

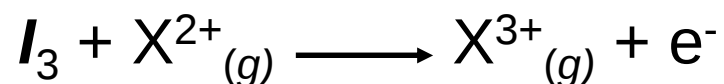
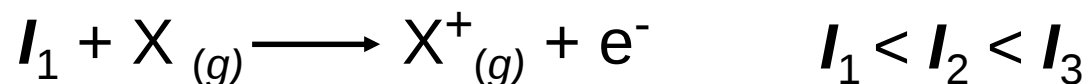
Auxiliar 4 - PROPIEDADES PERIÓDICAS

Profesor: Jorge Manzur

Prof. Auxiliar: Yerko Yávar

Energía de Ionización

Es la energía mínima (kJ/mol) requerida para remover un electron de un átomo gaseoso en su estado basal.



Incremento de la primera energía de ionización

Incremento de la primera energía de ionización

1 1A																	18 8A														
1 H	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He														
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne														
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9	10	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn														
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	(113)	114	(115)	116	(117)	118														
																		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
																		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Afinidad electrónica

- Es el cambio de energía que ocurre cuando un electrón es aceptado por un átomo en estado gaseoso para formar un anión.
- $X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)}$
- $F_{(g)} + e^{-} \longrightarrow F^{-}_{(g)} \Delta H = -328 \text{ kJ/mol} = \text{AE (F)}$

Electronegatividad

- La electronegatividad (χ) es la tendencia relativa que tienen los átomos de una molécula a atraer hacia sí los electrones involucrados en los enlaces.

TABLA 4.4 . ESCALA DE ELECTRONEGATIVIDADES.

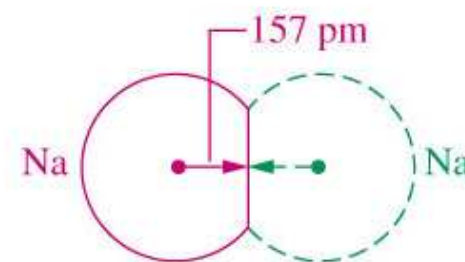
IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.1																
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	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 1.6	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	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	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np-No 1.3										

Nota: No todos los valores aquí reportados se obtuvieron por el método de Pauling.

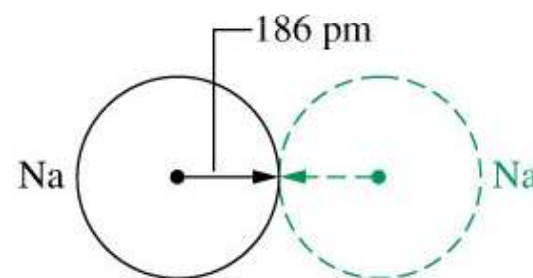
Radios Atómicos

- **Radio Covalente:** la mitad de la distancia internuclear en las moléculas diatómicas gaseosas de los elementos no metálicos: O_2 , F_2 , Cl_2 , N_2 .
- **Radio metálico:** la mitad de la distancia internuclear entre dos átomos en la red metálica.

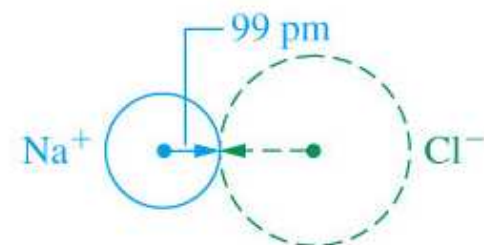
radio covalente



radio metálico

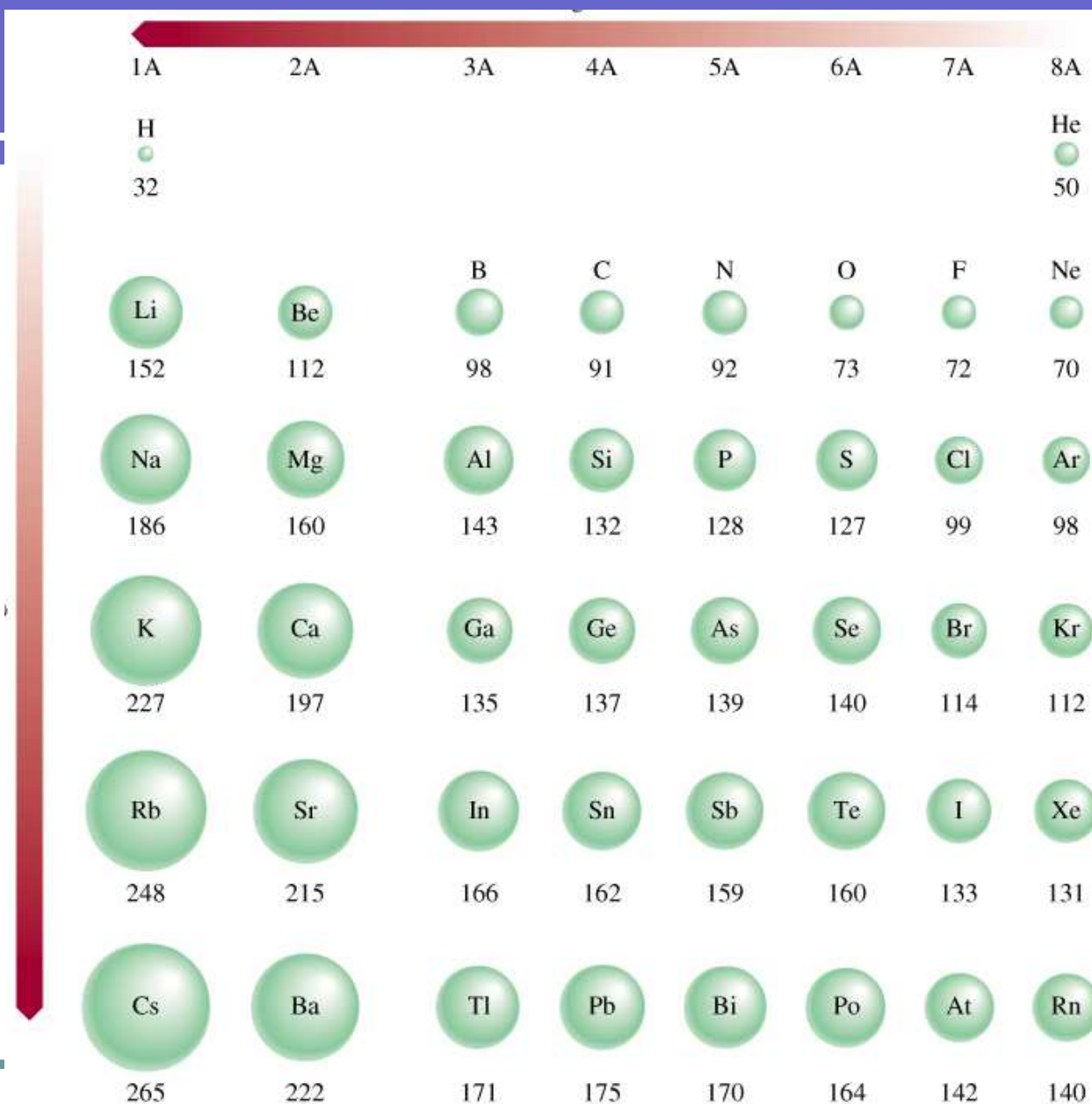


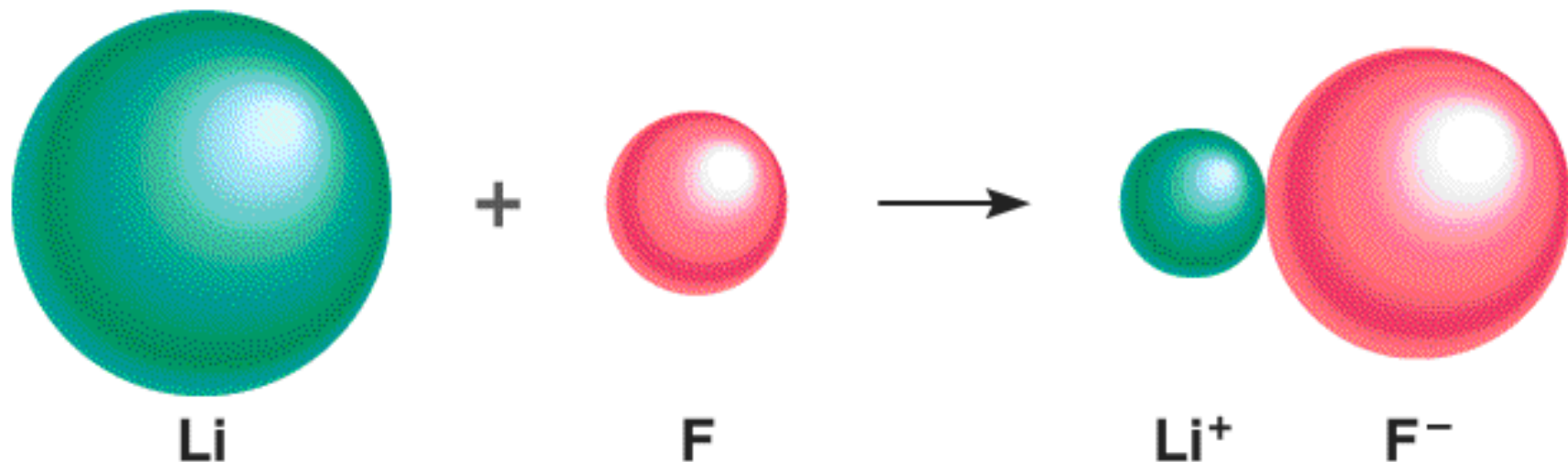
radio ionico



Aumenta el radio atómico

Aumenta el radio atómico



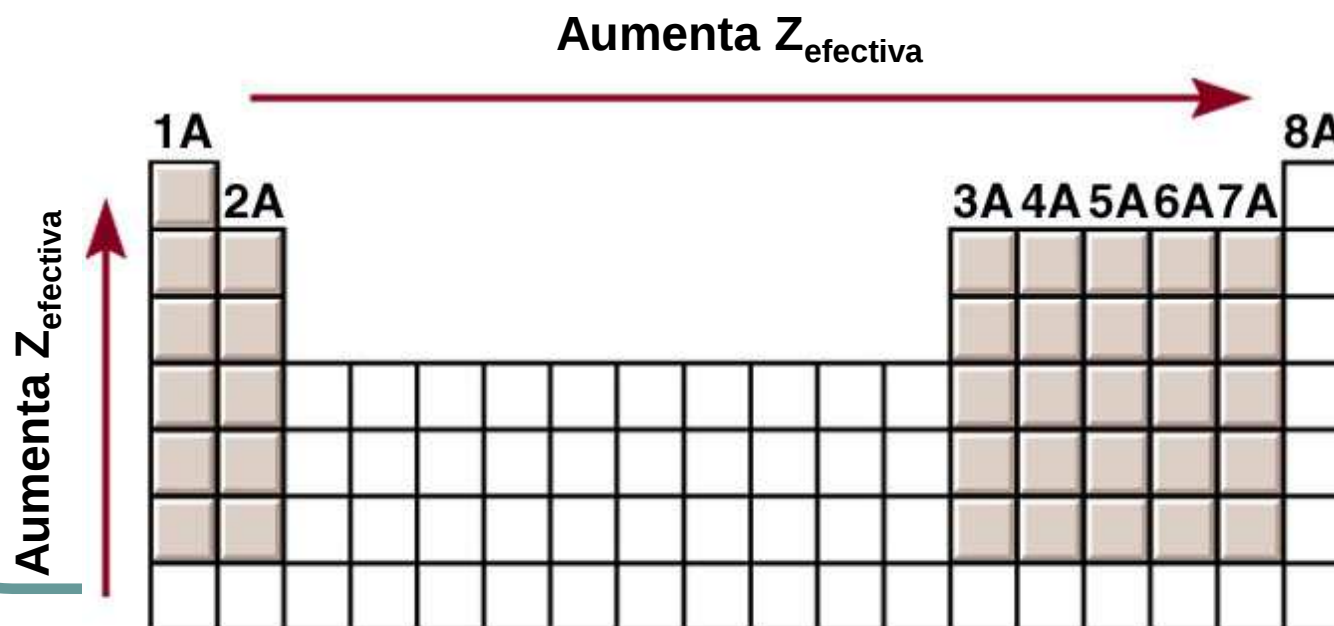


El **catión** siempre es **más pequeño** que el átomo a partir del cual se formó.

El **anión** siempre es **más grande** que el átomo a partir del cual se formó.

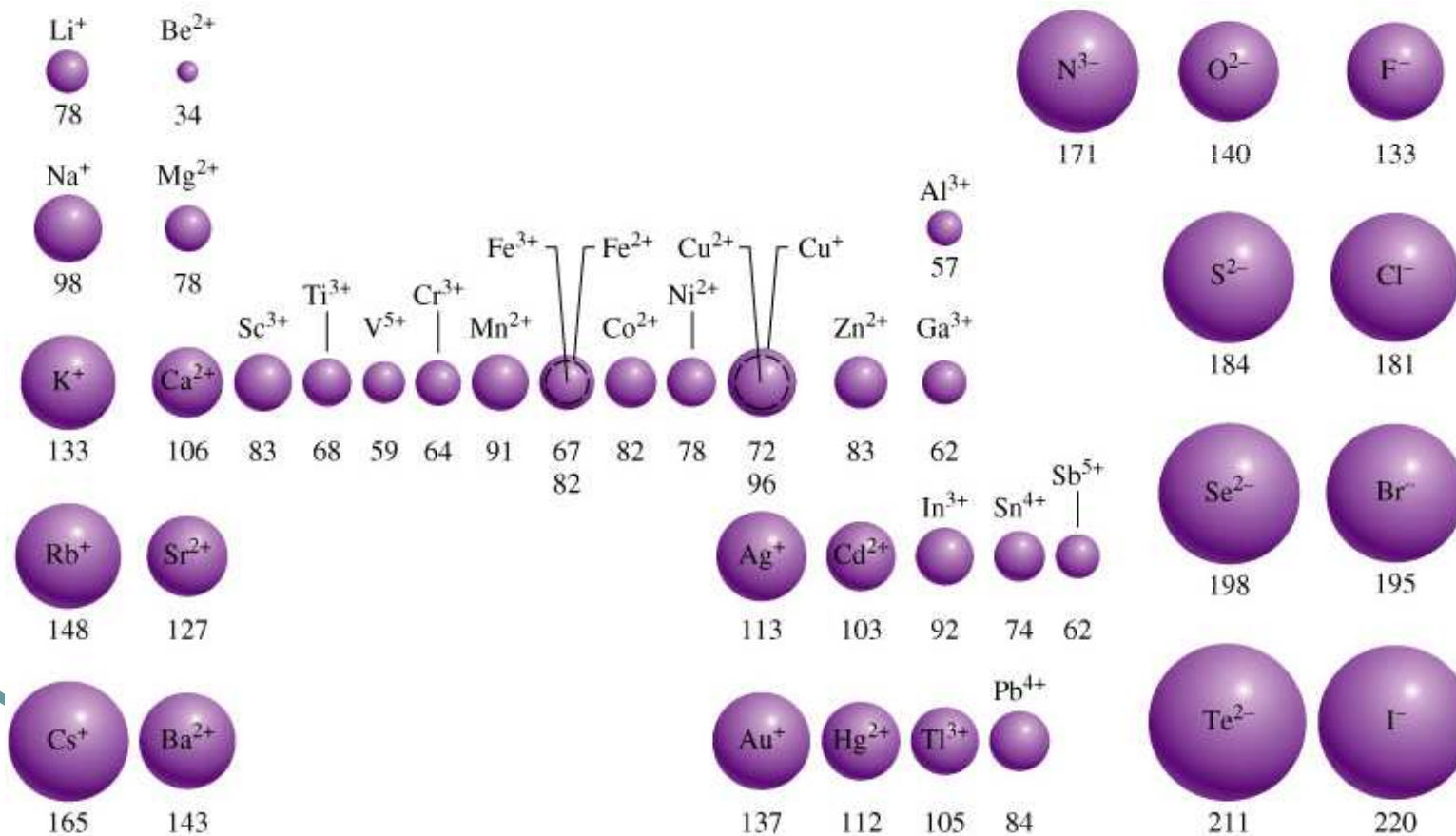
Carga nuclear efectiva (Z_{efectiva})

- Es la “carga positiva” que por apantallamiento efectivamente siente un electrón.
- $Z_{\text{efectiva}} = Z - \sigma$; $0 < \sigma < Z$ (σ = constante de shielding)
- $Z_{\text{efectiva}} \approx Z - \text{número de electrones internos o de base}$

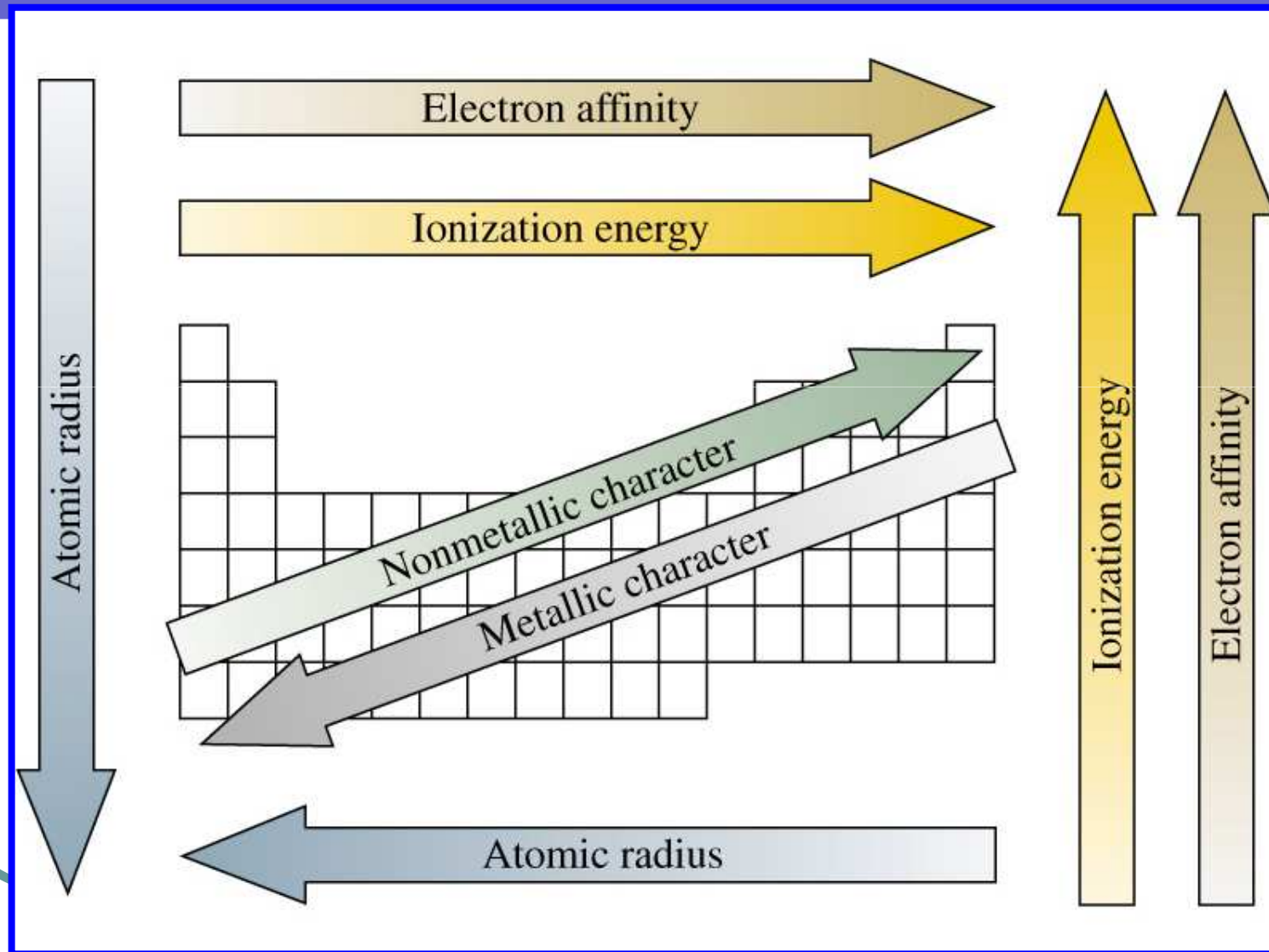


Radio Iónico

- Los elementos pueden perder o ganar electrones para formar iones positivos (cationes) o iones negativos (aniones). El radio de un catión es siempre menor que el átomo que lo genera, mientras que el ión negativo tendrá siempre un radio mayor.



Variación Propiedades en la tabla periódica



Elementos de los grupos principales
Elementos representativos

bloque s		Elementos representativos										Elementos de transición										bloque p						18	
1	2																	13	14	15	16	17	18						
1s																		5	6	7	8	9	10						
H																		B	C	N	O	F	Ne						
3	4																	13	14	15	16	17	18						
2s																		Al	Si	P	S	Cl	Ar						
Li	Be																	31	32	33	34	35	36						
11	12																	49	50	51	52	53	54						
3s																		In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
Na	Mg																	81	82	83	84	85	86						
19	20																	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
4s																													
K	Ca																												
37	38																												
5s																													
Rb	Sr																												
55	56																												
6s																													
Cs	Ba																												
87	88																												
7s																													
Fr	Ra																												

Elementos de transición interna

bloque f													
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
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

Problema 1

- El segundo potencial de Ionización de los elementos del segundo período son:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Nº Atómico	3	4	5	6	7	8	9	10
PI ₂ (KJ/mol)	7294	1756	2430	2354	2856	3396	3377	3986

- Explique justificadamente lo siguiente:
 - a) ¿Porqué el PI₂ del Li es mucho mayor que todos los demás elementos del período?
 - b) ¿Porqué hay una tendencia general de aumento del PI₂ del Be al Ne?
 - c) ¿Porqué PI₂ del C es ligeramente menor que el PI₂ del B?
 - d) ¿Porqué PI₂ del F es casi el mismo valor del O (o ligeramente menor)?

Problema 2

- **Al excitar átomos de Nitrógeno ($Z=7$) y de Oxígeno ($Z=8$) con una energía de valor único E^* y mayor que la necesaria para arrancar los electrones más externos, se registra que la energía cinética de los electrones liberados por el O es mayor que la de aquellos liberados por N. Fundamente lo anterior en forma breve.**

Problema 3

- Las especies Na ($Z=11$) Mg^+ ($Z=12$) Al^{+2} ($Z=13$) y Si^{+3} ($Z=14$) son isoelectrónicas (tienen la misma cantidad de electrones, por ende igual configuración electrónica). Indique la especie con menor carga nuclear efectiva y la especie de mayor tamaño.

Regla de Slater

- **Regla de Slater para coeficiente de Carga Efectiva:**

1. Escribir la configuración electrónica del átomo en el orden siguiente

(1s)(2s,2p)(3s,3p)(3d)(4s,4p)(4f,4d)(5s,5p)

2. Electrones situados en un grupo superior no se toman en cuenta.

3. Para electrones de un orbital ns o np

a. Cada uno de los electrones del mismo grupo ns,np contribuyen 0.35

b. Cada uno de los electrones en un grupo n-1 contribuye 0.85

c. cada uno de el/los grupo(s) anterior contribuye 1.00

Para nd o nf, cada electron del grupo contribuye 0.35, los que están en un nivel inferior contribuyen 1.00.

Problema 4

- Los elementos A y B poseen los siguientes potenciales de Ionización (en eV)

	PI_1	PI_2	PI_3	PI_4	PI_5
A	5	47	72	99	138
B	8	25	38	259	340

- Sabiendo que $Z(A)$ y $Z(B)$ son menores a 14, diga a qué elementos corresponden A y B.

Problema 5

- Si las energías de los orbitales de los átomos polielectrónicos están dadas por la siguiente fórmula (restricciones sobre números cuánticos iguales a la tierra):

$$E_{n,l} = -R \cdot \left(\frac{Z - l \cdot (l+1)}{n} \right)^2$$

- Escriba las configuraciones electrónicas en estado basal para el B (Z=5) y C(Z=6).

Problema 6

- El primer potencial de Ionización para el átomo de helio es $PI=24,6$ eV. Suponga que la energía de repulsión entre los dos electrones del átomo de He puede estimarse como la diferencia entre la energía de ionización experimental y la energía de unión núcleo-electrón como si ambos electrones se movieran, sin repelerse entre si, en una órbita de Bohr. Calcule esta energía de interacción.