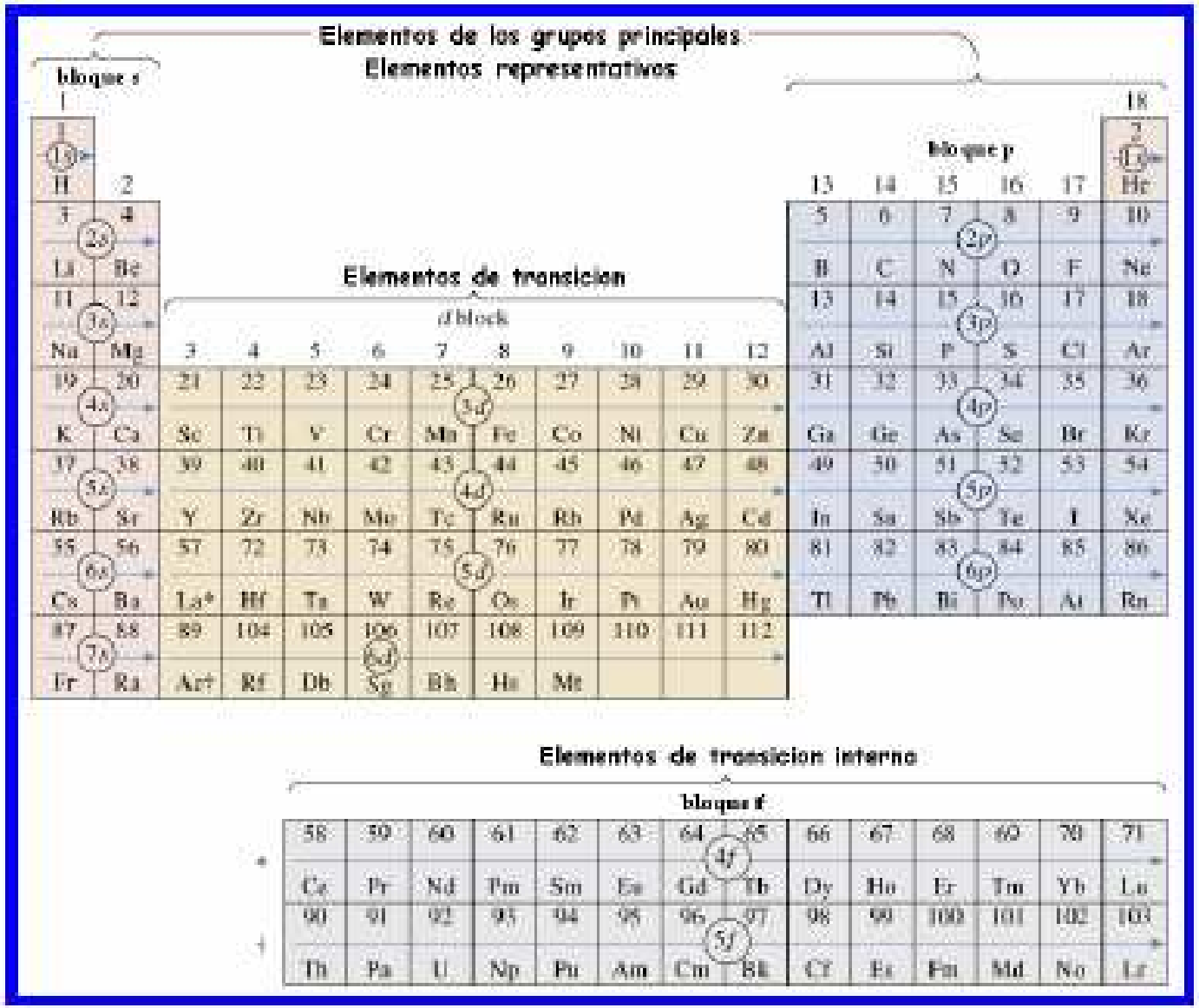
PROPIEDADES PERIODICAS

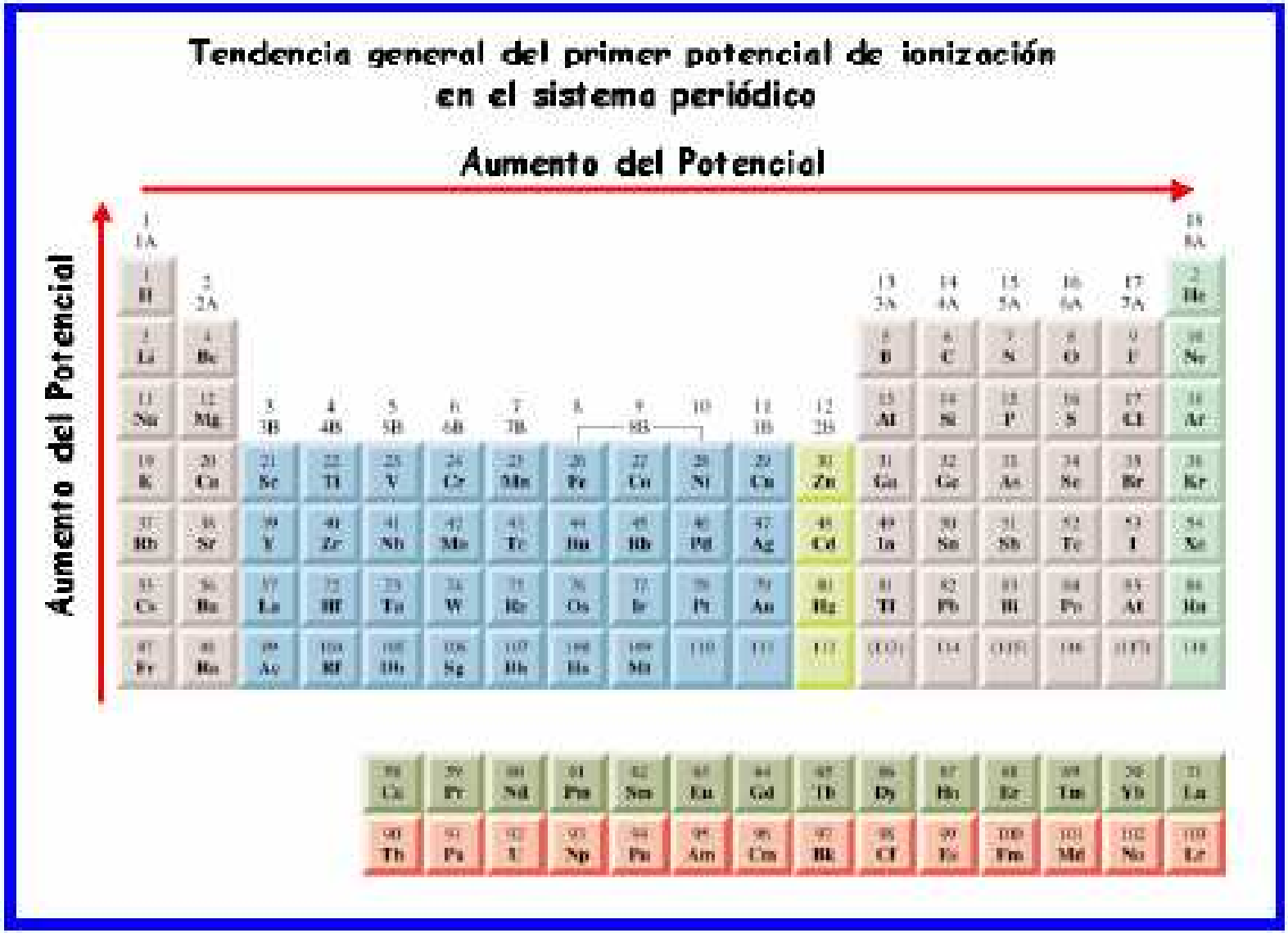


METALES

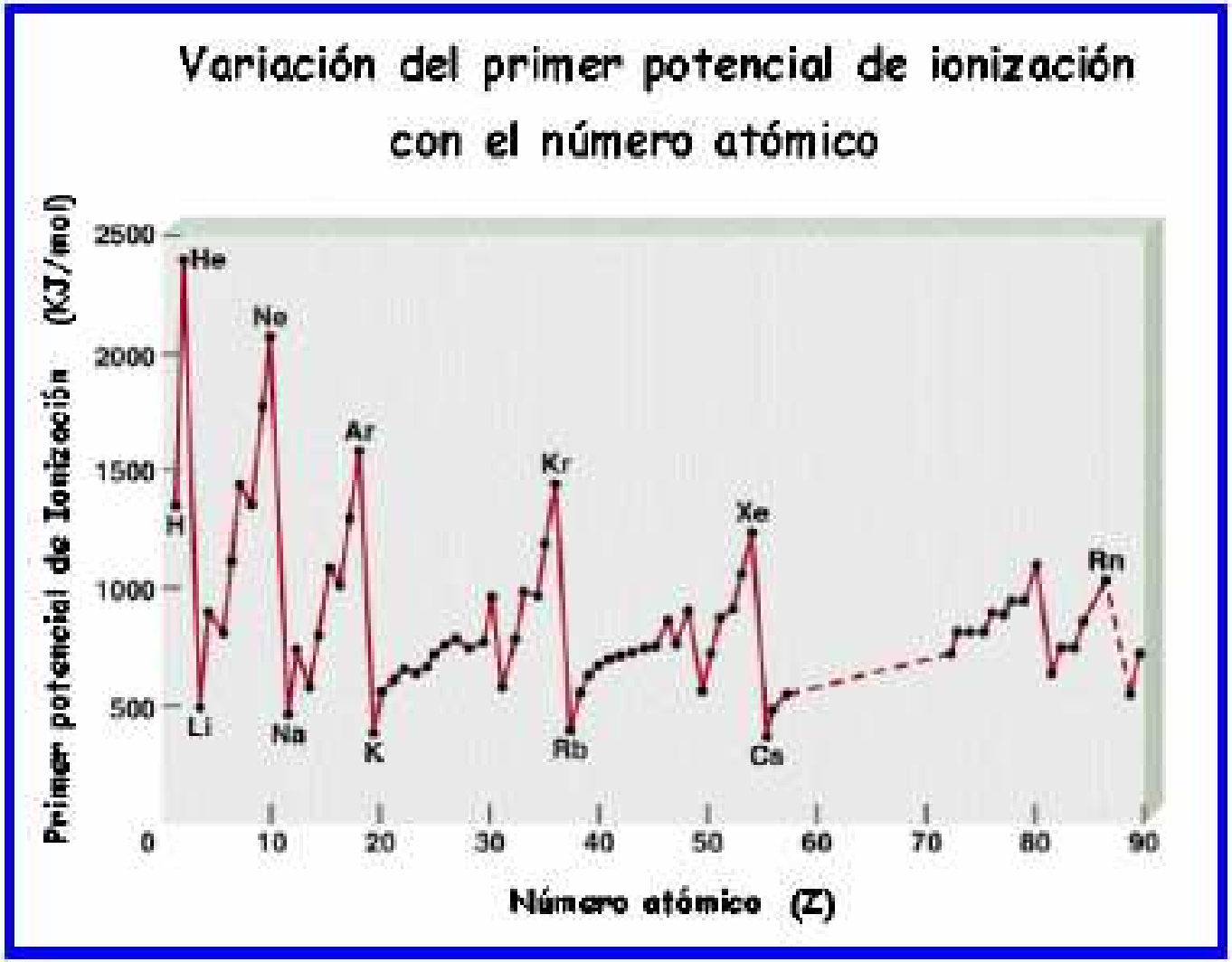
NO METALES

SEMIMETALES

Tendencia general del primer potencial de ionización en el sistema periódico

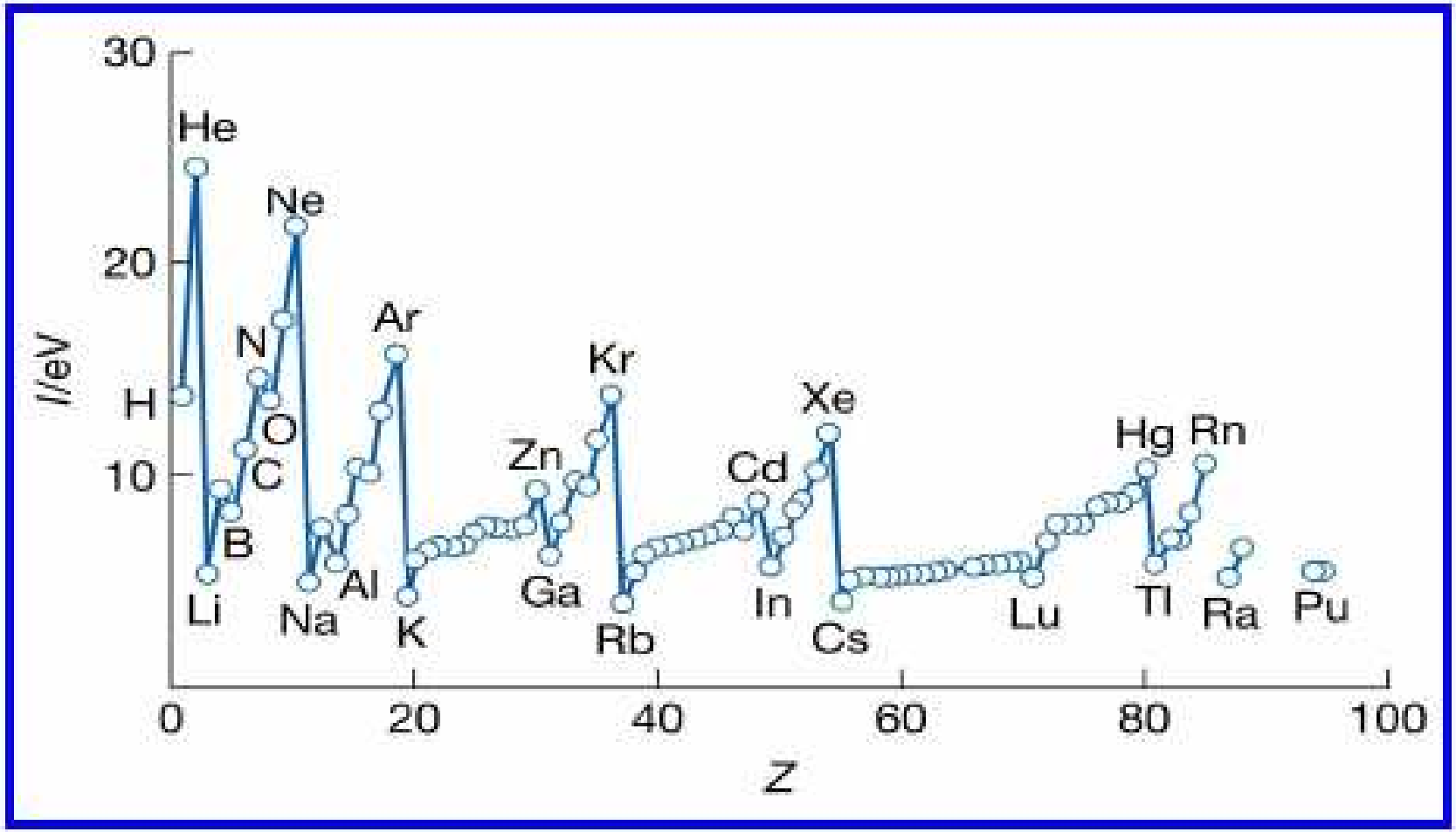


Primera energía de ionización de los primeros 60 elementos del segundo en función de su número atómico. La energía está dada en kJ/mol



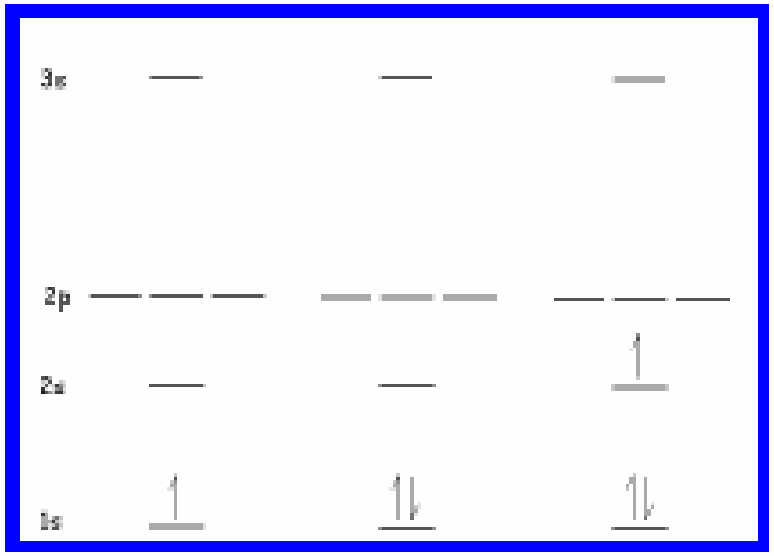
Energías o Potenciales de de ionización

Primera energía de ionización, I: *Energía que se ha de suministrar al átomo para eliminar su electrón más externo. Depende de la fuerza con que el nucleo atrae a sus electrones, es decir, de la carga nuclear efectiva y de la distancia.*

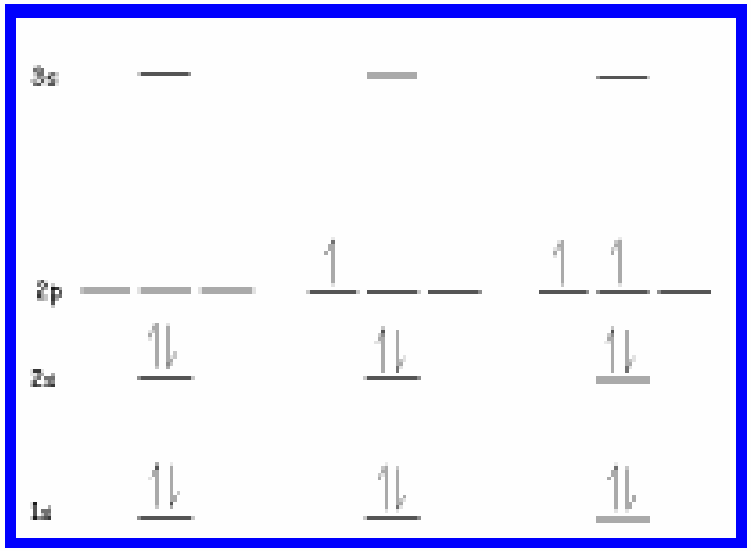


$A + I_1 \longrightarrow A^+ + e \qquad I_1 > 0$

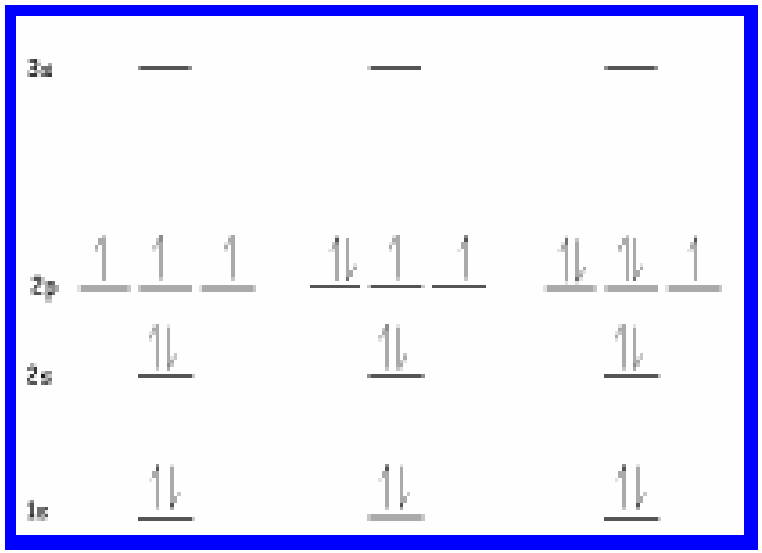
I_1 = Primer potencial de ionizacion.



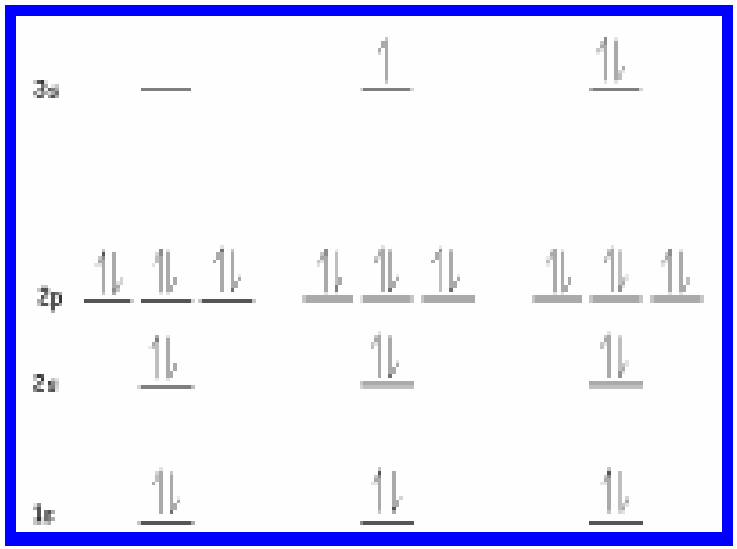
	H	He	Li
Z	1	2	3



	Be	B	C
	4	5	6

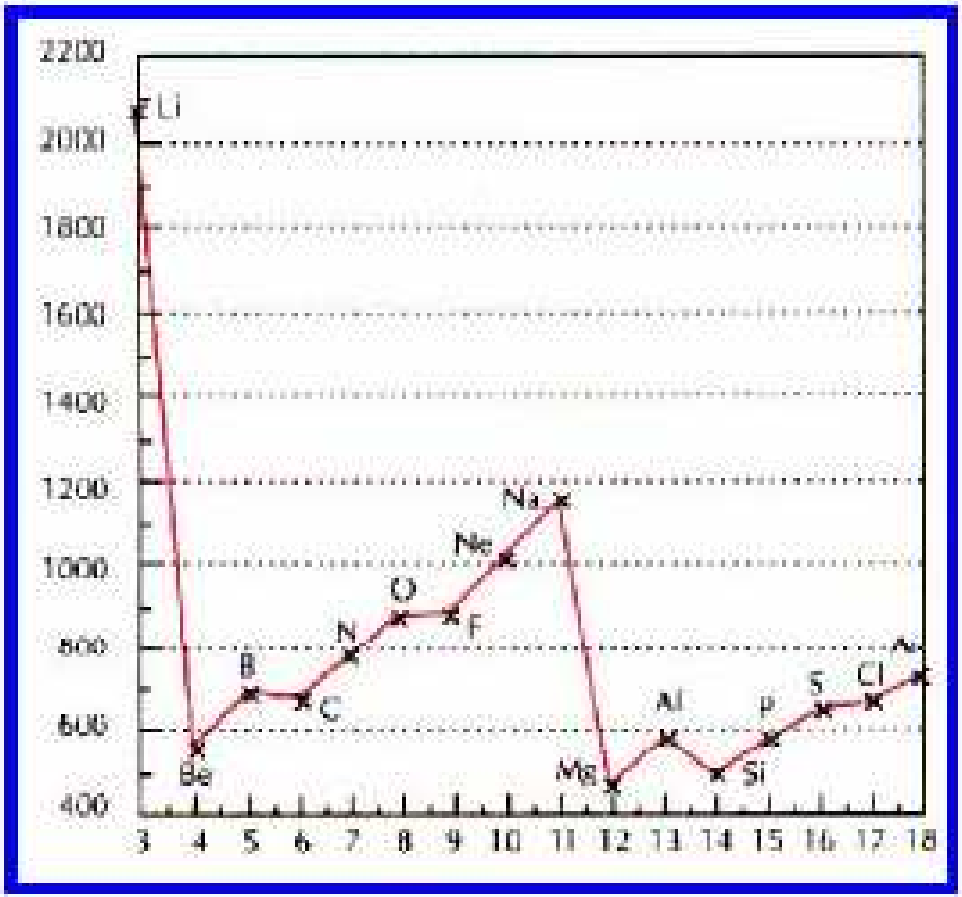


	N	O	Cl
Z	7	8	9



	Ne	Na	Ca
	10	11	12

Segunda energía de ionización de los elementos del segundo y tercer periodo en función de su número atómico. ***Energía que se ha de suministrar al primer catión de un átomo para eliminar su siguiente electrón más externo.*** **La energía está dada en kJ/mol**

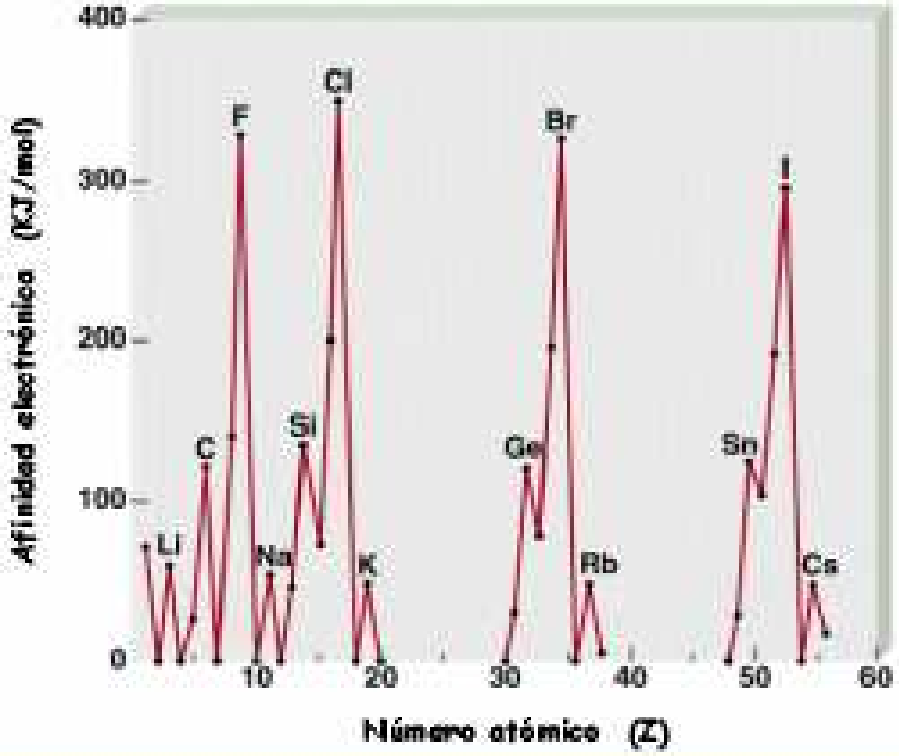


$A^+ + I_2 \longrightarrow A^{2+} + e \quad I_2 > 0$

Segunda energía de ionización, I_2

Afinidad electrónica, E_{ae}:
La energía absorbida o emitida para formar un ión negativo a partir del átomo neutro (estado gaseoso y condiciones estándar de presión y temperatura).

Afinidad electrónica versus el número atómico



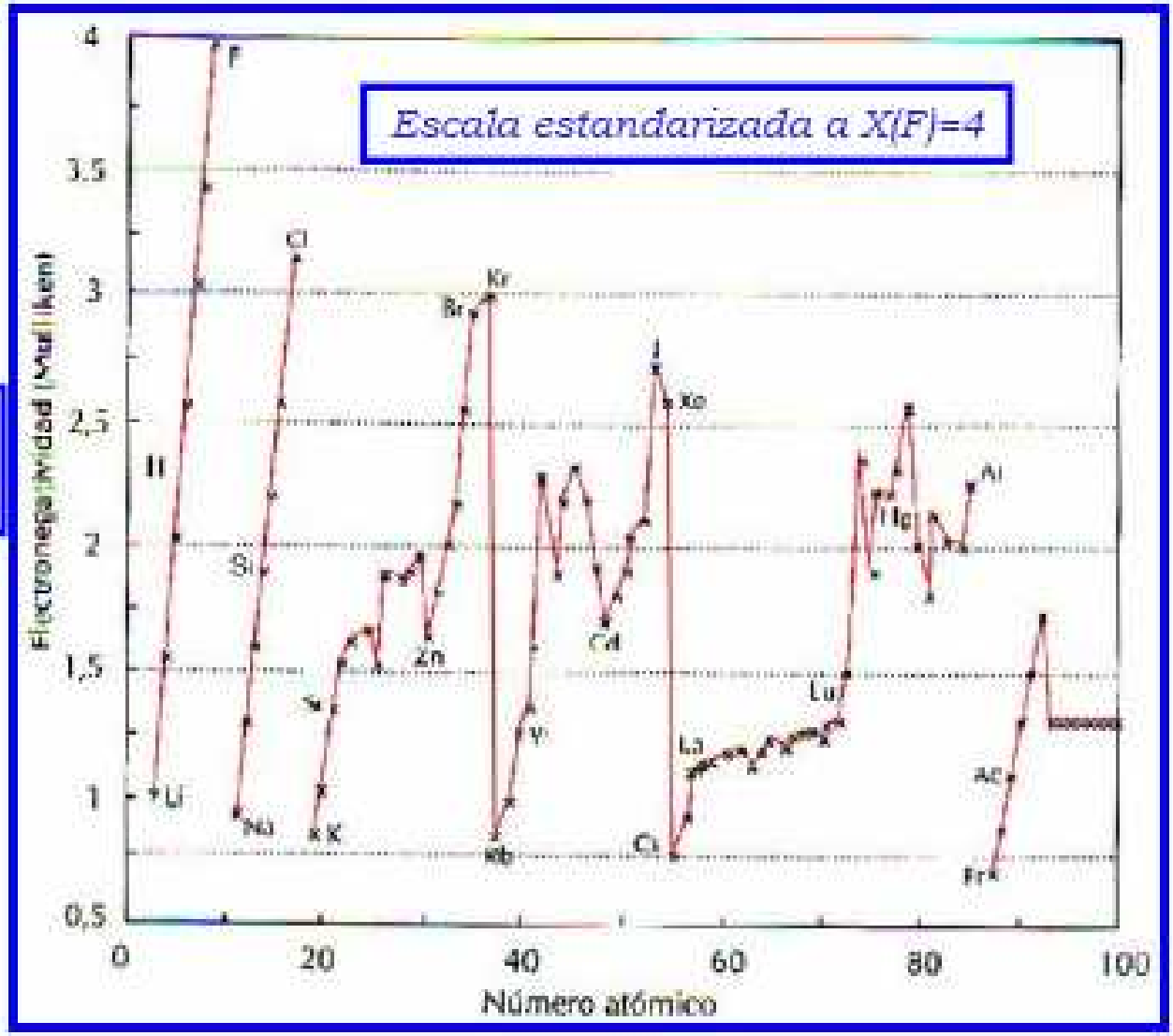
$A + e \longrightarrow A^-$

Si exotérmica $E_{ae} > 0$

Si endotérmica $E_{ae} < 0$

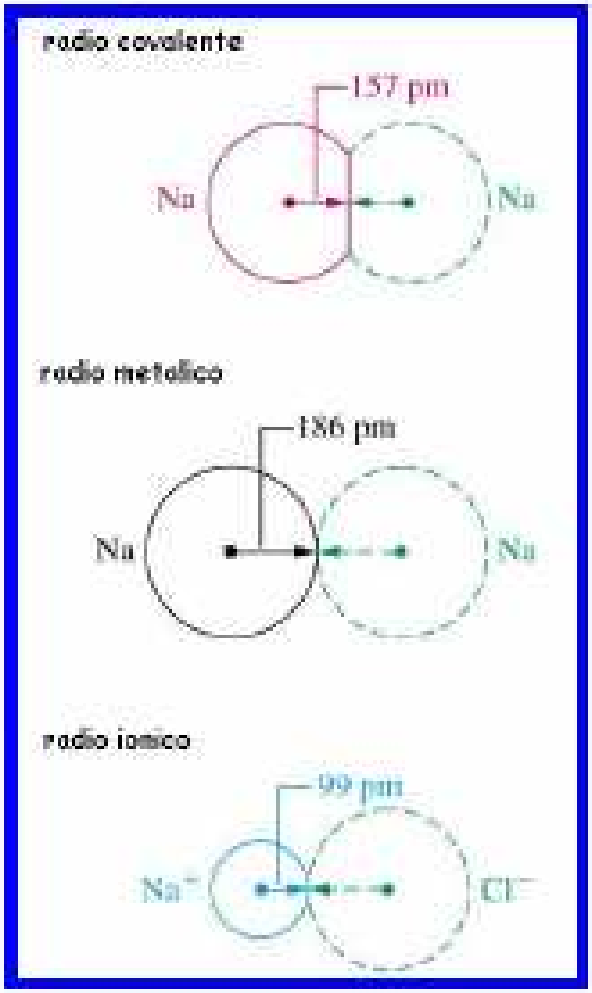
Electronegatividad, X:
Tendencia de un determinado átomo a atraer un par de electrones compartido en un enlace.

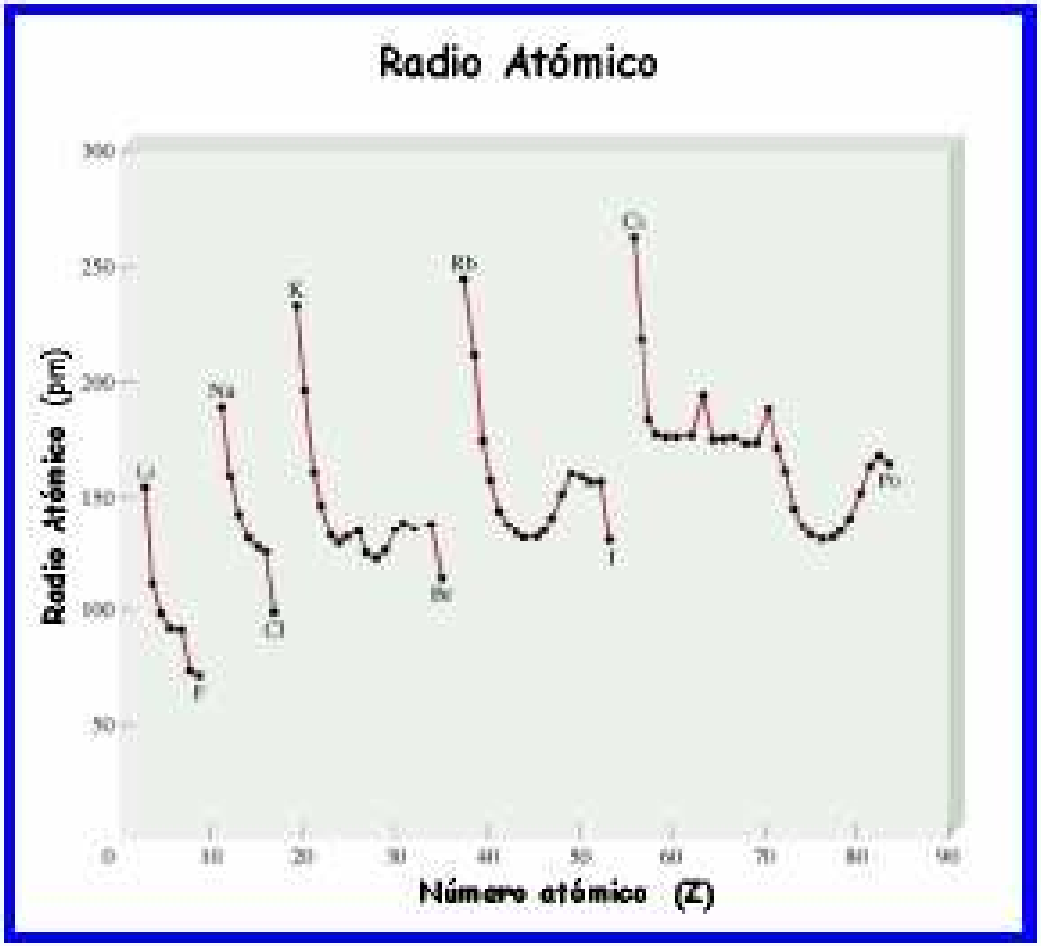
Escala de Mulliken: $\frac{I + E_{ae}}{2}$

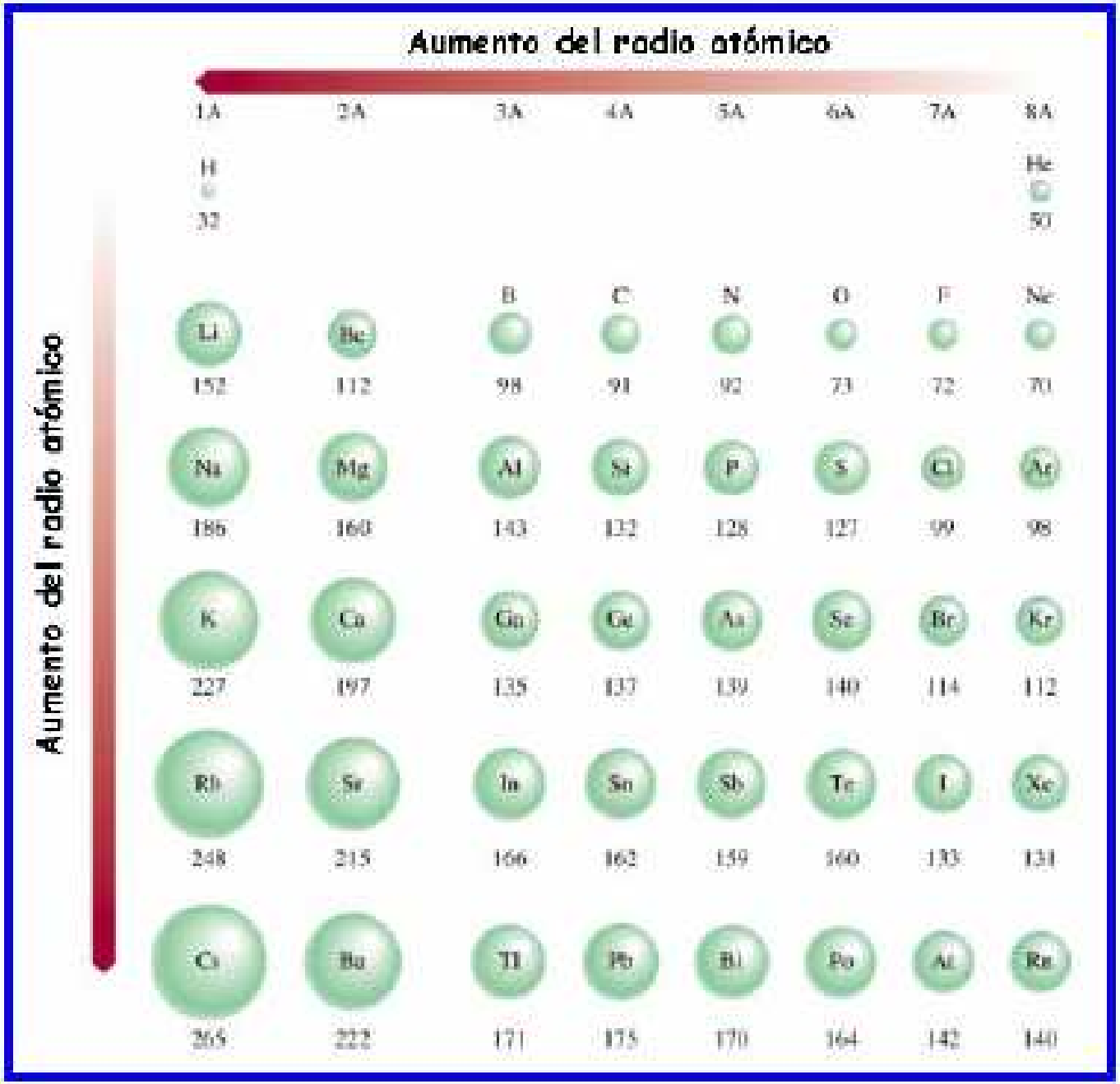


Radios Atómicos (Volúmenes atómicos)

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.





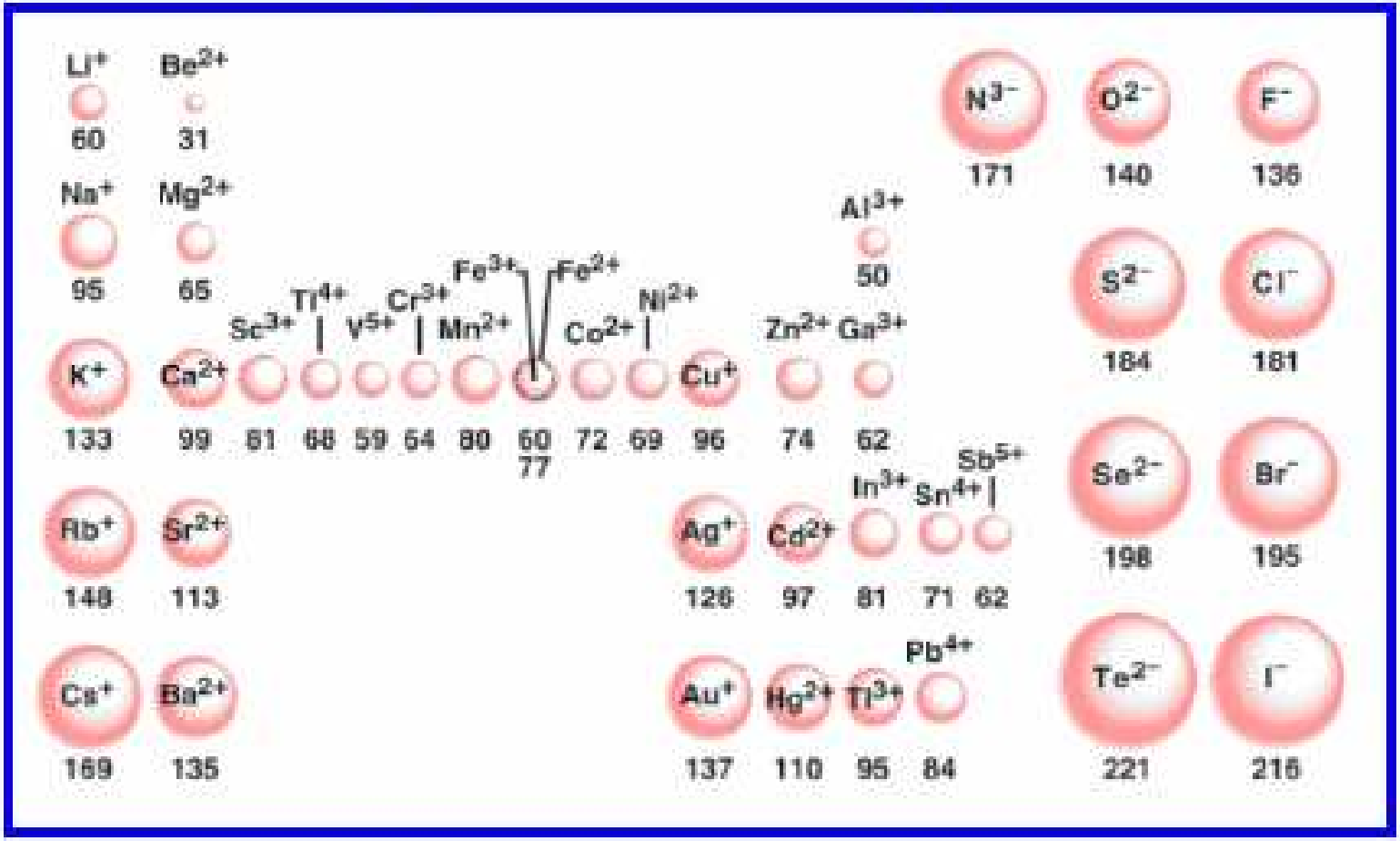

Aumento del radio atómico
Aumento del radio atómico
1A
2A
3A
4A
5A
6A
7A
8A
H
32
He
50
B
C
N
O
F
Ne
Li
Be
152
112
98
91
92
73
72
70
Na
Mg
Al
Si
P
S
Cl
Ar
186
160
143
132
128
127
99
98
K
Ca
Ga
Ge
As
Se
Br
Kr
227
197
135
137
139
140
114
112
Rb
Sr
In
Sn
Sb
Te
I
Xe
248
215
166
162
159
160
133
131
Cs
Ba
Tl
Pb
Bi
Po
At
Rn
265
222
171
175
170
164
142
140

Radio Iónico.

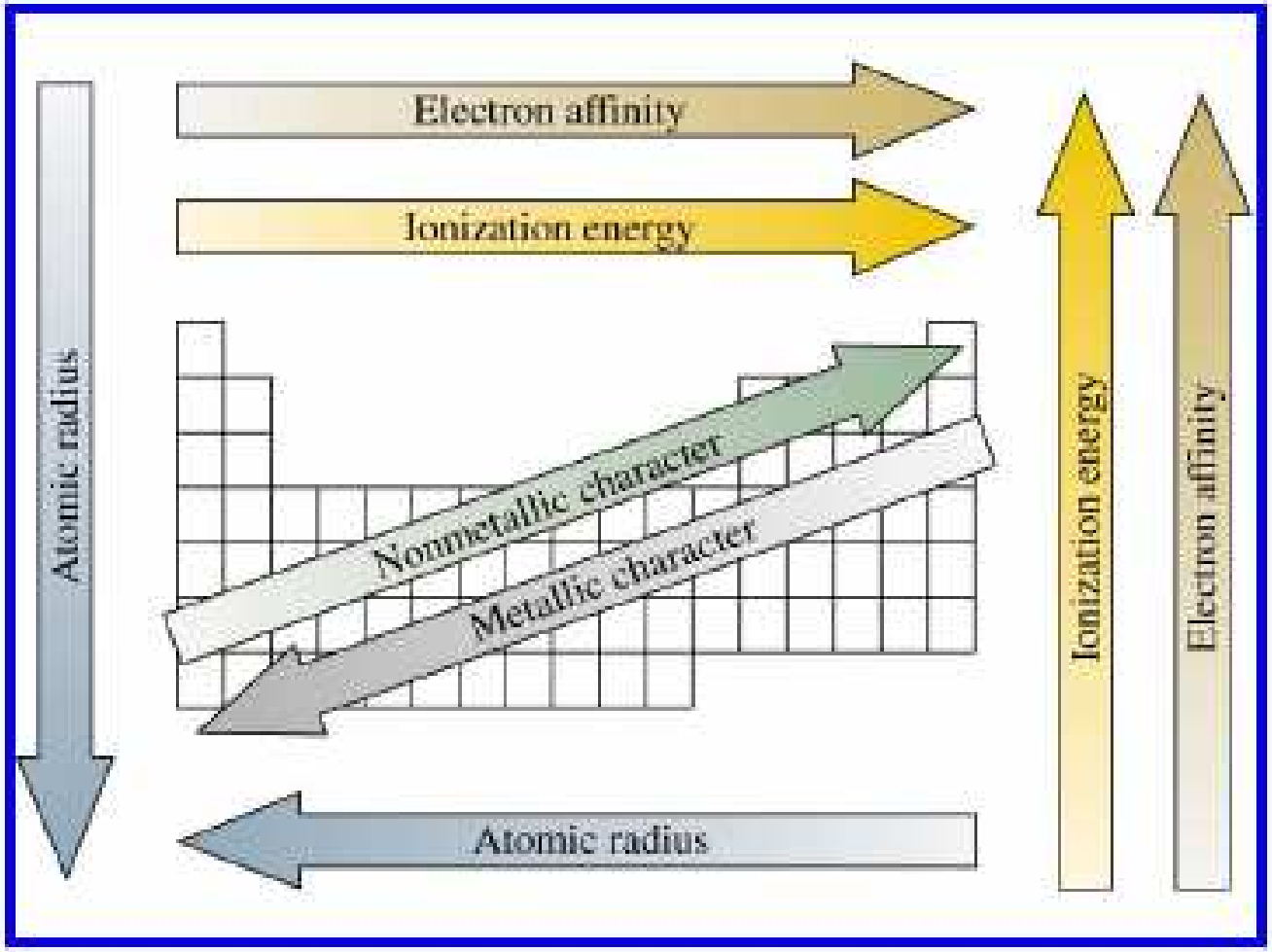
Los elementos pueden perder o ganar electrones para formar iones positivos (cationes) o iones negativos (aniones). El radio de un catión es siempre menor que el átomo que lo genera, mientras que el ión negativo tendrá siempre un radio mayor.

$A \longrightarrow A^+ + e$

$A + e \longrightarrow A^-$

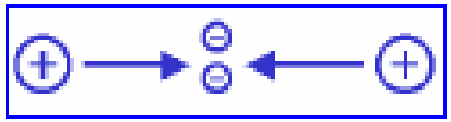


VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS EN EL SISTEMA PERIÓDICO



Enlace Covalente

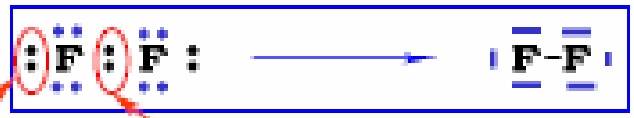
Modelo de Lewis (1916)
El enlace entre dos átomos se forma porque ambos comparten un par de electrones, cada uno proveniente de cada uno de los átomos que interactúan.

H_2  estructura: **H:H** **H-H**

Regla del Octeto: Los átomos se unen entre sí compartiendo electrones de forma que adquieran una capa de valencia de ocho electrones similar a la de los gases nobles. Excepción del H que es similar al He.

Ejemplo: F_2

F: $1s^2\ 2s^2 2p^5$ 7 e de valencia, debe adquirir 1 compartiendolo

estructura 

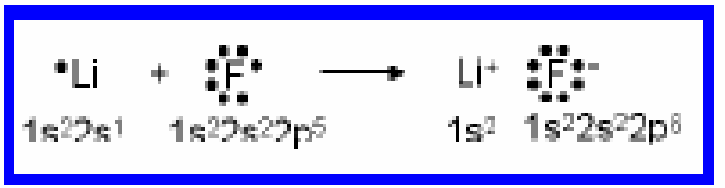
entre los dos átomos de F hay ***un enlace sencillo***

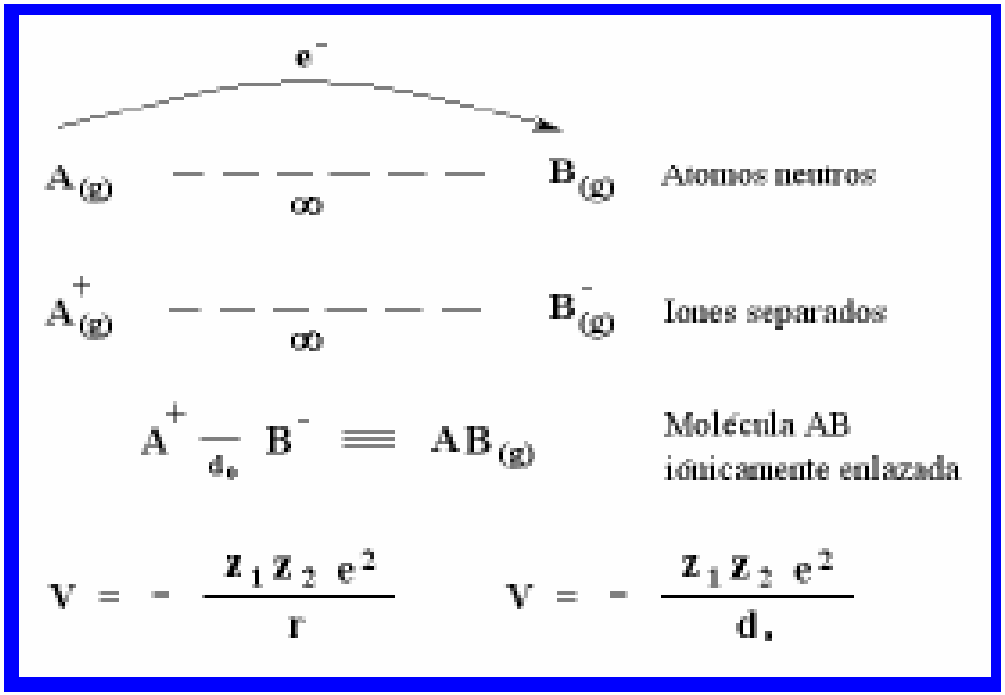
Par de electrones enlazantes

Par de electrones solitarios o no enlazantes

El modelo de enlace iónico

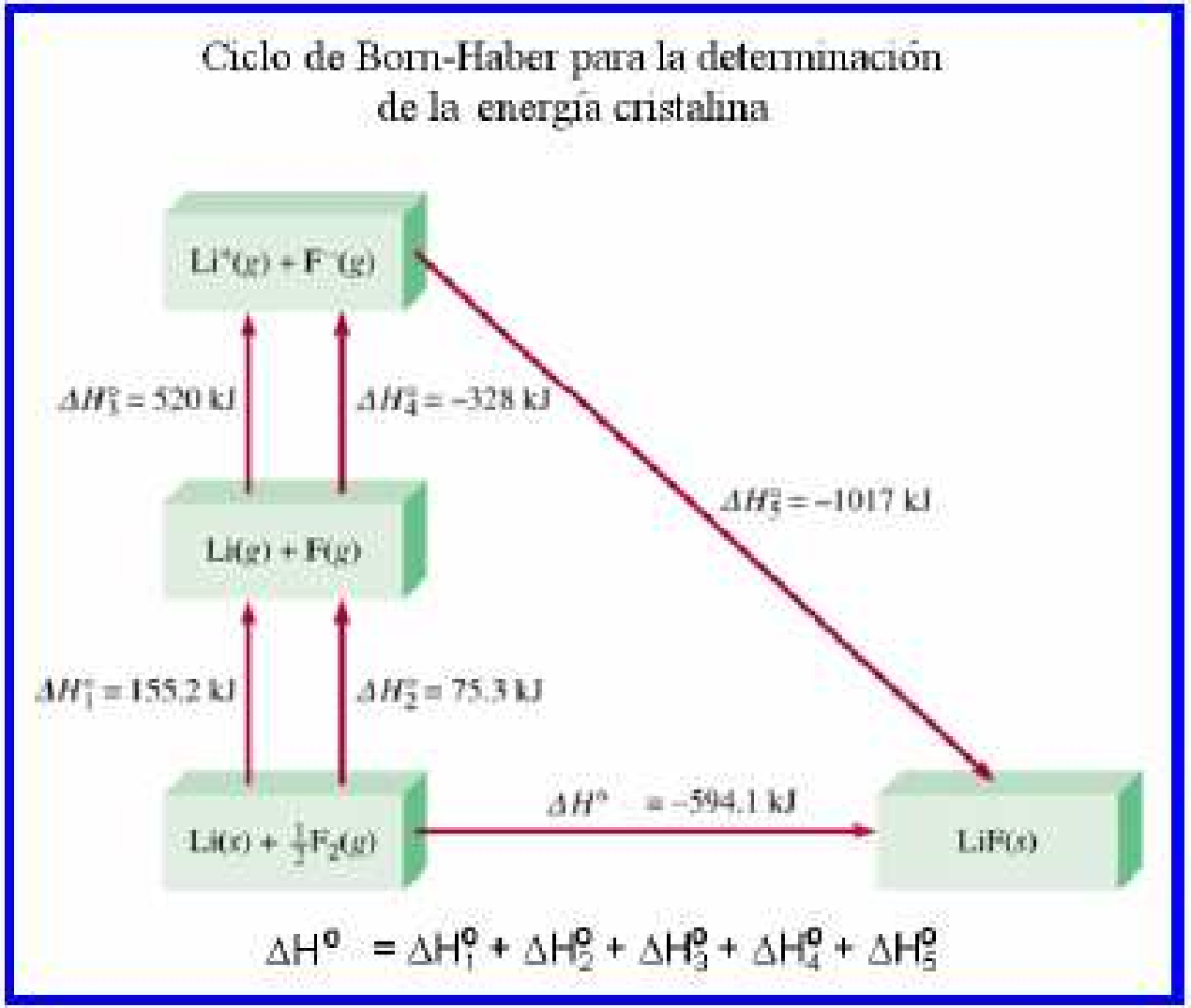
El modelo supone la **transferencia completa de uno o más electrones desde un átomo a otro para formar iones**, los cuales posteriormente se atraen debido a sus cargas de signo opuesto. Los iones formados adquieren **configuración electrónica de capa completa**.



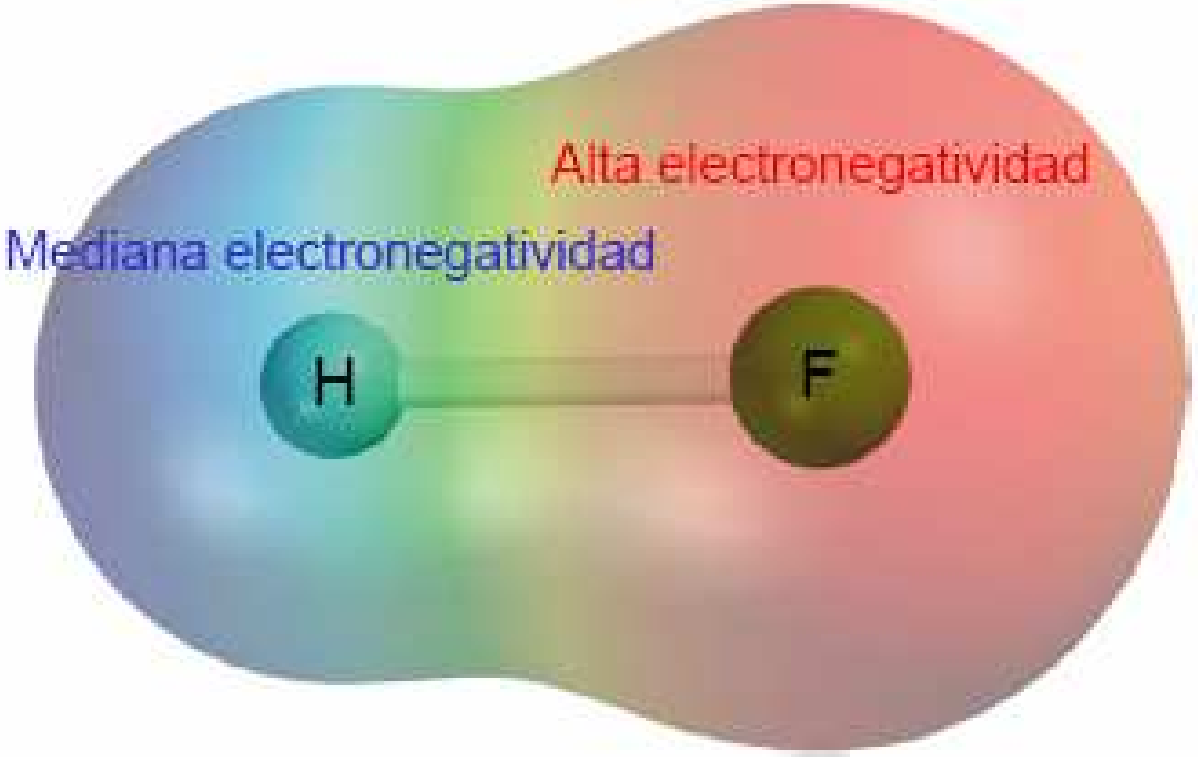


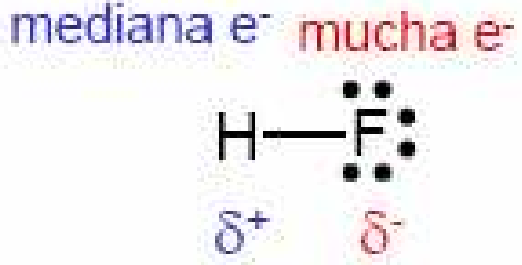
Este resultado muestra que al formarse el enlace la energía del sistema disminuye. Los compuestos que presentan este tipo de enlace son sólidos. Esto significa que el sólido representa un estado de energía aún mas bajo.

El **ciclo de Born-Haber** nos permite visualizar los factores individuales que afectan la magnitud de la enrgía que se desprende cuando se forma un sólido iónico a partir de sus elementos, en sus formas habituales, a presión atmosférica.

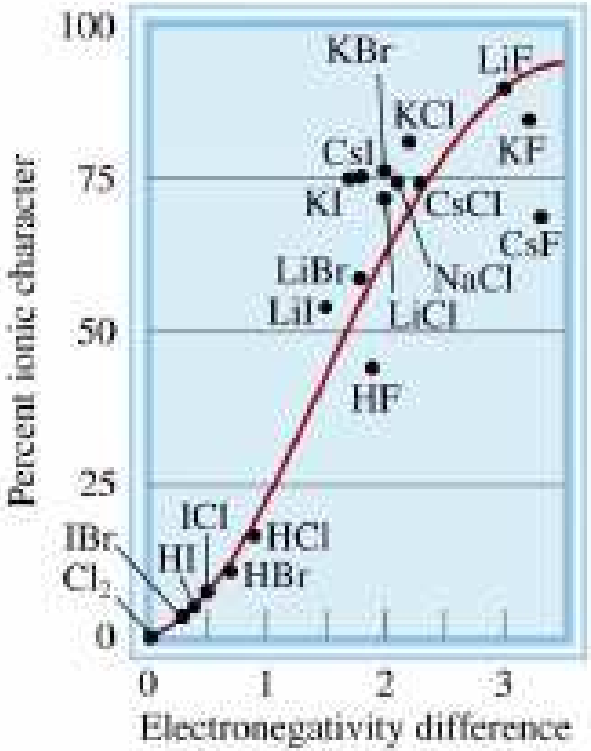


El ***enlace polar*** es un enlace covalente donde la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos no es muy grande (aproximadamente 1.7 o un poco mayor)





Clasificación de los enlaces por electronegatividad



Diferencia	Tipo de enlace
0	Covalente
≥ 2	Iónico
$0 < y < 2$	Covalente Polar

- Electronegatividad +

Covalente → Covalente Polar → Iónico

comparte e⁻ — Transferencia parcial de e⁻ — transferencia e⁻

REGLAS PARA ESCRIBIR UNA ESTRUCTURA DE LEWIS.

1.- Contar numero total de electrones de valencia = $E_{valencia}$.

2.- Contar número de electrones necesarios para formar octetos de electrones en todos los átomos excepto los átomos de hidrógeno (solo dos electrones) = $E_{octetos}$

3.- La diferencia ($E_{octetos}$ - $E_{valencia}$) nos da el número de electrones compartidos, $E_{compartidos}$., que al dividirlo por 2 nos entrega el número de enlaces, $N_{enlaces}$ que deben existir.

4.- Dibujar estructura y situar dos electrones por cada enlace. En caso necesario se deben poner enlaces dobles o triples hasta completar el número total de enlaces.

5.- Completar con electrones las capas de valencia de todos los átomos

6.- Completar la estructura con las cargas formales de cada átomo.

$$E_{octetos} - E_{valencia} = E_{compartidos}$$

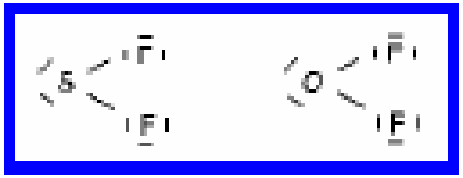
$$\frac{E_{compartidos}}{2} = N_{enlaces}$$

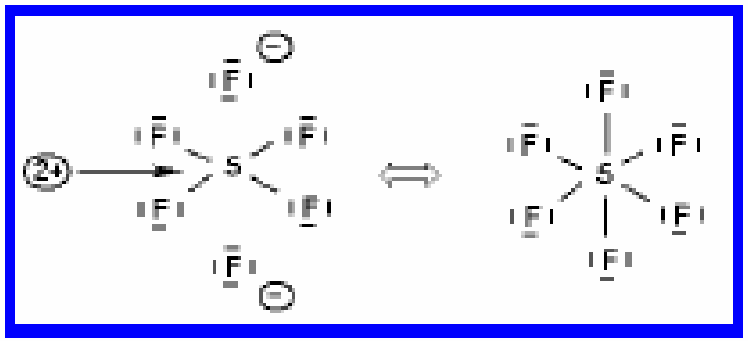
Estructuras de Lewis de moléculas hipervalentes (octetes extendidos)

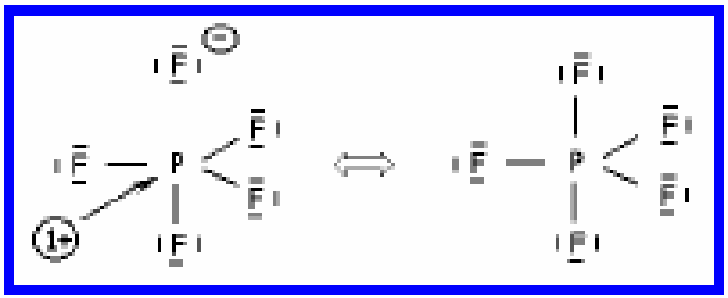
El O y el S pertenecen al mismo grupo, por lo tanto poseen igual nº electrones de valencia, 6.
SF_2 y OF_2 son isoelectrónicas igual estructura de Lewis.

Hexafluoruro de azufre, SF_6 un S con seis enlaces doce electrones en la capa de valencia no cumple la "regla del octeto"

El N y el P pertenecen al mismo grupo igual nº electrones de valencia, 5.
NF_3 y PF_3 son isoelectrónicas igual estructura de Lewis.
Pentafluoruro de fósforo, PF_5 un P con cinco enlaces diez electrones en la capa de valencia no cumple la "regla del octeto"







Estructuras de Lewis de moléculas con átomos con octetes incompletos (hipovalentes)

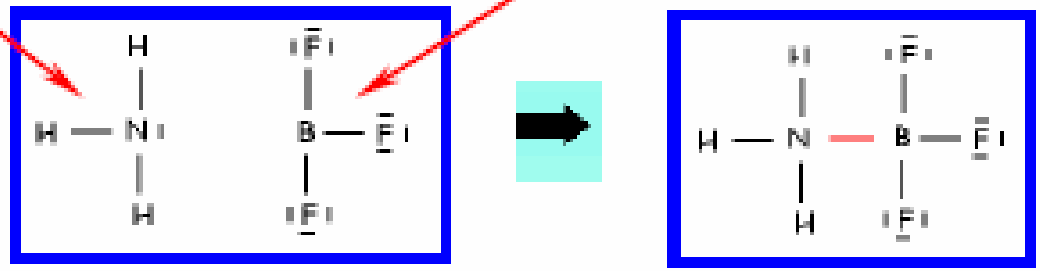
Ácidos y Bases de Lewis

El B (y todos los elementos de su grupo), 1s2 2s22p1, solo tiene 3 electrones de valencia. Solo tiene 3 electrones para compartir. Caso trifluoruro de Boro: BF_3

El B solo está rodeado por 6 e y no por 8. Tiene la posibilidad de aceptar 2e de un par solitario de otro átomo, de uno de los F, del N del amoniaco...

Base de Lewis

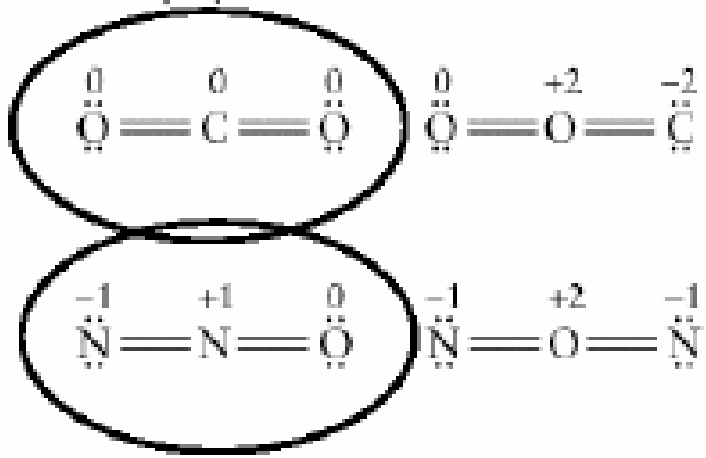
Acido de Lewis

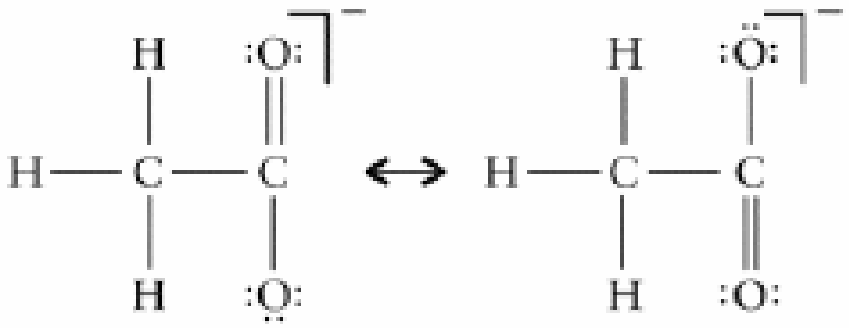


Enlace N-B se le llama enlace covalente dativo o coordinado. La subunidad que cede el par de electrones es una base de Lewis. La subunidad que acepta el par de electrones es un ácido de Lewis

FORMAS RESONANTES

La forma más estable es aquella donde las cargas formales sean más pequeñas





Ión acetato: CH_3COO^-