbital nd

a) Los electrones que se encuentren en el nivel (n+1) o superior no contribuyen.
b) Los electrones del mismo nivel electrónico contribuyen en 0,35 unidades cada uno.
c) Todos los electrones en el nivel (n-1) o inferiores contribuyen con 1,00 unidad cada uno.

Z_{ef}: Z- S

Contribución de los e- al efecto pantalla (S)

Período 2	$_3Li$	$_4Be$	$_5B$	$_6C$	$_7N$	$_8O$	$_9F$	$_{10}Ne$
Conf. Elect.	$1s^2$ $2s^1$	$1s^2$ $2s^2$	$1s^2$ $2s^22p^1$	$1s^2$ $2s^22p^2$	$1s^2$ $2s^22p^3$	$1s^2$ $2s^22p^4$	$1s^2$ $2s^22p^5$	$1s^2$ $2s^22p^6$
Z	3	4	5	6	7	8	9	10
S	2	2	2	2	2	2	2	2
Z_{ef} (2s o 2p)	1	2	3	4	5	6	7	8

Z aumenta a lo largo de un período

Aplicando las reglas de Slater

Período 2	$_3Li$	$_4Be$	$_5B$	$_6C$	$_7N$	$_8O$	$_9F$	$_{10}Ne$
Conf. Elect.	$1s^2$ $2s^1$	$1s^2$ $2s^2$	$1s^2$ $2s^22p^1$	$1s^2$ $2s^22p^2$	$1s^2$ $2s^22p^3$	$1s^2$ $2s^22p^4$	$1s^2$ $2s^22p^5$	$1s^2$ $2s^22p^6$
Z	3	4	5	6	7	8	9	10
S	1,7	2,05	2,40	2,75	3,10	3,45	3,80	4,15
Z_{ef} (2s o 2p)	1,3	1,95	2,60	3,25	3,90	4,55	5,20	5,85

Grupo 1 Alcalinos	Configuración	n	Z	S	Z_{ef}
$_1H$	$1s^1$	1	1	0	1
$_3Li$	[He] $2s^1$	2	3	1,7	1,3
$_{11}Na$	[Ne] $3s^1$	3	11	8,8	2,2
$_{19}K$	[Ar] $4s^1$	4	19	16,8	2,2
$_{37}Rb$	[Kr] $5s^1$	5	37	34,8	2,2
$_{55}Cs$	[Xe] $6s^1$	6	55	52,8	2,2
$_{87}Fr$	[Rn] $7s^1$	7	87	84,8	2,2

Z_{ef} aumenta poco en un grupo

Importante

Todas las propiedades periódicas se pueden explicar usando el comportamiento de Z_{ef} o del número de e^-

Grupo: Número de electrones (n)

Periodo: carga nuclear efectiva (Z_{ef})

Periodo: aumenta $\mathbf{Z_{ef}}$

Grupo: aumenta **n**

Nunca se explica una propiedad periódica con otra

Radio atómico (r): Distancia desde el núcleo al último e^- del átomo

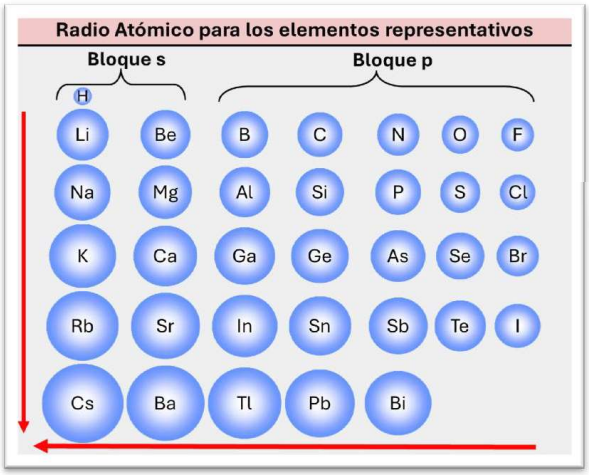
Sabemos que **r** α **n**, entonces, al aumentar el valor de n el último e^- estará más alejado del núcleo

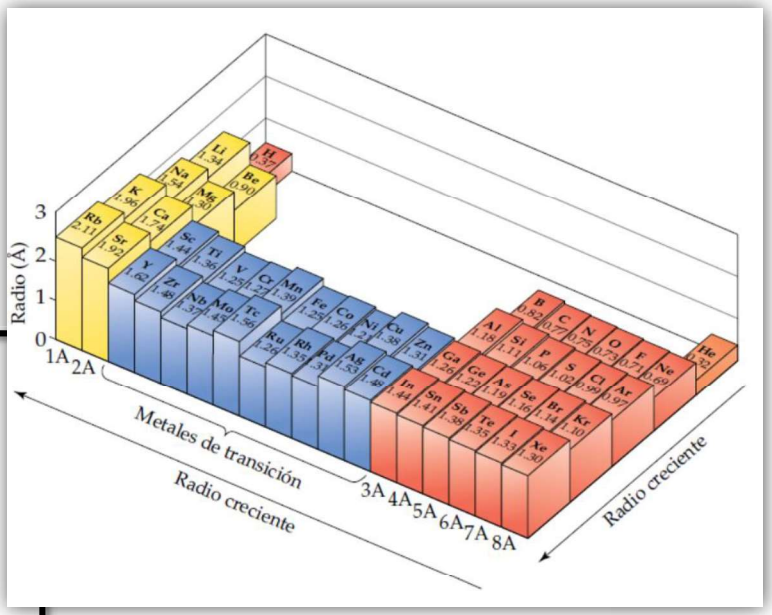
Periodo: n constante y Z ↑ => ↑ el número de e^- en la misma capa y también ↑ $\mathbf{Z_{ef}}$

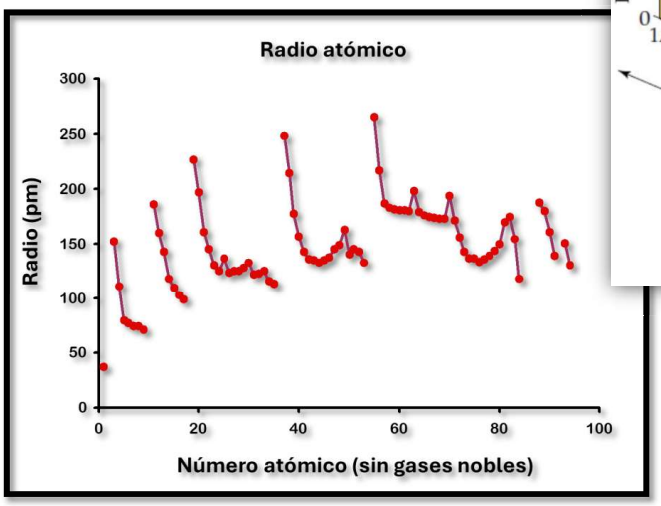
r disminuye de izquierda a derecha

Grupo: ↑ **n** => ↑ el número de e^- externos

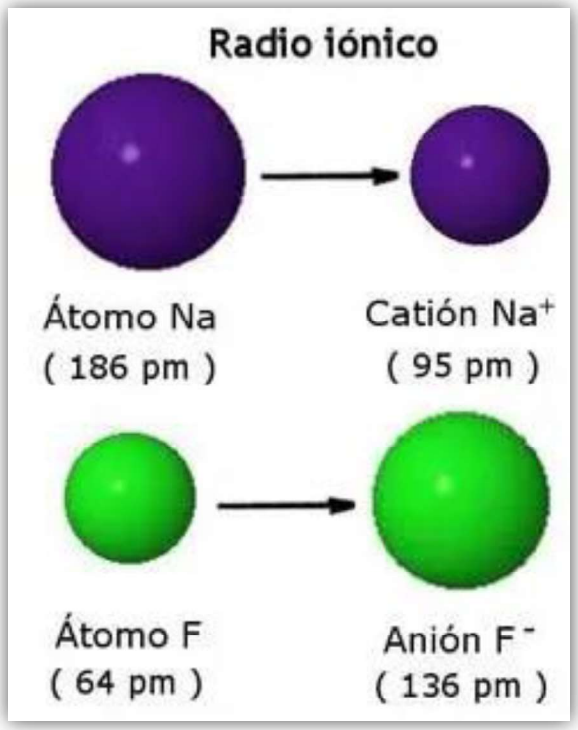
r aumenta de arriba hacia abajo







¿Qué pasa con el radio en los iones?



Cationes

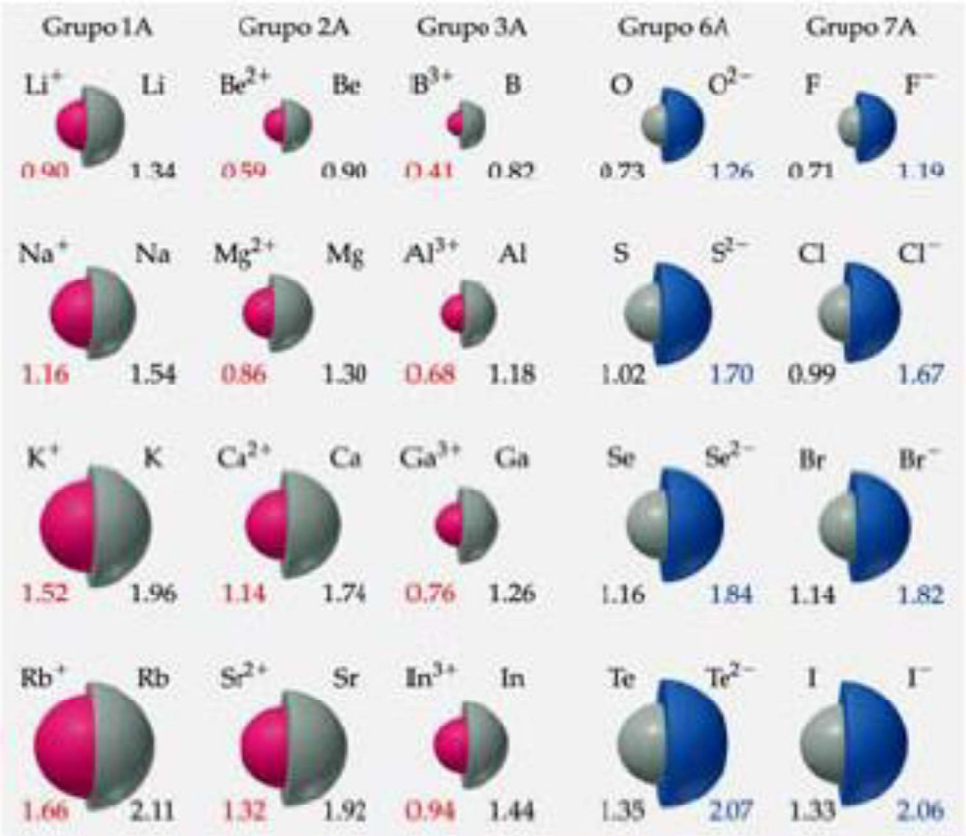
Para la mayoría de los grupos, los electrones que se remueven son los de la capa externa.

- ✓ La carga positiva del ion puede atraer aun mejor los e^- remanentes.
- ✓ **Son menores que los átomos de los que provienen.**

Aniones

- ✓ Adicionar e^- incrementa la repulsión entre los mismos.
- ✓ Para el anion es mas difícil mantener los otros e^-.
- ✓ **Son mayores que los átomos de los que se forman**.

Tabla Periódica



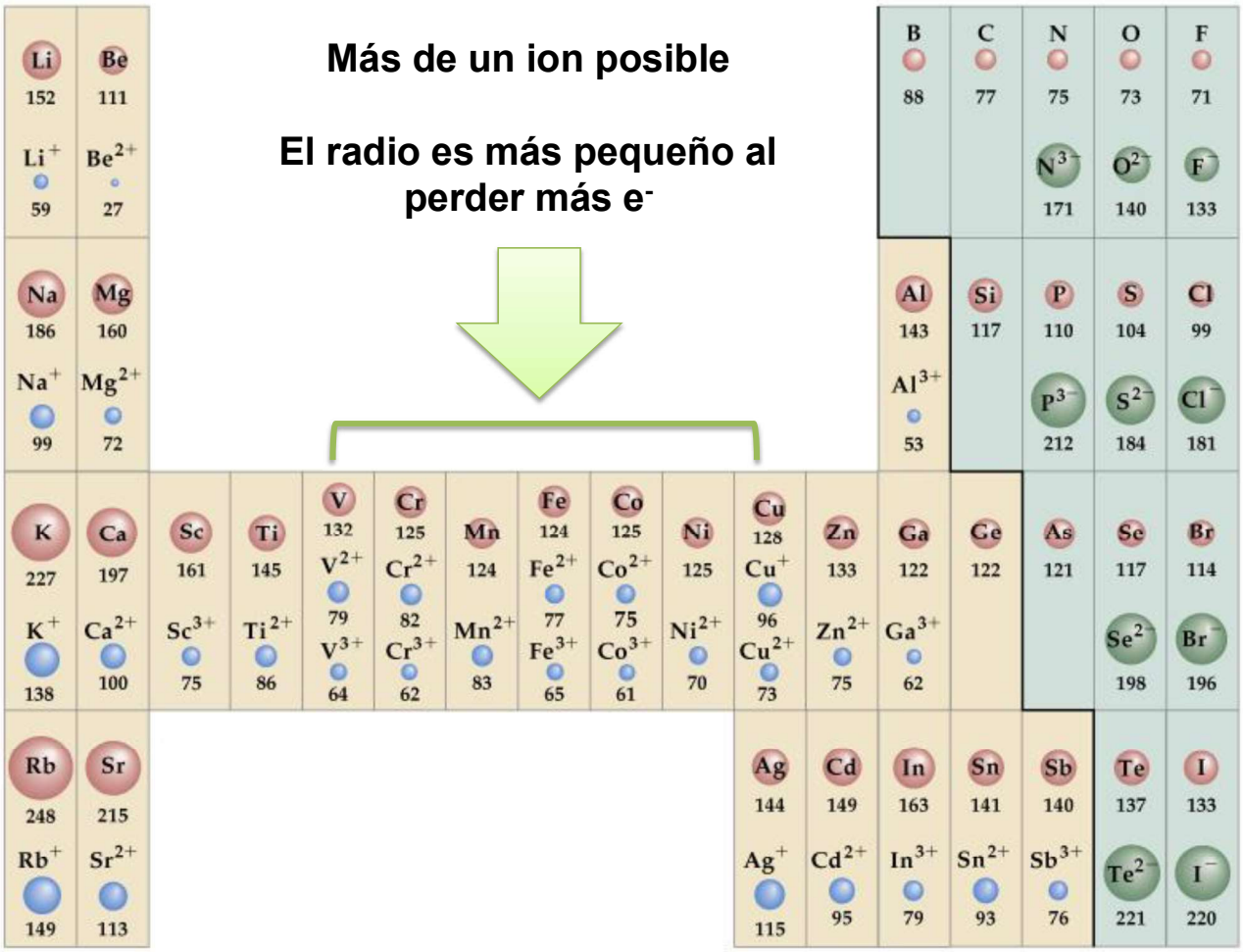
gris: átomo neutro

rojo: catión

azul: anión

Radios Iónicos (pm)

Li	Li^+	Be	Be^{2+}	O	O^{2-}	F	F^-
152	74	111	35	74	140	71	133
Na	Na^+	Mg	Mg^{2+}	S	S^{2-}	Cl	Cl^-
186	102	160	72	103	184	99	181
K	K^+	Ca	Ca^{2+}			Br	Br^-
227	138	197	100			114	195
Rb	Rb^+	Sr	Sr^{2+}			I	I^-
248	149	215	116			133	216
Cs	Cs^+	Ba	Ba^{2+}				
265	170	217	136				



Radio iónico de cationes isoelectrónicos

Los cationes son más pequeños que los átomos de los que provienen.

Elemento	Configuración electrónica	$Z_{ef} = Z - S^*$	Radio atómico (pm)	Radio iónico r_+ pm
$_{11}Na$	[Ne] $3s^1$	11-10 = +1	186	
$_{11}Na^+$	[Ne]	----------		99
$_{12}Mg$	[Ne] $3s^2$	12-10 = +2	160	
$_{12}Mg^{2+}$	[Ne]	--------		72

S* = *constante de apantallamiento = número de electrones internos.* $_{10}$[Ne]

Los radios iónicos de los cationes isoelectrónicos son tanto menores cuanto mayor sea su carga positiva.

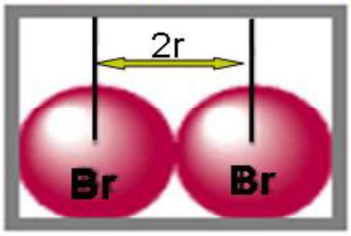
Radio iónico de aniones isoelectrónicos

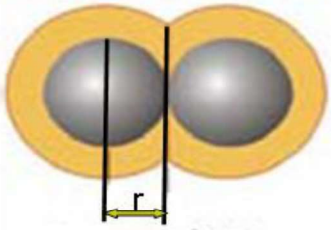
Los aniones son mayores que los átomos de los que provienen.

Elemento	Configuración electrónica	Radio atómico (pm)	Radio iónico r. pm
$_{17}Cl$	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	99	
$_{17}Cl^-$	[Ar]	------	181
$_{16}S$	[Ne] $3s^2\ 3p^4$	102	
$_{16}S^{2-}$	[Ar]	--------	184

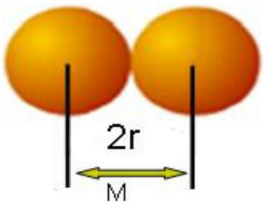
Los radios iónicos de los aniones isoelectrónicos son tanto mayores cuanto mas negativa es la carga

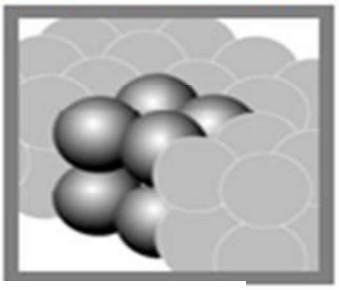
Radio covalente: es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos unidos por un enlace simple



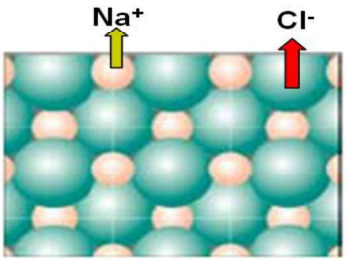


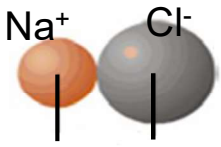
Radio metálico: es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos en un sólido metálico





Radio iónico





$r_+ + r_-$

Ejercicio 3: ordene de mayor a menor los radios iónicos de las siguientes especies: $_{7}N^{3-}$ $_{8}O^{2-}$ $_{9}F^{-}$ $_{10}Ne$ $_{12}Mg^{2+}$ $_{13}Al^{3+}$

Para resolver el ejercicio:
1) escriba la configuración electrónica de los elementos;
2) escriba la configuración electrónica de las especies iónicas;
3) compare la configuración electrónica de las especies iónicas

$_{7}N$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$_{7}N^{3-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$= [Ne]
$_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$_{8}O^{2-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$= [Ne]
$_{9}F$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$_{9}F^{-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$= [Ne]
$_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	
$_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	$_{12}Mg^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$= [Ne]
$_{13}Al$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^1$	$_{13}Al^{3+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$= [Ne]

Elementos o iones que tengan igual configuración electrónica: **ISOELECTRÓNICOS**

Carga nuclear creciente →

$_{7}N^{3-}$ > $_{8}O^{2-}$ > $_{9}F^{-}$ > $_{10}Ne$ > $_{12}Mg^{2+}$ > $_{13}Al^{3+}$

1,71 Å 1,4 Å 1,33 Å 0,69 Å 0,66 Å 0,51 Å

← Radio iónico creciente

Energía de ionización: La energía necesaria para remover un e^- de un átomo neutro en fase gaseosa.

Primera energía de ionización

$$A_{(g)} + \text{Energía de ionización} \longrightarrow A^{+}_{(g)} + e^{-}$$

- ✓ Nos indica la facilidad de formar un catión.
- ✓ Los metales tienen menores energías de ionización que los no metales. PREFIEREN ESTAR COMO CATIONES

Primera energía de ionización (I_1): es la mínima energía necesaria para arrancar el electrón más externo (el menos atraído por el núcleo) de un átomo neutro en estado gaseoso y convertirlo en un catión monopositivo gaseoso (en condiciones de presión y temperatura estandar)

Las energías de ionización son siempre positivas

Las energías de ionización son directamente proporcionales al cuadrado de la Z_{ef} e inversamente proporcionales al cuadrado del valor de n

$$I = R_H \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$$

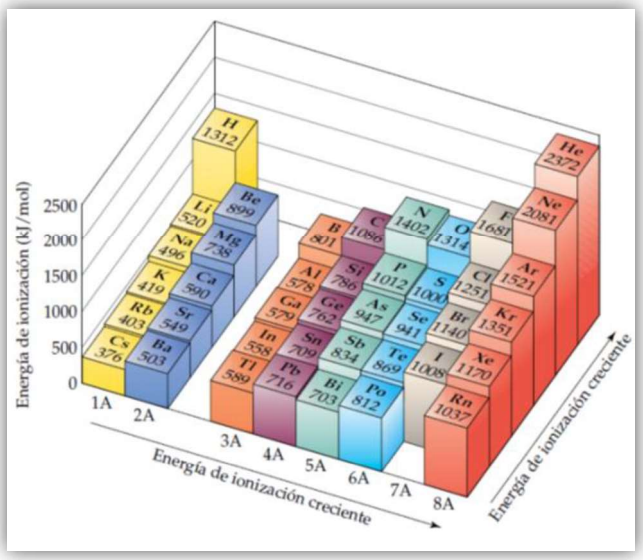
Periodo: n constante y Z ↑ => ↑ Z_{ef} => Necesito menos energía para arrancar el e^-

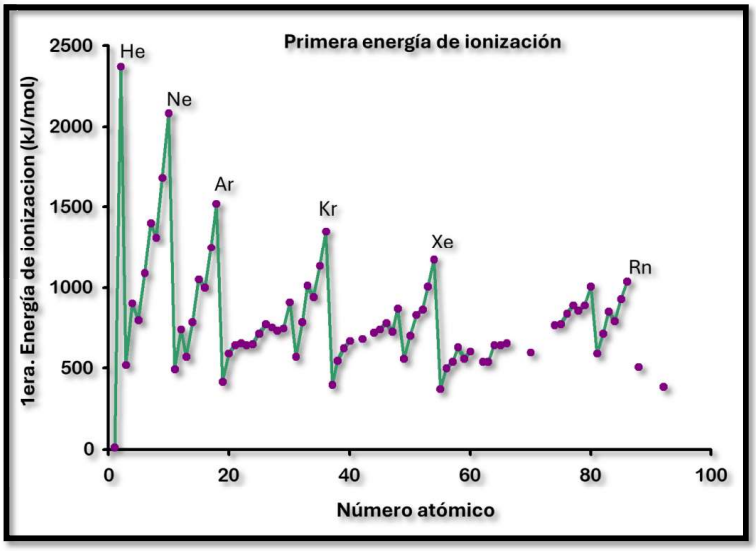
Grupo:

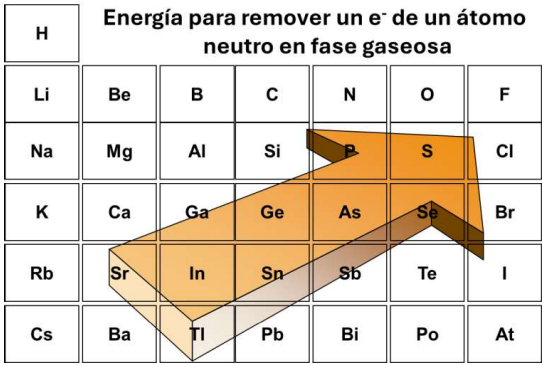
↑ **n** => ↑ el número de e^- externos => Necesito menos energía para arrancar el e^-

EI aumenta de izquierda a derecha

EI disminuye de arriba hacia abajo







9. POTENCIALES DE IONIZACIÓN (kJ/mol)

N° atómico	Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6
1	H	1312,0					
2	He	2372,3	5250,4				
3	Li	520,3	7298,1				
4	Be	899,5	1757,1	14848,7			
5	B	800,6	2427,0	3659,8			
6	C	1086,4	2352,6	4620,5	6222,6		
7	N	1402,3	2856,1	4578,1	7475,1	9444,9	
8	O	1314,0	3388,2				
9	F	1681,0	3374,2				
10	Ne	2080,7	3952,3				
11	Na	495,8	4562,4				
12	Mg	737,7	1450,7	7732,8			
13	Al	577,6	1816,7	2744,8	11578,0		
14	Si	786,5	1577,1	3231,6	4355,5		
15	P	1011,8	1903,2	2912,0	4957,0	6273,9	
16	S	999,6	2251,0	3361,0	4564,0	7013,0	8495,6
17	Cl	1251,1					
19	K	418,9	3051,4				
20	Ca	589,8	1145,4	4912,0			
21	Sc	631,0	1235,0				
22	Ti	658,0	1310,0	2652,0	4176,3		
23	V	650,0	1414,0	2828,0			
24	Cr	652,8	1496,0	2987,0			
25	Mn	717,4	1509,1	3248,4			
26	Fe	759,4	1561,0	2957,4			
27	Co	758,0	1646,0	3232,0			
28	Ni	736,7	1753,0	3393,0			
29	Cu	745,5	1957,9	3554,0			
30	Zn	906,4	1733,3	3832,7			
31	Ga	578,8	1979,0	2963,0			
32	Ge	762,2	1537,2	3302,0			
33	As	944,0	1797,8	2735,5			
34	Se	940,9	2045,0	2973,7			
35	Br	1139,9					

Energías de ionización I (kJ/ mol)

	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
Na	496	4560			
Mg	738 (Mg^{+})	1450 (Mg^{+2})	7730 (Mg^{+3})		
Al	578	1820	2750	11600	
Si	786	1580	3230	4360	16100
P	1012	1900	2910	4960	6270
S	1000	2250	3360	4560	7010
Cl	1251	2300	3820	5160	6540
Ar	1521	2670	3930	5770	7240

Las energías de ionización de un elemento aumentan en magnitud conforme se eliminan e^- sucesivos: $I_1 < I_2 < I_3$, etc. Con cada eliminación sucesiva, se está quitando un e^- a un ion cada vez más positivo, lo que requiere más energía.

Otra característica importante es el marcado aumento en la energía de ionización observada cuando *se elimina un e^- de capa interna*. El gran salto en energía se debe a que el electrón de capa interna, mucho más cerca del núcleo, que experimenta una Z_{ef} mucho mayor que los e- de la capa de valencia.

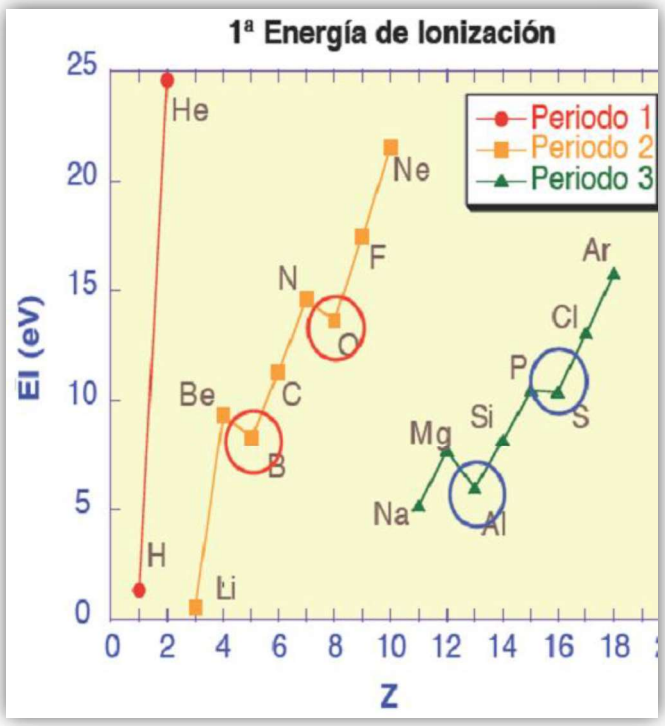
Todos los elementos muestran un aumento importante en la energía de ionización cuando se eliminan e^- de su centro de gas noble.

Esta observación apoya la idea de que sólo los e^- más exteriores (más allá del centro de gas noble), intervienen en el compartimiento y transferencia de e^- que dan pie a los enlaces y reacciones químicos.

Los e^- internos están unidos con demasiada fuerza al núcleo como para perderse del átomo o siquiera compartirse con otro átomo.

57

IRREGULARIDADES EN UN PERÍODO



Be	B
899 kJ/mol	801 kJ/mol
[He] $2s^2$	[He] $2s^2\,2p^1$

ns^2 lleno escuda a los e^- de la subcapa np

N	O
1402 kJ/mol	1314 kJ/mol
[He] $2s^2\,2p^3$	[He] $2s^2\,2p^4$

Repulsión de e^- apareados en p^4

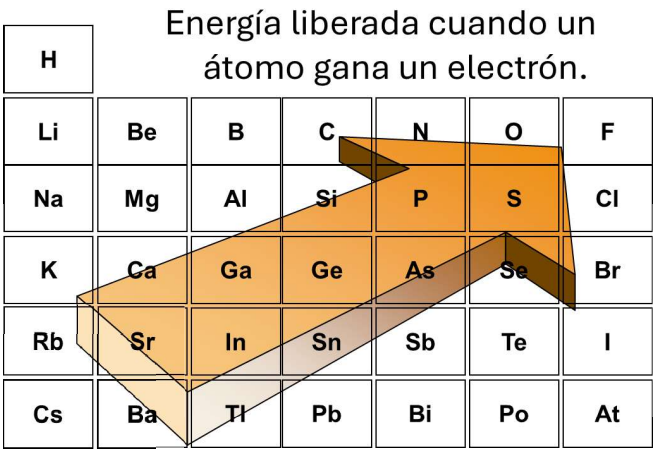
Afinidad electronica: Medida de la tendencia de un átomo a ganar e^- en fase gaseosa.

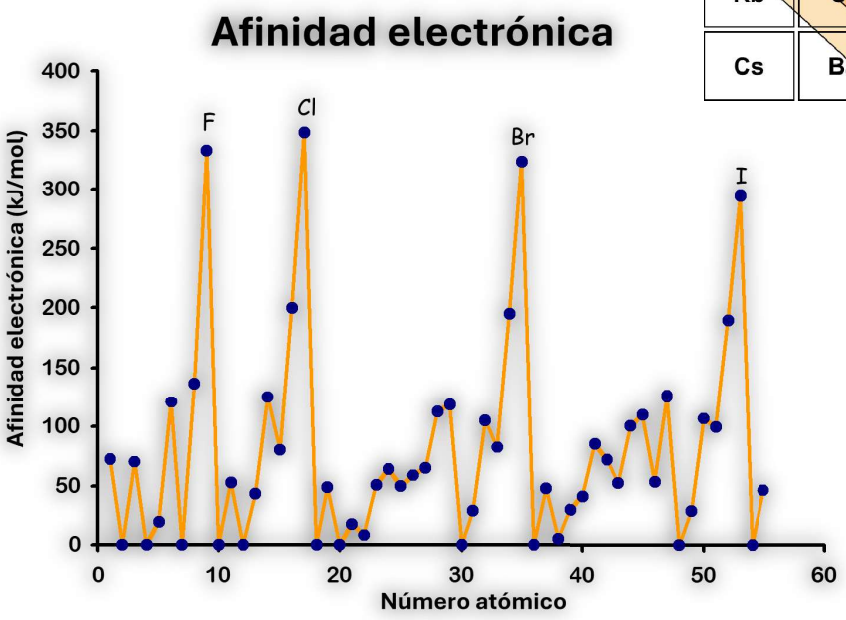
$$A_{(g)} + e^- \longrightarrow A^-_{(g)} + \text{energía térmica}$$

La afinidad electrónica es una función periódica que varía irregularmente con el número atómico.

En general, aumenta de izquierda a derecha.

Los gases nobles no se incluyen dado que tienen muy baja, o no tienen tendencia a ganar electrones.





Cuanto más negativa sea la AE mayor es la tendencia del átomo a aceptar 1 e^-

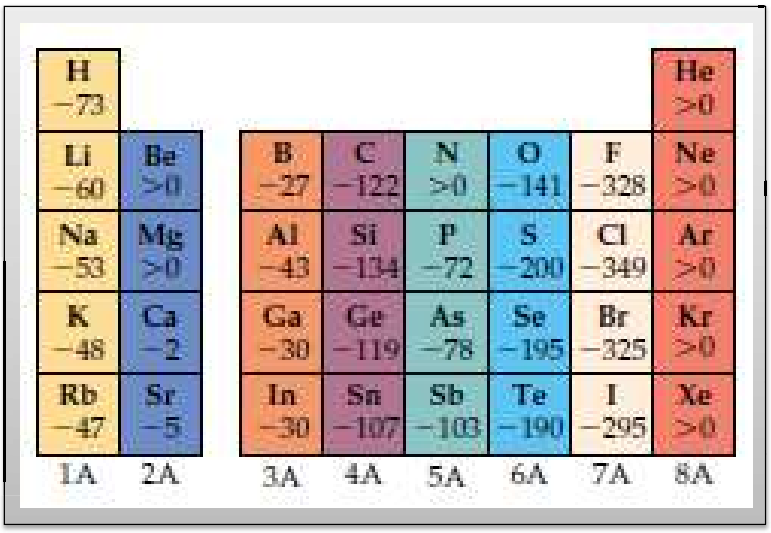
A mayor valor absoluto de la AE mayor es la estabilidad del ion

Periodo: n constante y Z ↑ => ↑ Z_{ef} => ↑ **AE**

Grupo:

n ↓ => ↑ AE

AE disminuye de arriba hacia abajo



AE aumenta de izquierda a derecha

En caso de adquirir un segundo e^- es necesario entregar energía para el proceso, porque está en juego la repulsión electrónica hacia este.

Ya no estamos en presencia de una especie neutra, sino una especie cargada negativamente.

Se puede considerar más de una afinidad electrónica para un dado elemento

$$A_{(g)} + e^- \longrightarrow A^-_{(g)} \qquad AE_1$$

$$A^-_{(g)} + e^- \longrightarrow A^{2-}_{(g)} \qquad AE_2$$

$$A^{2-}_{(g)} + e^- \longrightarrow A^{3-}_{(g)} \qquad AE_3$$

AE_1 es usualmente negativa porque se libera energía cuando un mol de átomos acepta un mol de e^-

AE_2, AE_3, … son usualmente positivas porque se debe suministrar energía para agregar los sucesivos e^-

10. AFINIDADES ELECTRÓNICAS (kJ/mol)

Los cambios entálpicos de esta tabla corresponden al proceso de adicionar un electrón al átomo o ion correspondiente en estado gaseoso. Usualmente, se tabulan los potenciales de ionización de los iones -1 (-2 y -3, cuando corresponde), que corresponden al proceso inverso, quedando los signos invertidos.

N° atómico	Elemento	ΔH_{E1}	ΔH_{E2}	ΔH_{E3}
1	H	-72,8		
3	Li	-59,6		
5	B	-26,7		
6	C	-121,9		
7	N	-7,0	673,0	1070,0
8	O	-141,0	744,0	
9	F	-328,0		
11	Na	-52,9		
13	Al	-42,5		
14	Si	-133,6		
15	P	-72,0	468,0	886,0
16	S	-200,4	456,0	
17	Cl	-349,0		
19	K	-48,4		
21	Sc	-18,1		
22	Ti	-7,6		
23	V	-50,6		
24	Cr	-64,3		
26	Fe	-15,7		

ELECTRONEGATIVIDAD (X_p)

Pauling (1931): Tendencia de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando se combina con otro átomo formando un compuesto químico

Es un concepto relativo, no una función medible. La escala de Pauling es una escala arbitraria en la que se asigna el máximo valor (4,0) al F.

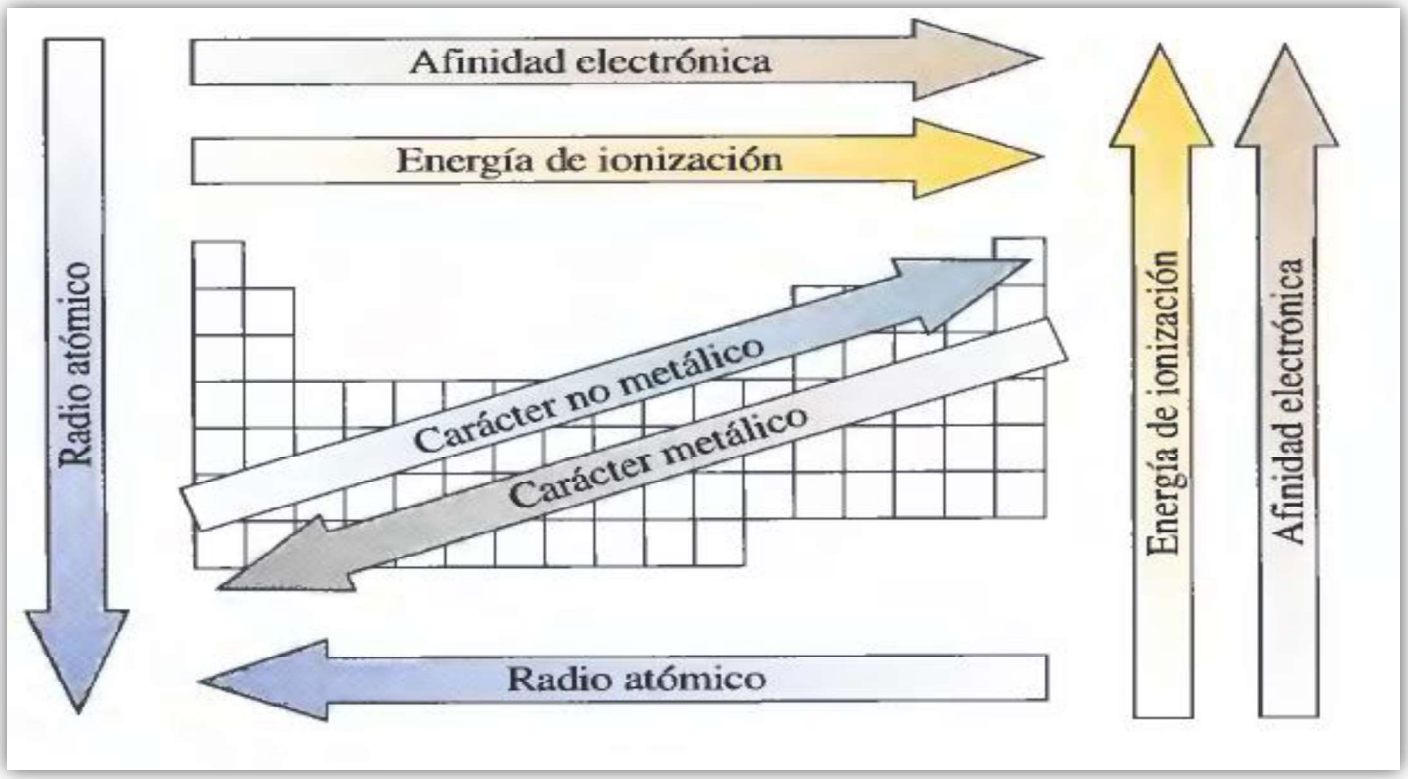
La consecuencia de la diferente electronegatividad entre los átomos unidos es la polarización del enlace A-B

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
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	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,8	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac† 1,1														

Inferior a 1,0
1,0–1,4
1,5–1,9
2,0–2,4
2,5–2,9
3,0–4,0

*Lantánidos: 1,1–1,3
†Actínidos: 1,3–1,5

Resumen de la relación entre las propiedades periódicas de los átomos y la tabla periódica



Ejercicio 4. Dado los siguientes elementos: S, Na y F.

a) ¿Cuál de ellos presenta menor energía de ionización? ¿Por qué?

b) ¿Cuál de ellos es el más electronegativo? ¿Por qué?

c) Comentar el tipo de enlace que se formará entre el sodio y el flúor, así como entre el azufre y el flúor.

d) ¿Cuáles serán las fórmulas químicas de las parejas de elementos anteriores?

S: G 16, P 3 Na: G 1, P 3 F: G 17, P 2

a) La **EI** de un átomo o un ion es la energía mínima necesaria para eliminar un electrón desde el estado basal del átomo o ion gaseoso aislado. Cuanto mayor es la **EI**, más difícil es quitar un e^-. Se relaciona con la Z_{ef} y con el n

Na y S: están en el mismo periodo de la tabla periódica, por lo tanto el factor que influye en la energía de ionización es la Z_{ef}. El S tiene mayor Z_{ef} y, en consecuencia, será mayor la energía que debo entregar para eliminar un electrón. Si comparamos con el F (un nivel inferior, y mayor Zef) la energía es aún mayor

Na < S < F

b) El más electronegativo es el F, ya que tiene mayor Z_{ef} y menor n

c) Teniendo en cuenta las diferencias de electronegatividad (X_P) entre los compuestos podemos concluir que:

Valores de X_P : Na: 0.9 *S: 2.6* *F: 4*

entre Na y F el enlace será iónico ya que la ΔX_P: 3.1; mientras que entre S y F el enlace será covalente ya que ΔX_P: 1.4

d) las fórmulas químicas de las parejas de elementos anteriores serían: NaF, Na_2S

Iones mas estables: Na^+ F^- S^{2-}

Ejercicio 5. Dado los siguientes elementos: S, Mg, Na y Cl.

a) Escribir configuración electrónica del elemento y de su ion mas estable
b) ¿Cuál de ellos presenta menor energía de ionización? Cual tiene mayor radio atómico y radio ionico. ¿Por qué?
c) ¿Cuáles serán las fórmulas químicas de las parejas de elementos anteriores?