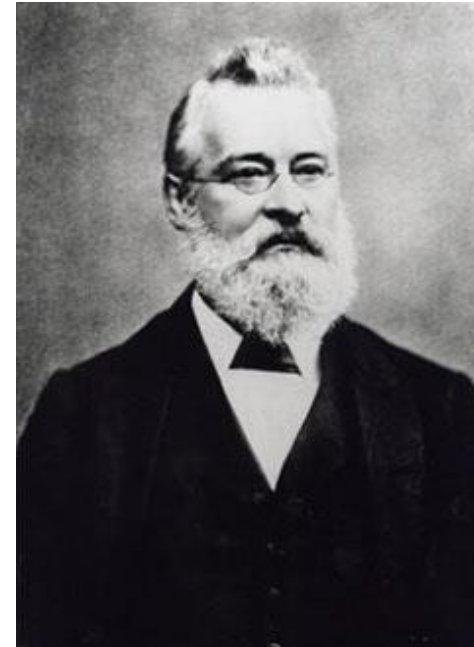


Propiedades periódicas y enlace químico

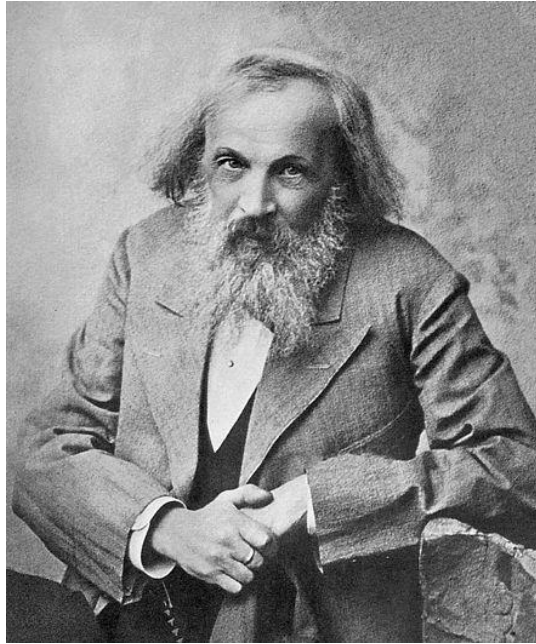
Marco Galleguillos Caamaño
B.Q. Mg. en BQ

En 1864 Newlands observó que cuando los elementos se organizaban según sus **masas atómicas**, cada octavo elemento mostraba propiedades semejantes.
Esto funcionaba sólo hasta el Ca



John Newlands, químico
inglés (1837-1898)

Propusieron de manera independiente, (1869) un ordenamiento de los elementos basada en la repetición periódica y regular de sus propiedades



Dmitri Mendeleev,
químico ruso (1836-1907)



Lothar Meyer, químico
alemán (1839-1895)

Tabla Periódica de Mendeleiev

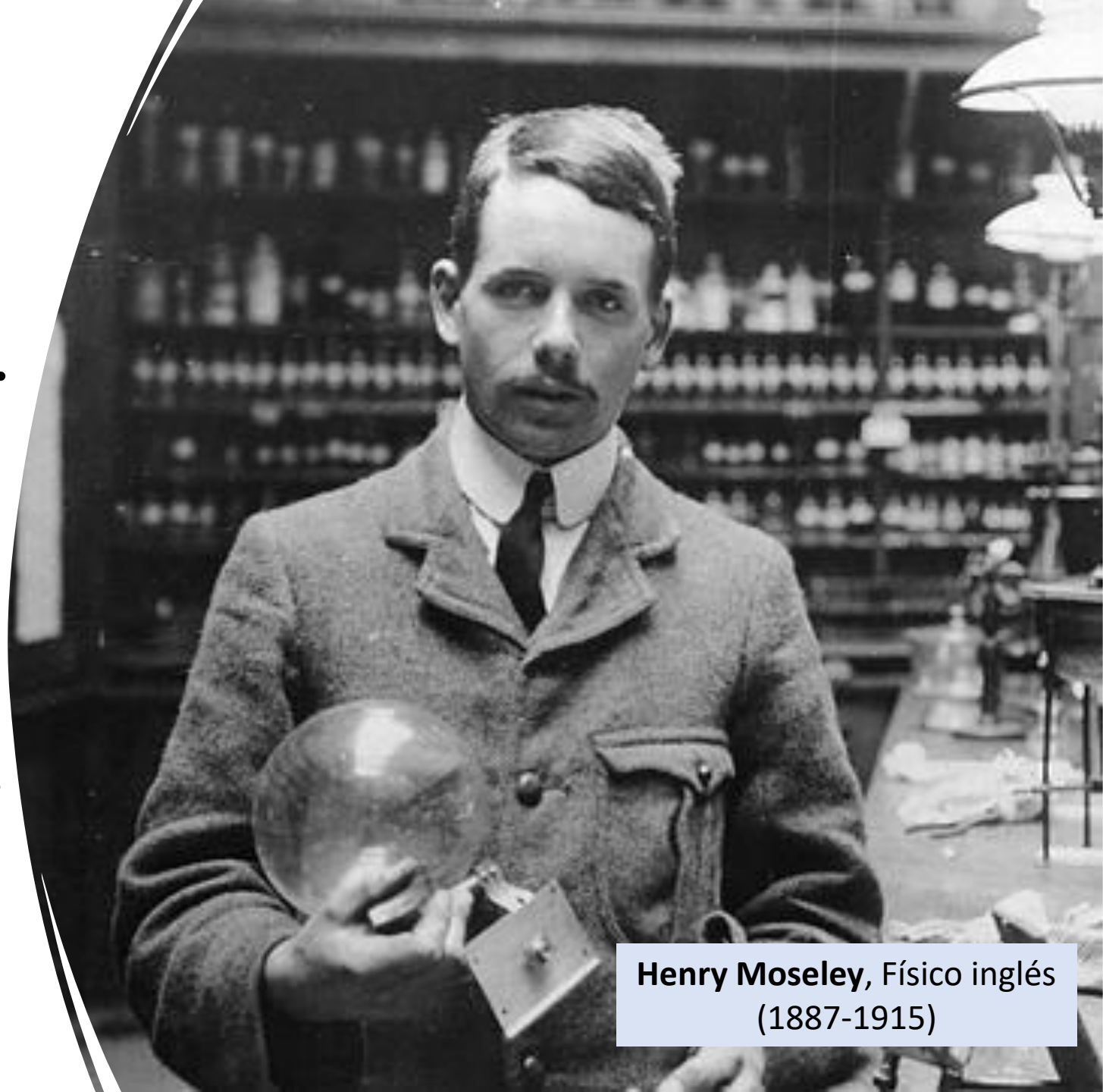
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
H 1.01									
Li 6.94	Be 9.01	B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0			
Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5			
K 39.1	Ca 40.1		Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.9	Co 58.9	Ni 58.7
Cu 63.5	Zn 65.4			As 74.9	Se 79.0	Br 79.9			
Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9		Ru 101	Rh 103	Pd 106
Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127			
Ce 133	Ba 137	La 139		Ta 181	W 184		Os 194	Ir 192	Pt 195
Au 197	Hg 201	Tl 204	Pb 207	Bi 209					
			Th 232		U 238				

La tabla de Mendeleev incluyó los elementos que se conocían hasta entonces. Incluso predijo las propiedades de un elemento que no se había descubierto aún al que llamó Eka-aluminio (Ea). Cuatro años más tarde se descubrió el galio (Ga).

	Eka-aluminio (Ea)	Galio (Ga)
Masa atómica	68 uma	69.9 uma
Punto de fusión	Bajo	29.78°C
Densidad	5.9 g/cm ³	5.94 g/cm ³
Fórmula del óxido	Ea ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃

- En esa primera tabla periódica aparecieron algunas incongruencias debido a que en aquella época no se conocía el concepto de número atómico (Z).

- En 1913 Moseley descubrió una correlación entre lo que él llamó número atómico. Realizó estudios con rayos X emitidos por los elementos bombardeados con electrones de alta energía.



Henry Moseley, Físico inglés
(1887-1915)

ELEMENTOS DE TRANSICION																																
Grupo	1	2															3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A															III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Periodo																																
1	1 H																											2 He				
2	3 Li	4 Be																									5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg																									13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	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
5	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
6	55 Cs	56 Ba	57 La	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	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
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	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	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

Alcalinos

Metales del bloque p

Alcalinotérreos

Metaloides

Lantánidos

No metales

Actínidos

Halógenos

Metales de transición

Gases nobles y Transactínidos

Configuraciones electrónicas de los elementos en estado fundamental

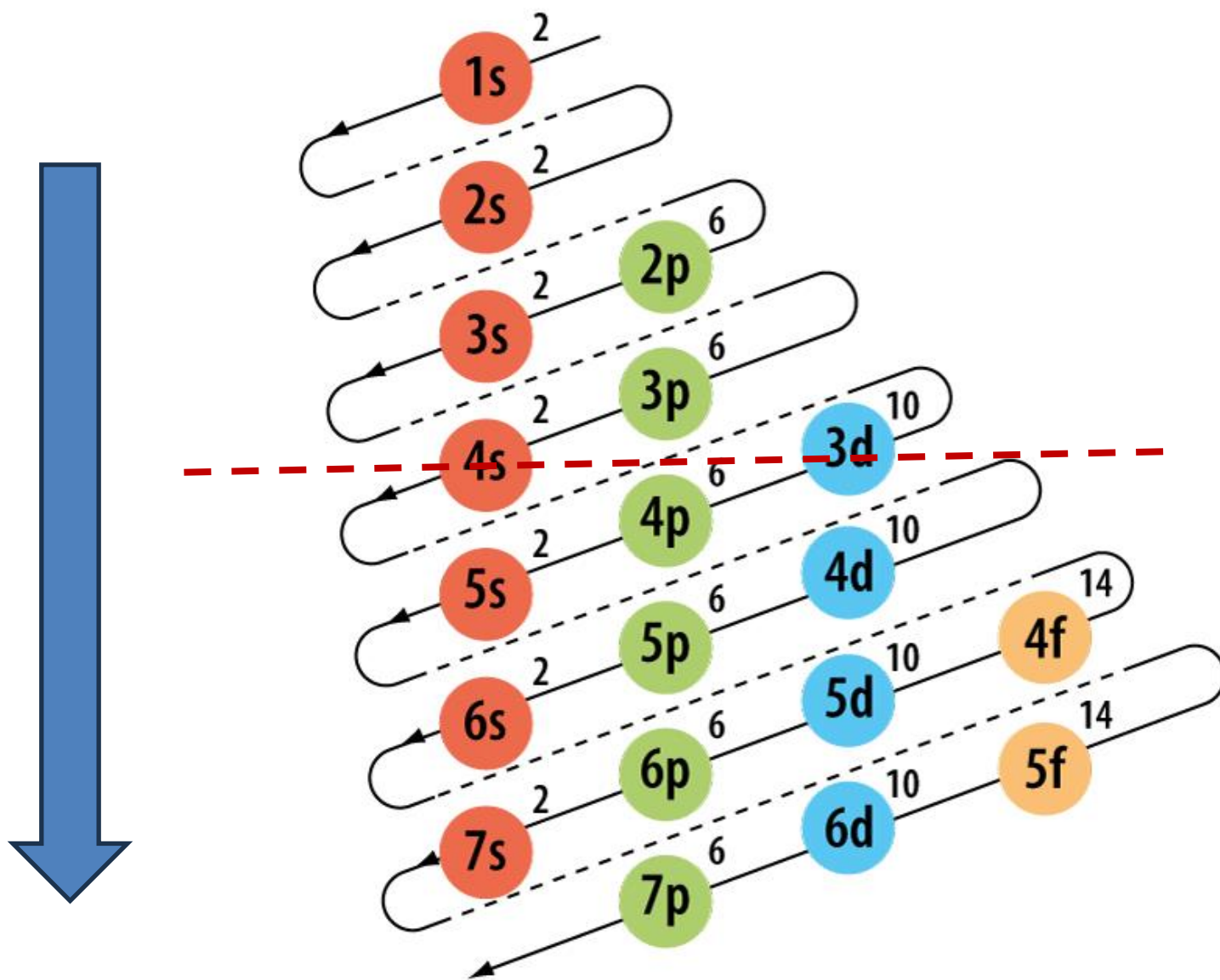
Familias
o grupos



Cada **periodo** corresponde al nivel más externo ocupado por los electrones de los elementos (capa de valencia)

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

E



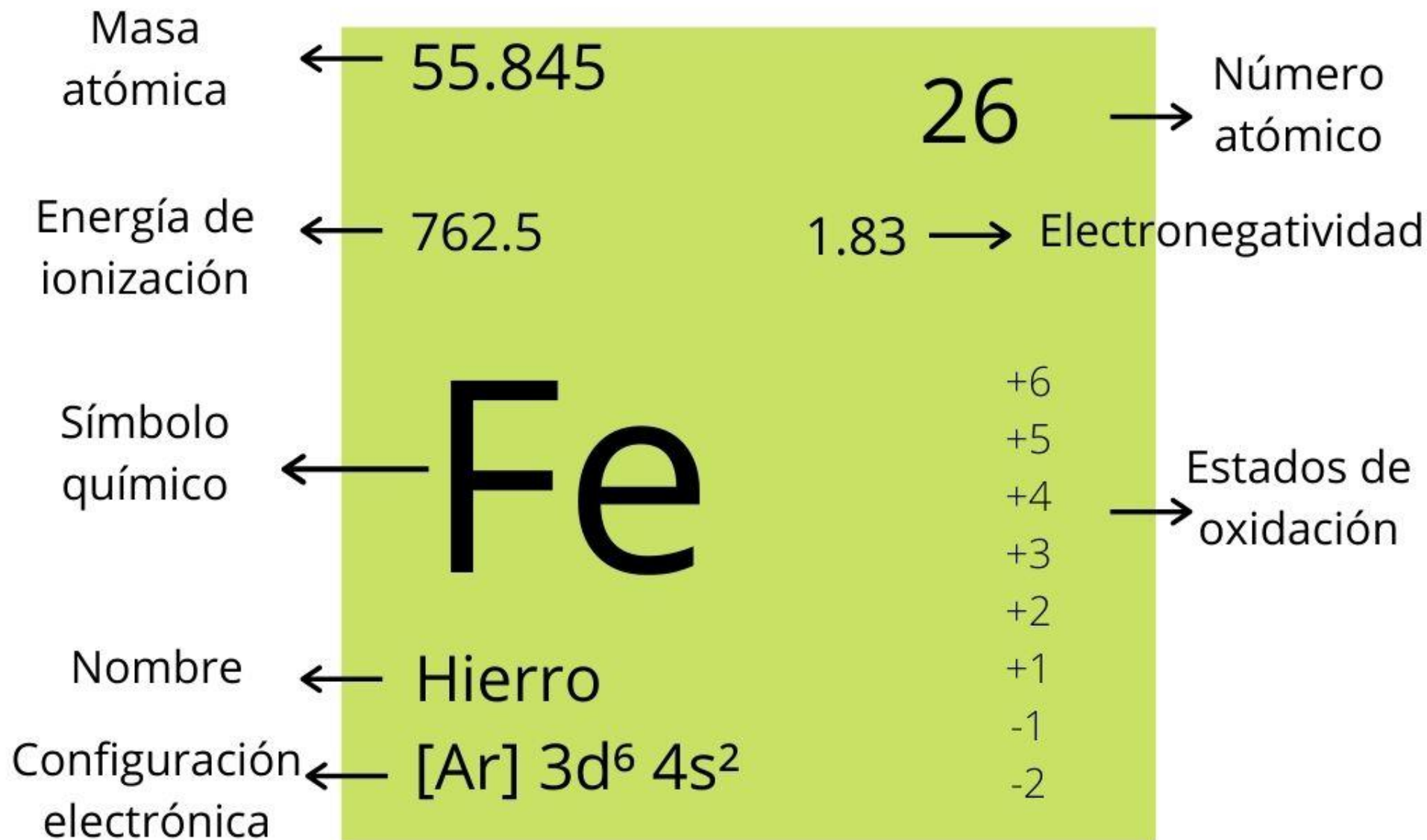
Clasificación de los elementos

1 1A		Elementos representativos										Zinc Cadmio Mercurio					18 8A		
1 H	2 2A	Gases nobles										Lantánidos		13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He
3 Li	4 Be	Metales de transición										Actínidos		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 8B	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 Ds	111 Rg	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

Grupos o familias de la tabla periódica																	
1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
Metales alcalinos	Metales alcalinotérreos	Metales de transición										Térreos (o del boro)	Carbonoideos (o del carbono)	Nitrogenoideos (o del nitrógeno)	Calcógenos (o del oxígeno)	Halógenos	Gases nobles
Lantánidos																	
Actínidos																	

FIGURA 34. Tabla periódica con los nombres por familia y su numeración, arábica y romana.

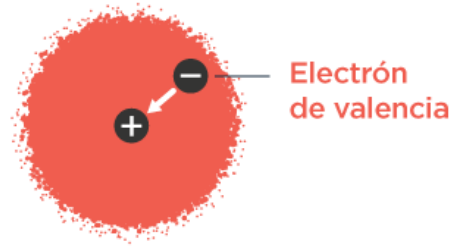


Propiedades periódicas:

- **Carga nuclear efectiva**
- **Energía de ionización**
- **Radio atómico y radio iónico**
- **Afinidad electrónica**

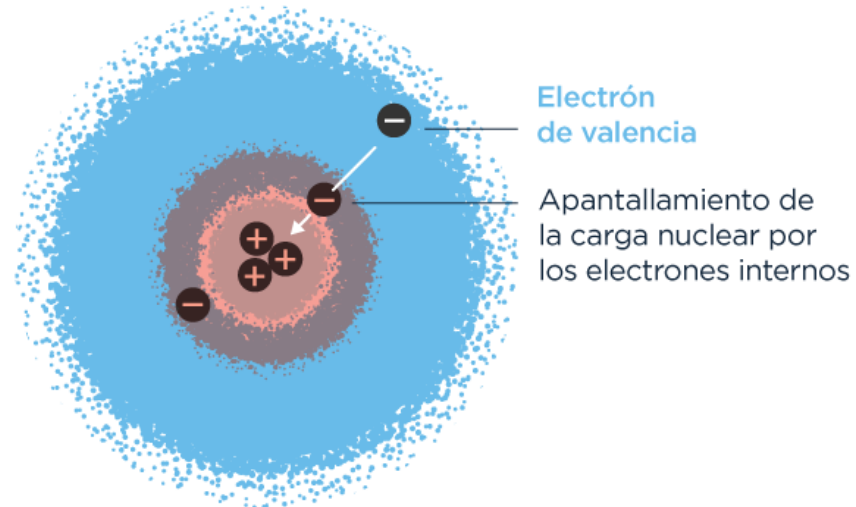
Efecto pantalla en los átomos polieletrónicos: Se produce debido a que los electrones de las capas más cercanas al núcleo dejan menos “disponibles” las cargas positivas para los electrones de capas más externas. En consecuencia, disminuye la atracción electrostática entre los protones del núcleo y el electrón de capas más externas.

Átomo de hidrógeno



Carga nuclear completa

Átomo de litio



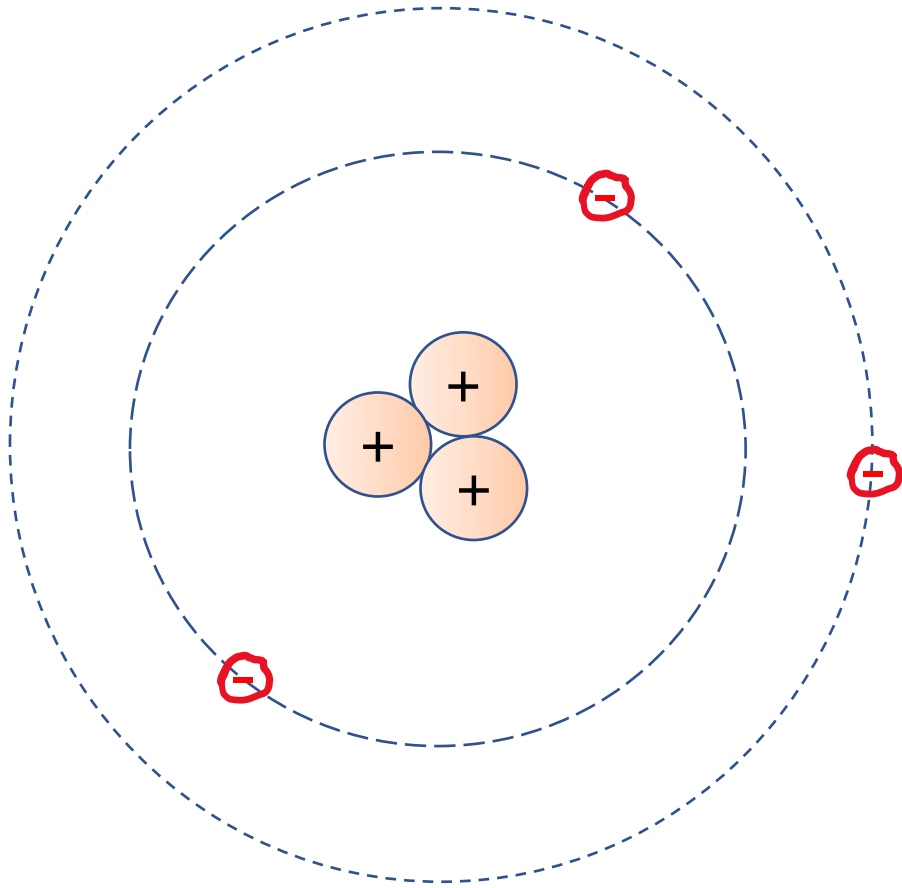
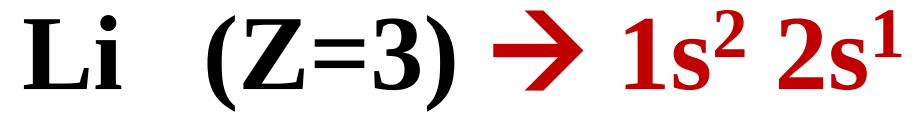
Carga nuclear efectiva

Carga nuclear efectiva (Z_{efect}). es la carga nuclear detectada por un electrón cuando se toman en cuenta tanto la carga nuclear real (Z) como los efectos repulsivos (pantalla) de los demás electrones.

$$Z_{\text{efect}} = Z - \sigma$$

σ = constante de apantallamiento

NOTA: El σ se calcula siguiendo las reglas de Slater



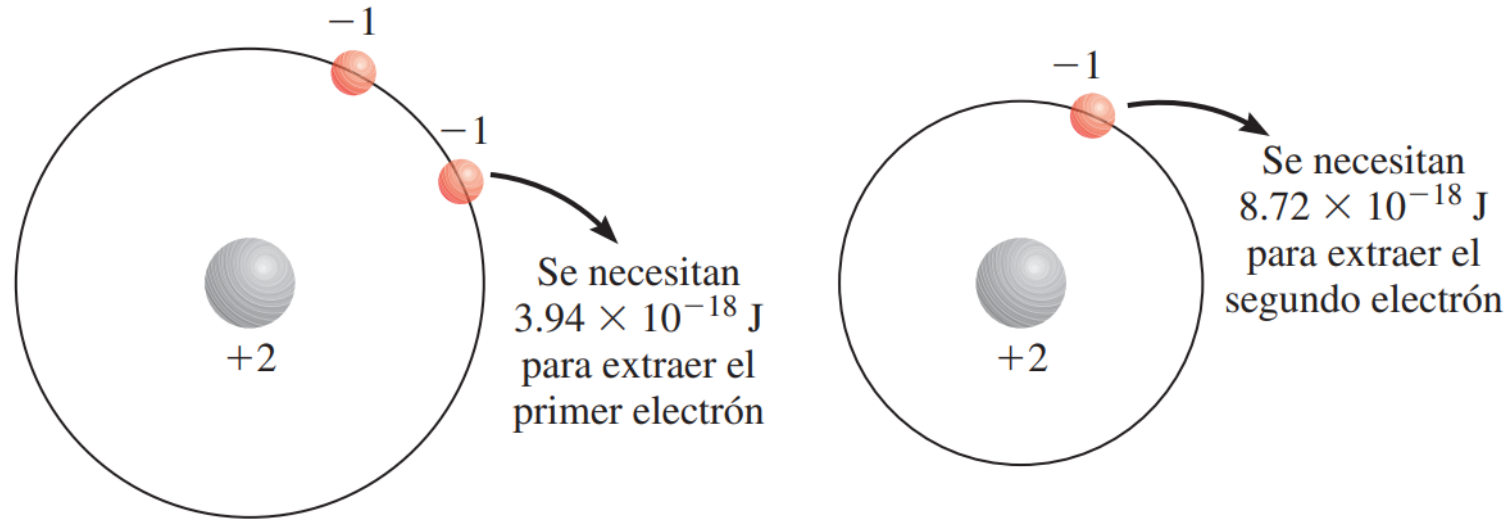
$$Z_{\text{efect}} = Z - \sigma$$

$$\sigma = (0,85 \times Z) = 1,7$$

$$Z_{\text{efect}} = 3 - 1,7 = 1,3$$

Esto significa que el electrón de valencia en el átomo de litio experimenta una carga neta positiva de 1,3 debido a la atracción del núcleo, pero también siente una repulsión parcial de los otros dos electrones de la capa más interna.

He



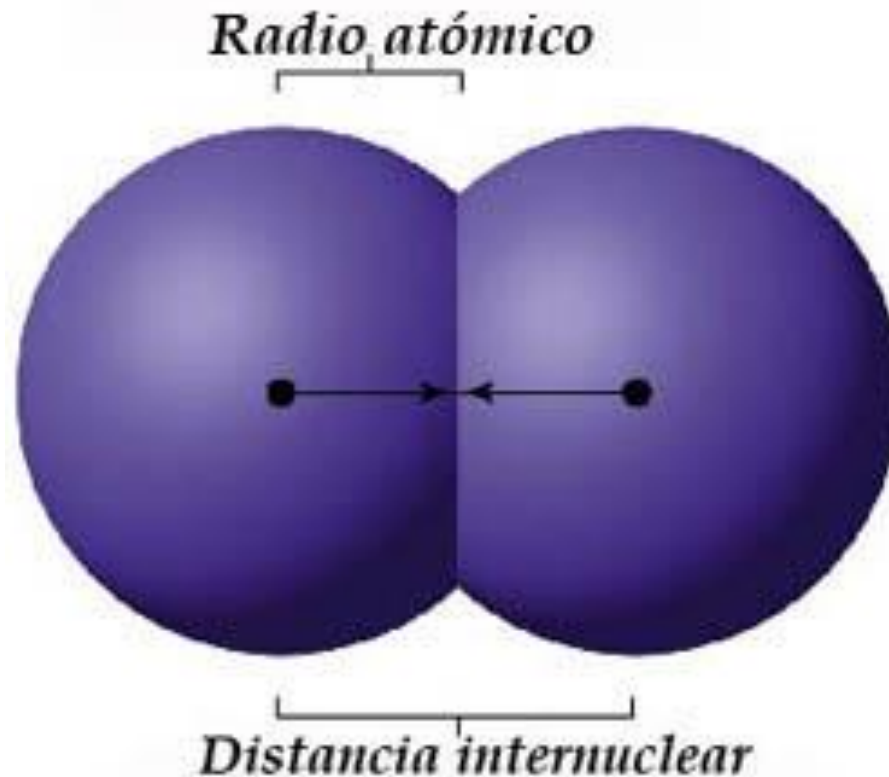
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Z	3	4	5	6	7	8	9	10
Z_{efect}	1.28	1.91	2.42	3.14	3.83	4.45	5.10	5.76

Cuando la **carga nuclear efectiva** es alta, los electrones se mantienen más fuertemente en el átomo y la energía de ionización es mayor.

1A																	8A	
	2A												3A	4A	5A	6A	7A	

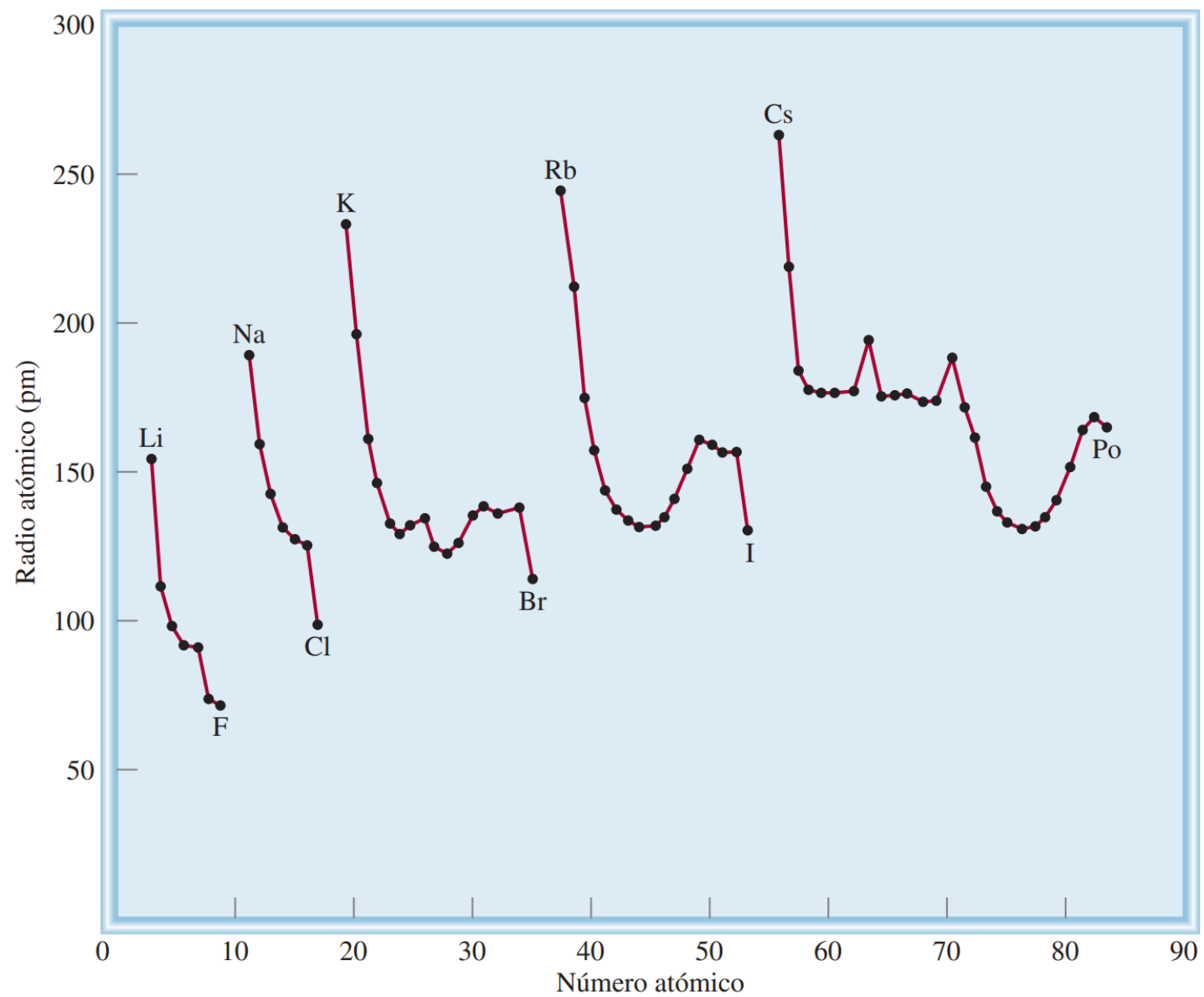
Para los elementos representativos, la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de arriba hacia abajo en un grupo.

Radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica

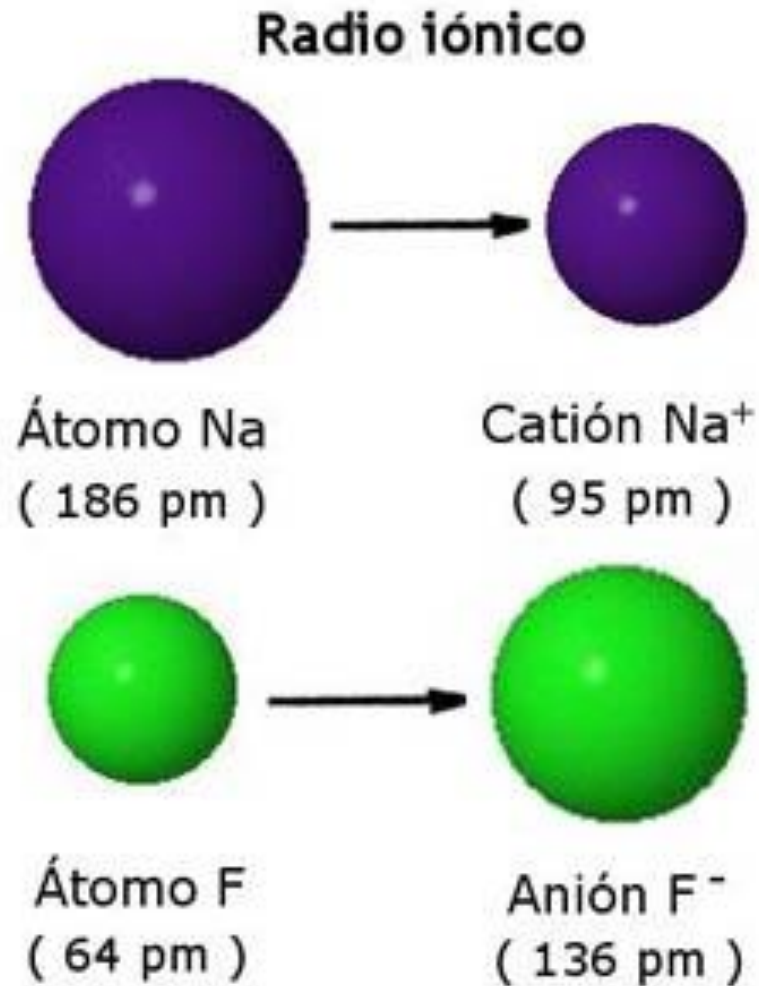




La carga nuclear efectiva también influye en el tamaño atómico. Cuando la carga nuclear efectiva es alta, los electrones se atraen más hacia el núcleo y el tamaño del átomo se reduce. Por otro lado, cuando la carga nuclear efectiva es baja, los electrones están menos atraídos hacia el núcleo y el tamaño del átomo es mayor.

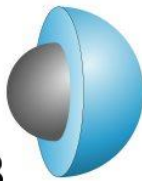
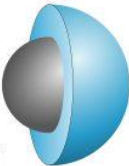
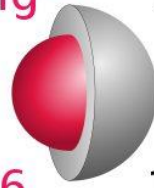
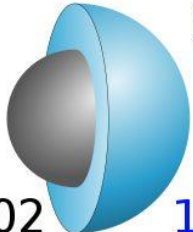
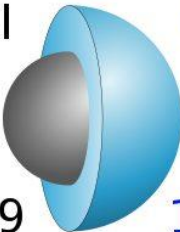
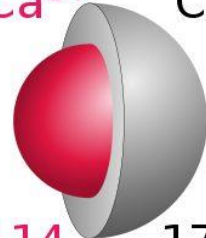
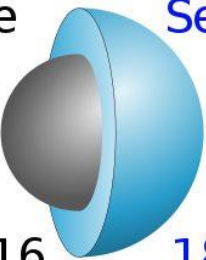
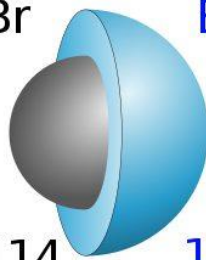
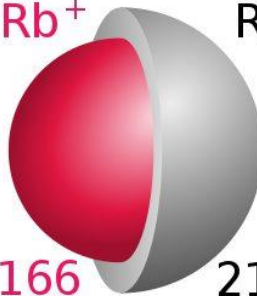
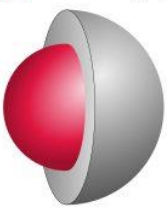
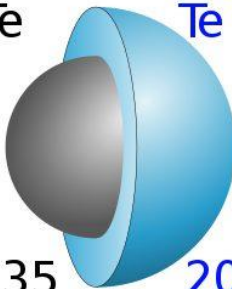
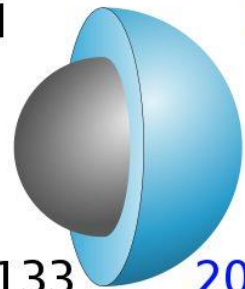


Radio Iónico es el radio de un catión o un anión



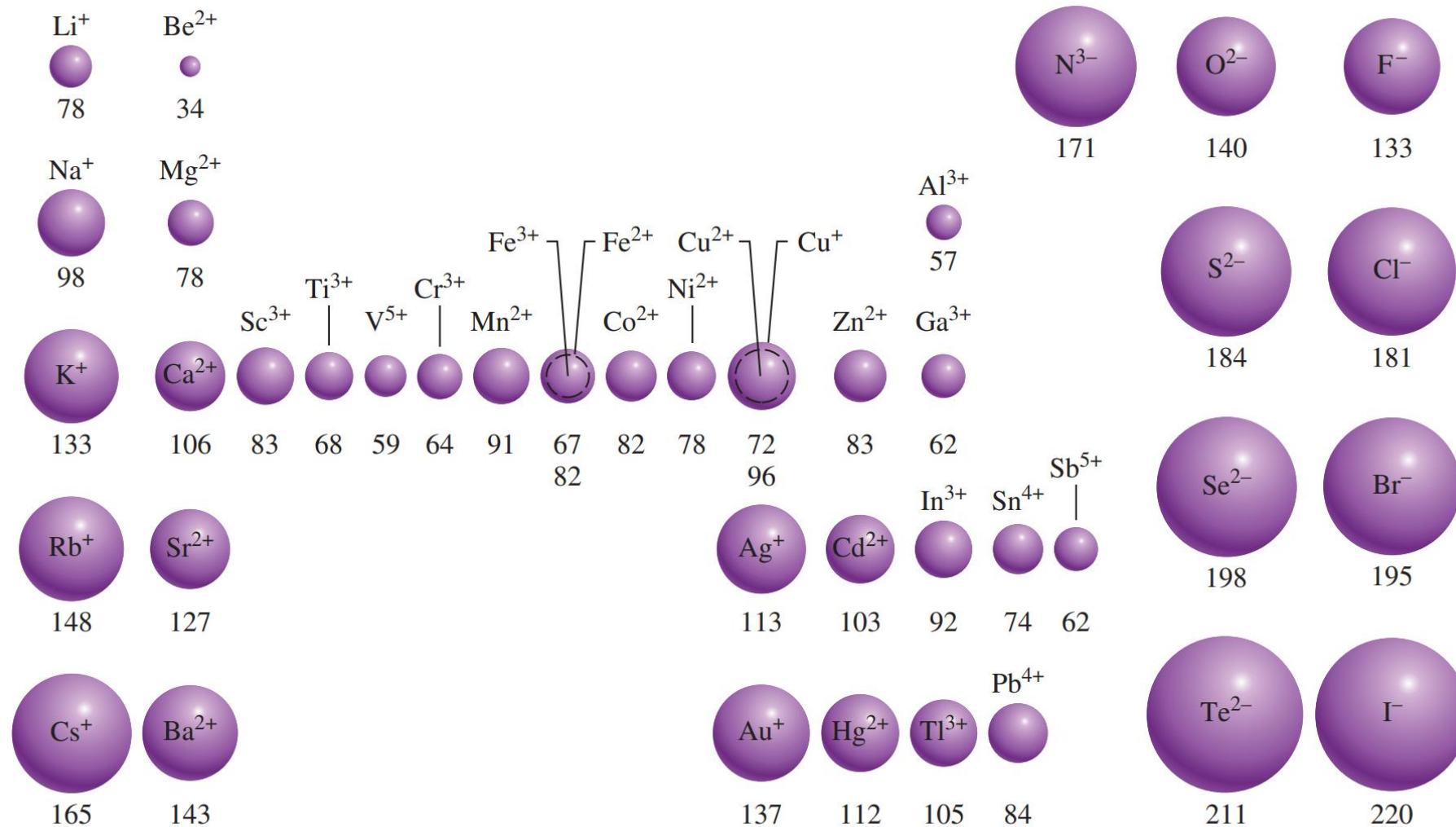
Cuando un átomo neutro se convierte en un ión cambia su tamaño relativo

RADIO ATÓMICO

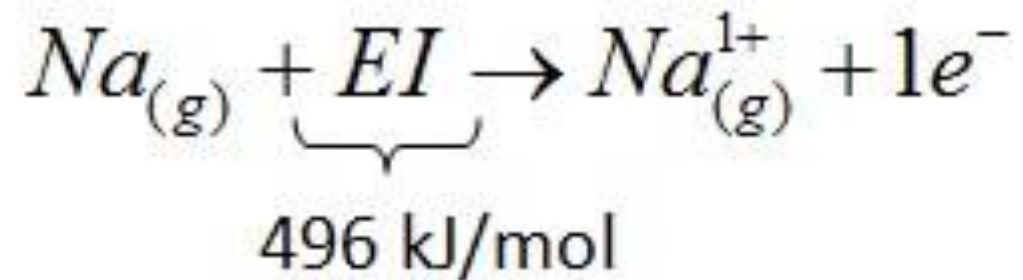
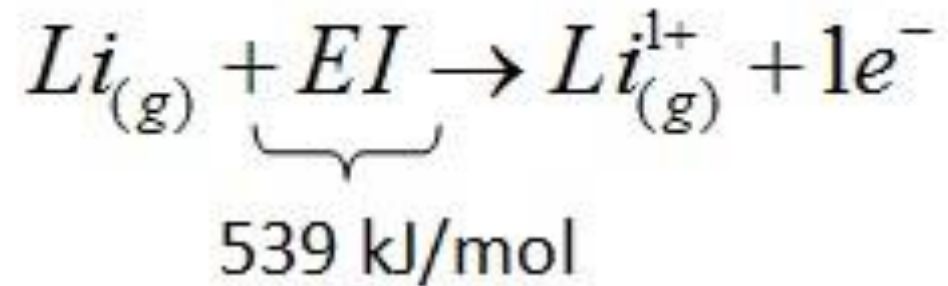
Li^+  90 134	Be^{2+}  59 90	B^{3+}  41 82	O^{2-}  73 126	F^-  71 119
Na^+  116 154	Mg^{2+}  86 130	Al^{3+}  68 118	S^{2-}  102 170	Cl^-  99 167
K^+  152 196	Ca^{2+}  114 174	Ga^{3+}  76 126	Se^{2-}  116 184	Br^-  114 182
Rb^+  166 211	Sr^{2+}  132 192	In^{3+}  94 144	Te^{2-}  135 207	I^-  133 206

RADIO IÓNICO

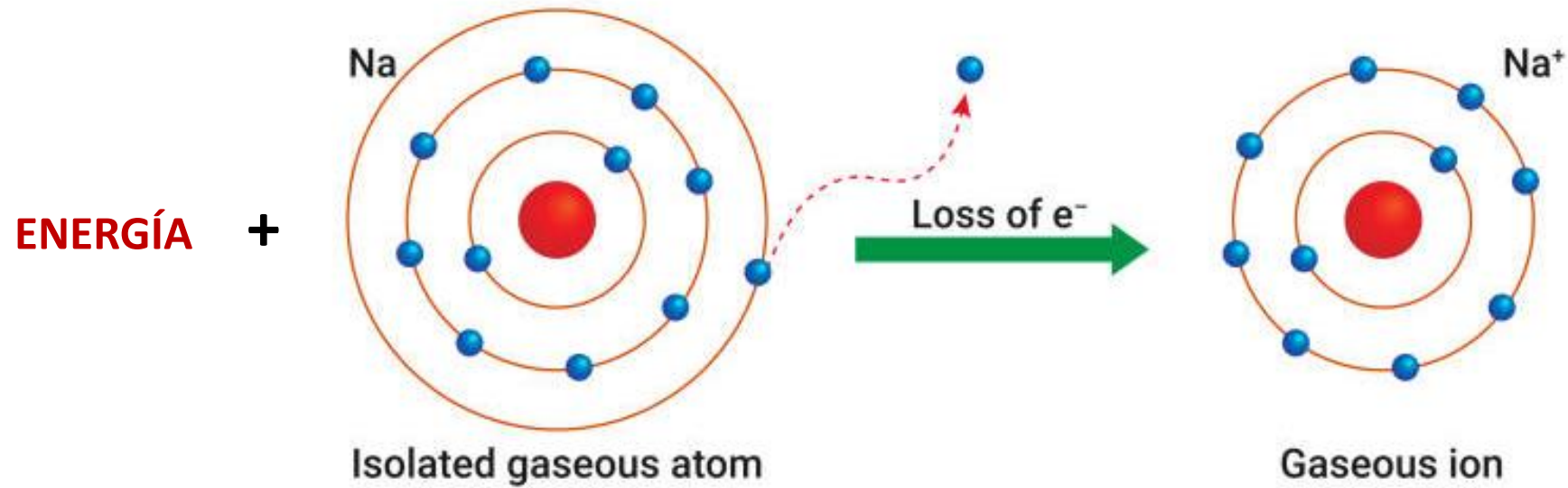
Radio Iónico de algunos elementos comunes (picómetros) de acuerdo con su posición en la tabla periódica



Energía de ionización (EI) es la energía mínima (en kJ/mol) necesaria para remover un electrón en estado gaseoso, en su estado fundamental.

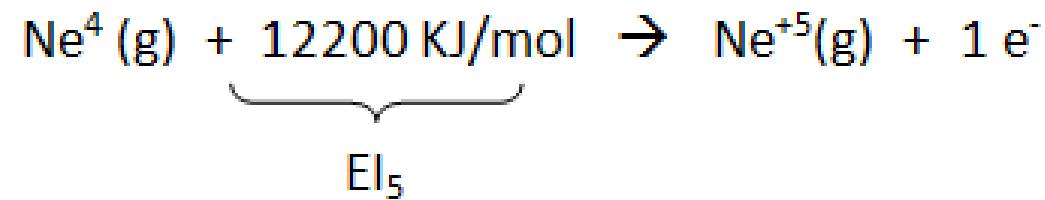
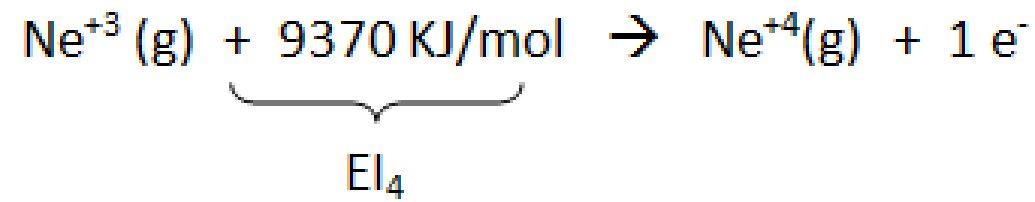
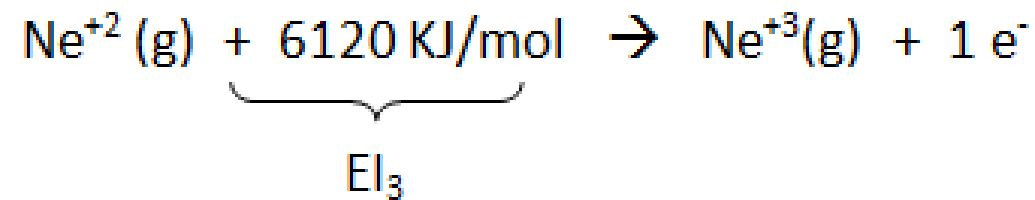
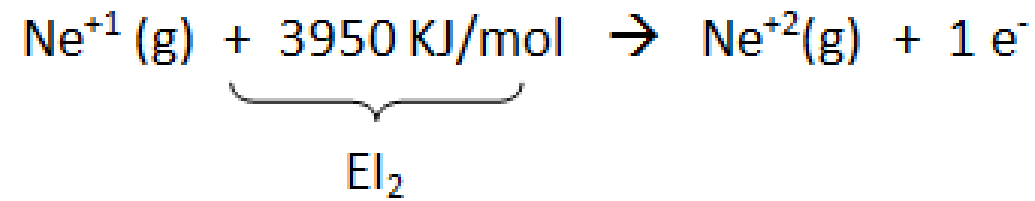
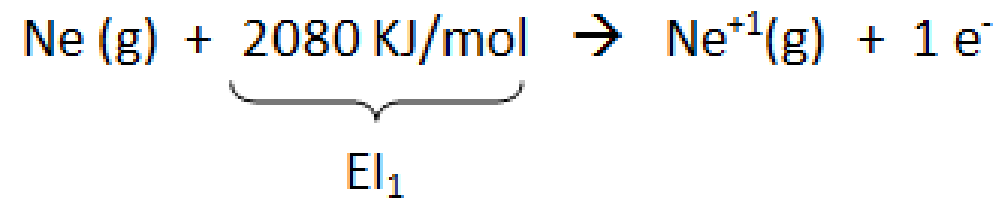


La energía de ionización (E_i)



1A	2A																3A	4A	5A	6A	7A	8A

El incremento en la primera energía de ionización se observa de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba en un grupo para los elementos representativos.



Afinidad electrónica es el valor negativo del cambio de energía que se desarrolla cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.

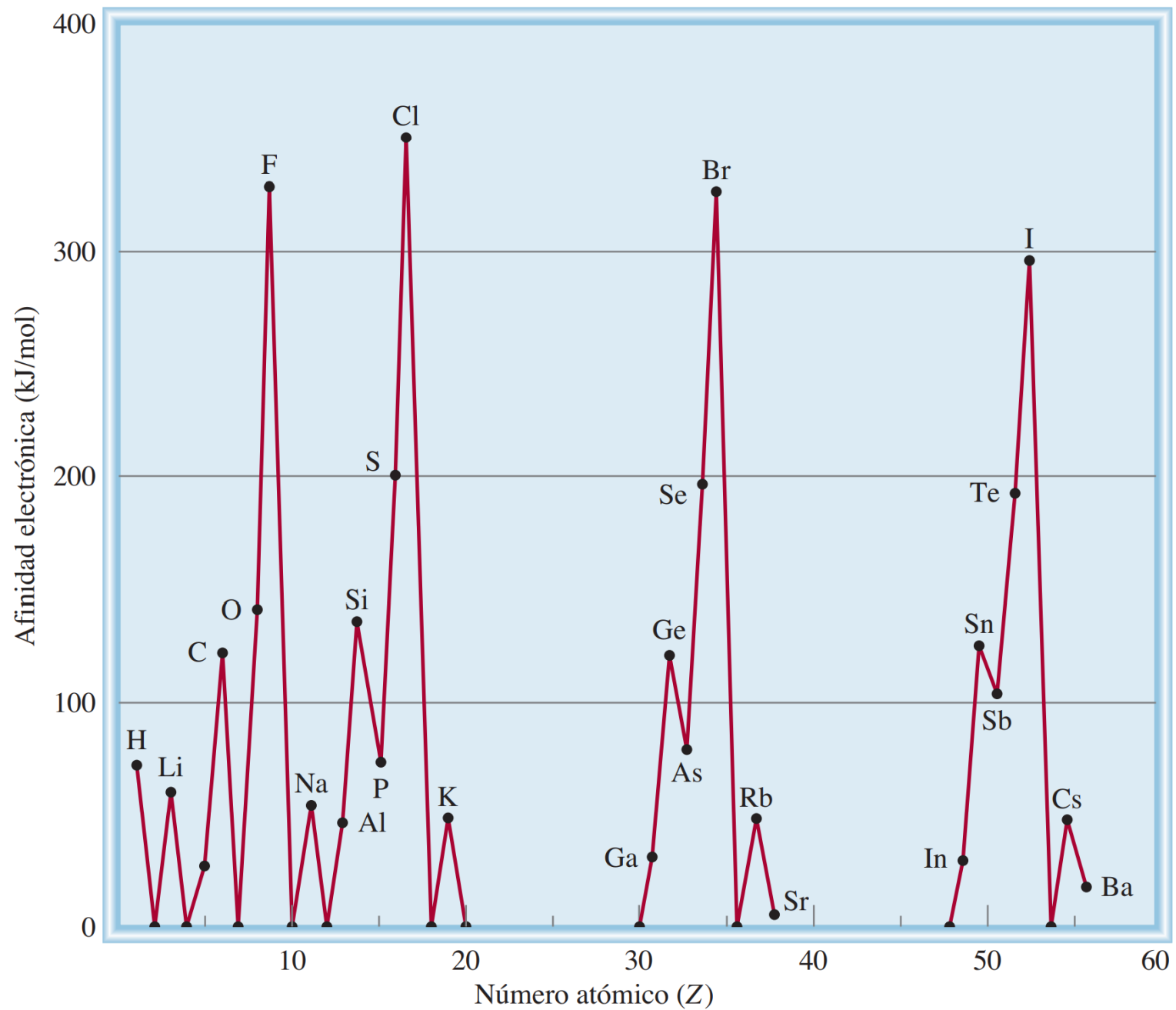


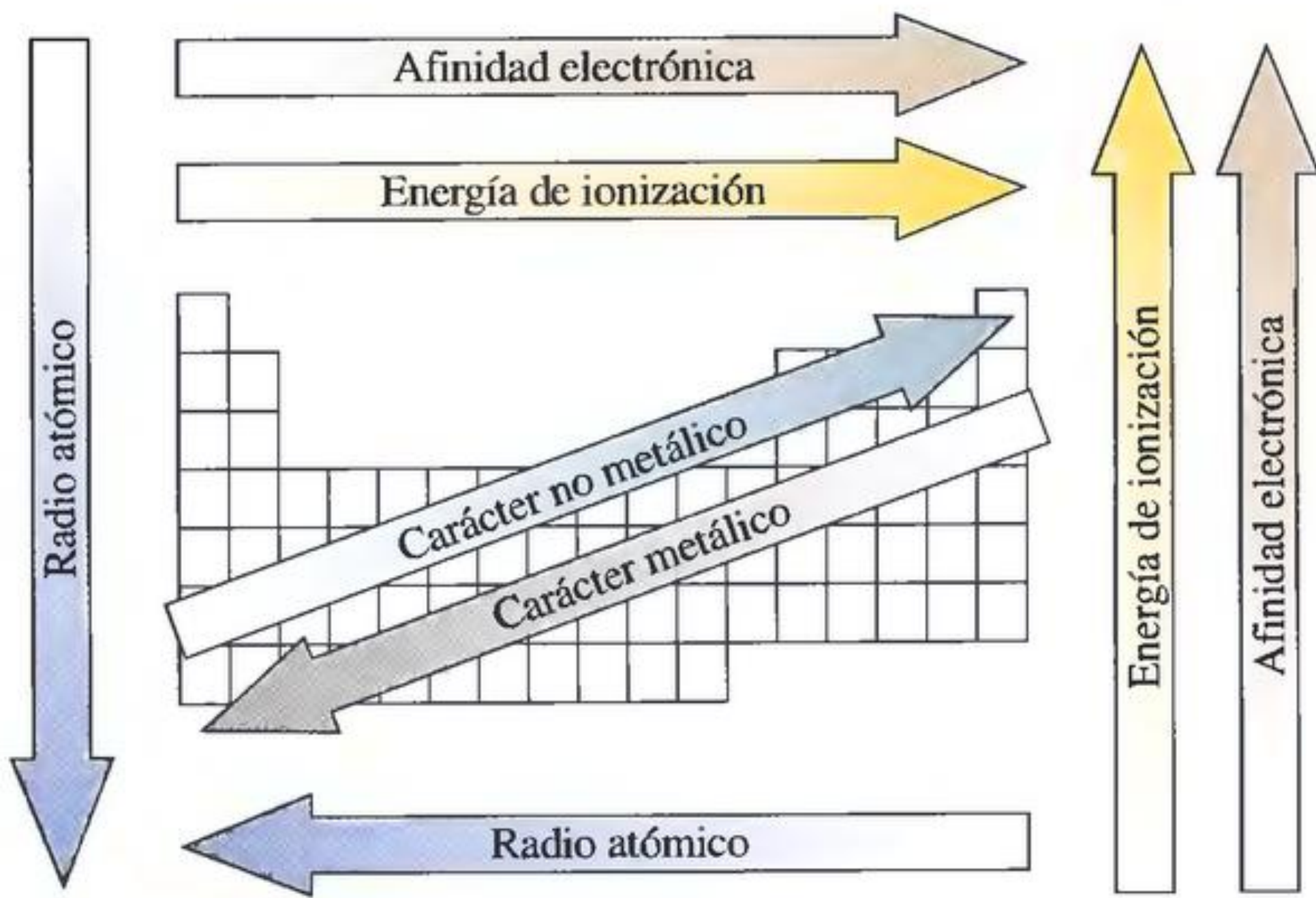
A mayor valor numérico de la electroafinidad más estable es el ion negativo

TABLA 8.3**Afinidades electrónicas (kJ/mol) de algunos elementos representativos y de los gases nobles***

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							< 0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	< 0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	< 0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2.4	29	118	77	195	325	< 0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4.7	29	121	101	190	295	< 0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	< 0

* Las afinidades electrónicas en los gases nobles, del Be y del Mg no se han determinado experimentalmente, pero se cree que son cercanas a cero o negativas.





Electronegatividad. Capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico

[illegible]

La ordenación periódica permite clasificar los elementos en grandes grupos:

1) Según propiedades estructurales y eléctricas

- Metales (75%)
- No Metales (sector derecho de la tabla)

2) Según configuraciones electrónicas

- Elementos Representativos: ns^1 a $ns^2 np^5$
- Gases Nobles: $1s^2$ (He) $ns^2 np^6$ (Inertes)
- Elementos de Transición: últimos e- entran en orbitales d. Configuración externa $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$
- Elementos de Transición Interna: últimos e- entran en orbitales f. Configuración externa

$(n-2) f^{1-14} (n-1)d^{0-10} ns^2$

La **energía de ionización** mide la atracción de un átomo por sus propios electrones, en tanto que la **afinidad electrónica** se relaciona con la atracción de un átomo por un electrón adicional proveniente de otra fuente.



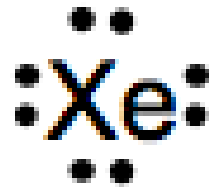
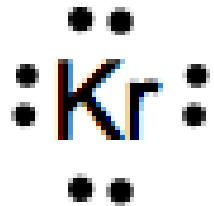
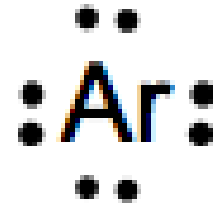
Explica muchas de las reacciones químicas que originan los compuestos. Los elementos con bajas **EI** tienden a formar cationes. Aquellos elementos con alta **afinidad electrónica** tienden a formar aniones.

Símbolos de puntos de Lewis



Gilbert Newton Lewis, químico
estadounidense (1875-1946)

Consiste en la representación de los electrones de la capa de valencia de cada átomo como puntos en torno al símbolo químico.

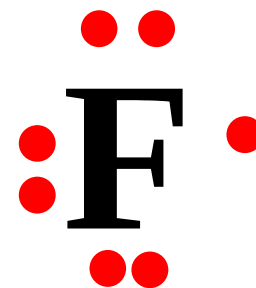


${}_9\text{F}$

$Z = 9$

$1s^2$

$2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$



**Capa de
valencia**



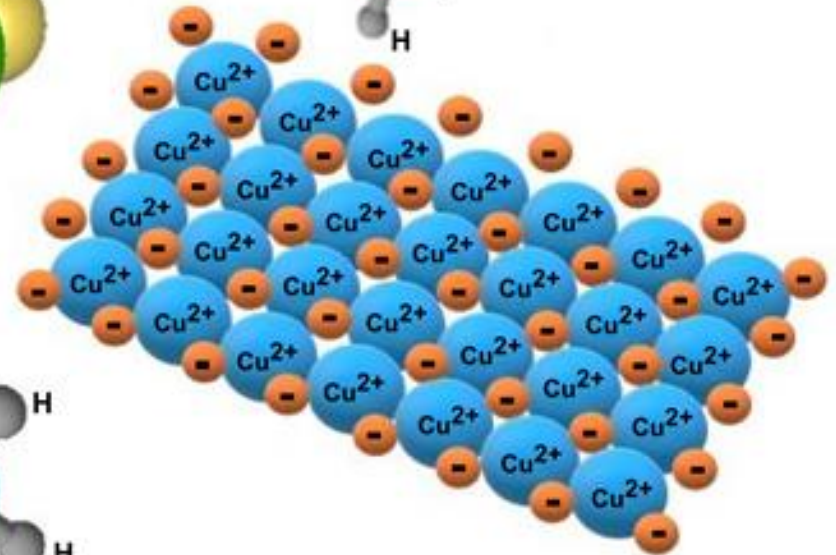
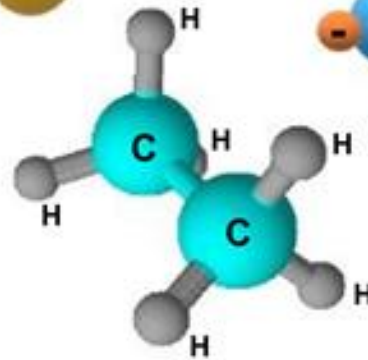
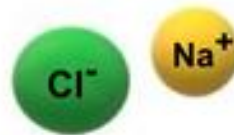
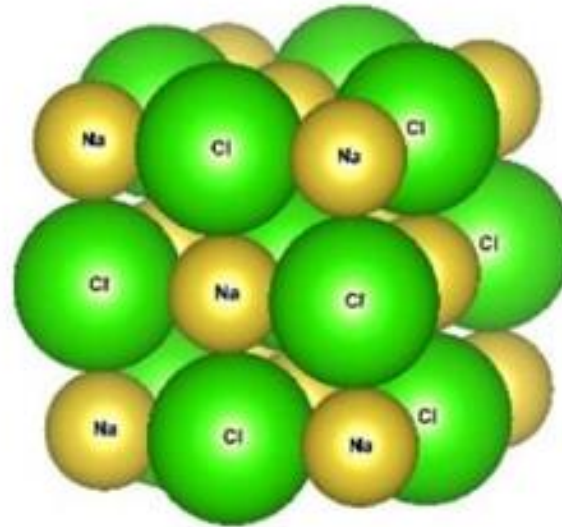
**Estructura de
Lewis**



Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles.

[illegible]

Enlace Químico

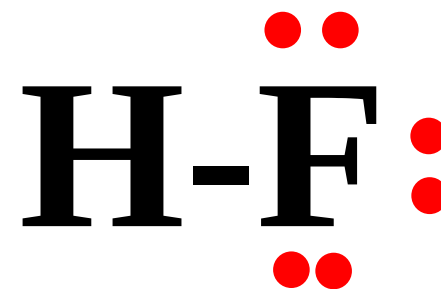
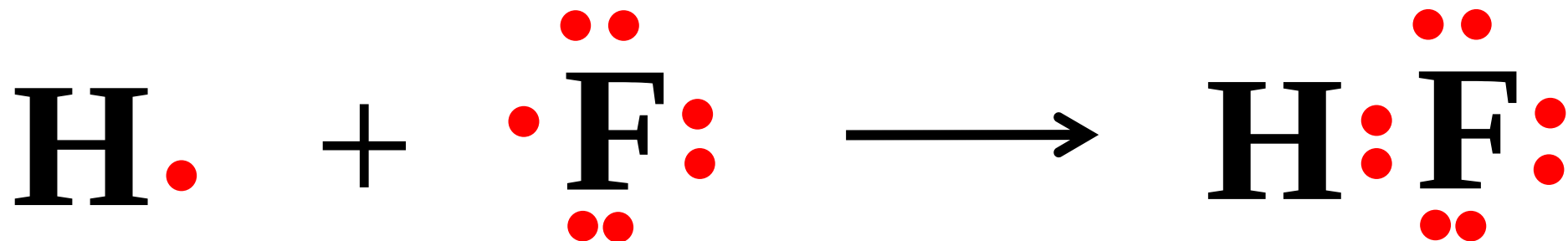


Tipos de enlace químico

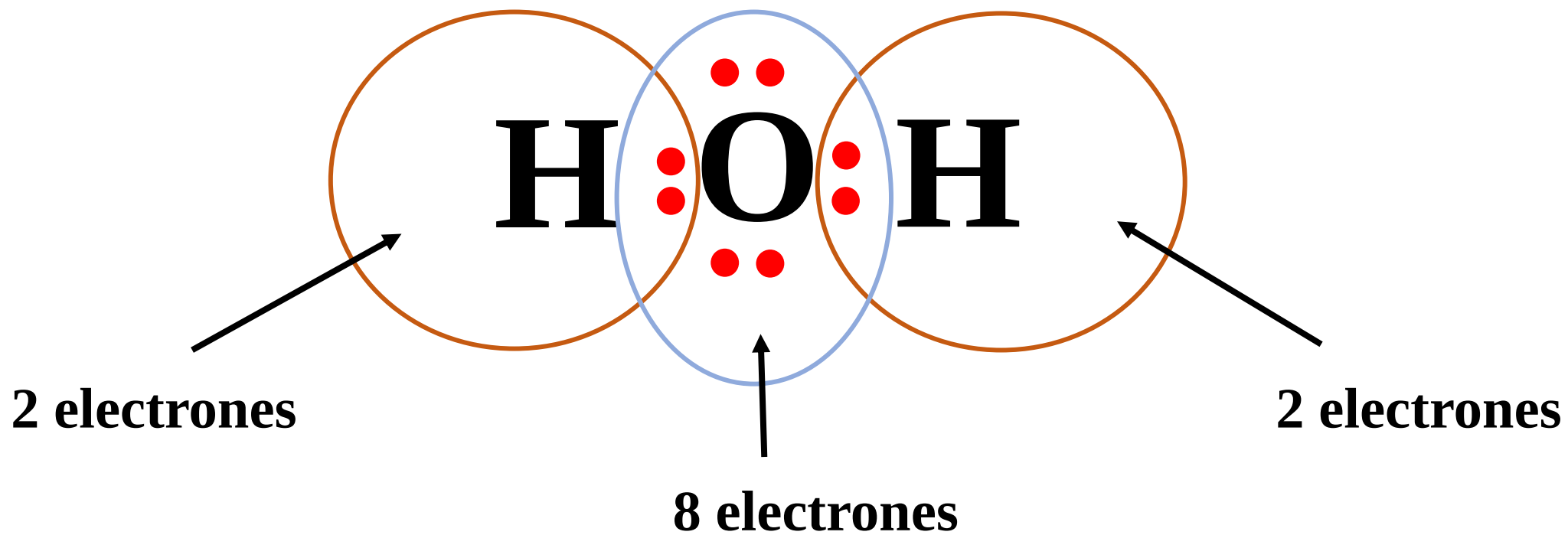


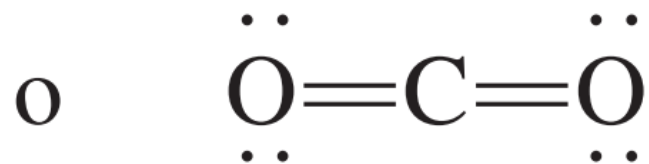
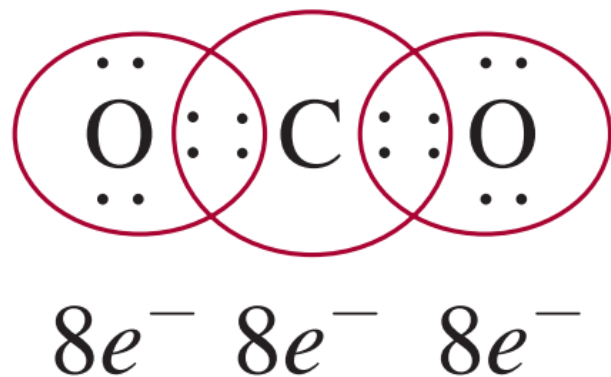
El **enlace covalente** se forma cuando dos átomos comparten electrones.



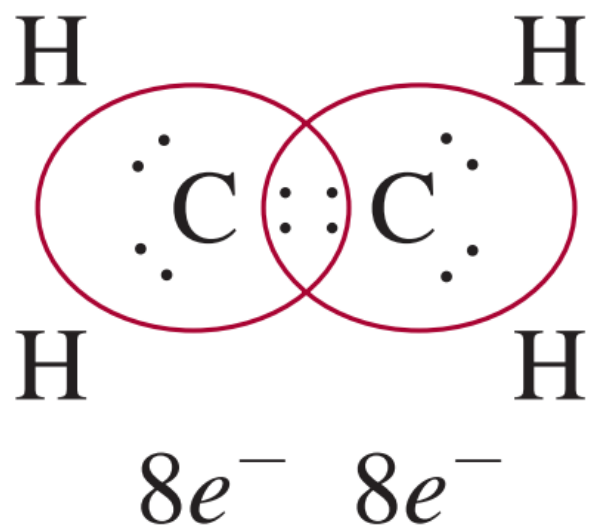


Fluoruro de hidrógeno

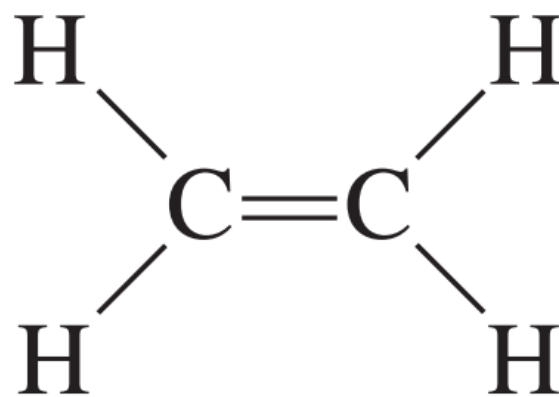




Dióxido de carbono
Anhídrido carbónico



o

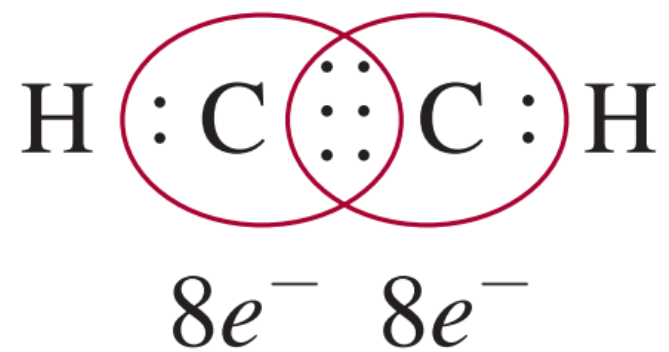


Eteno
Etileno



o



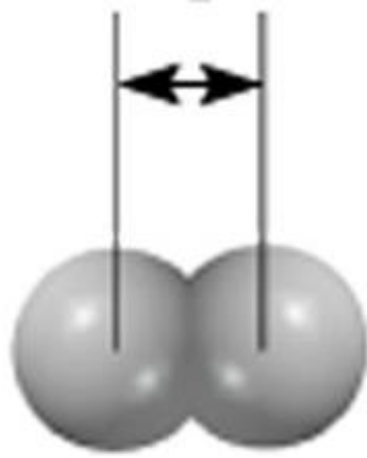


o

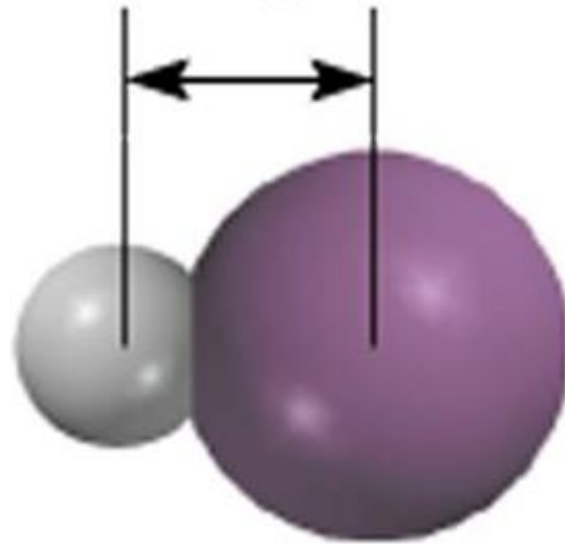


Etino
Acetileno

Longitud de enlace: Es la distancia entre el núcleo de dos átomos unidos por un enlace covalente en un a molécula



H₂

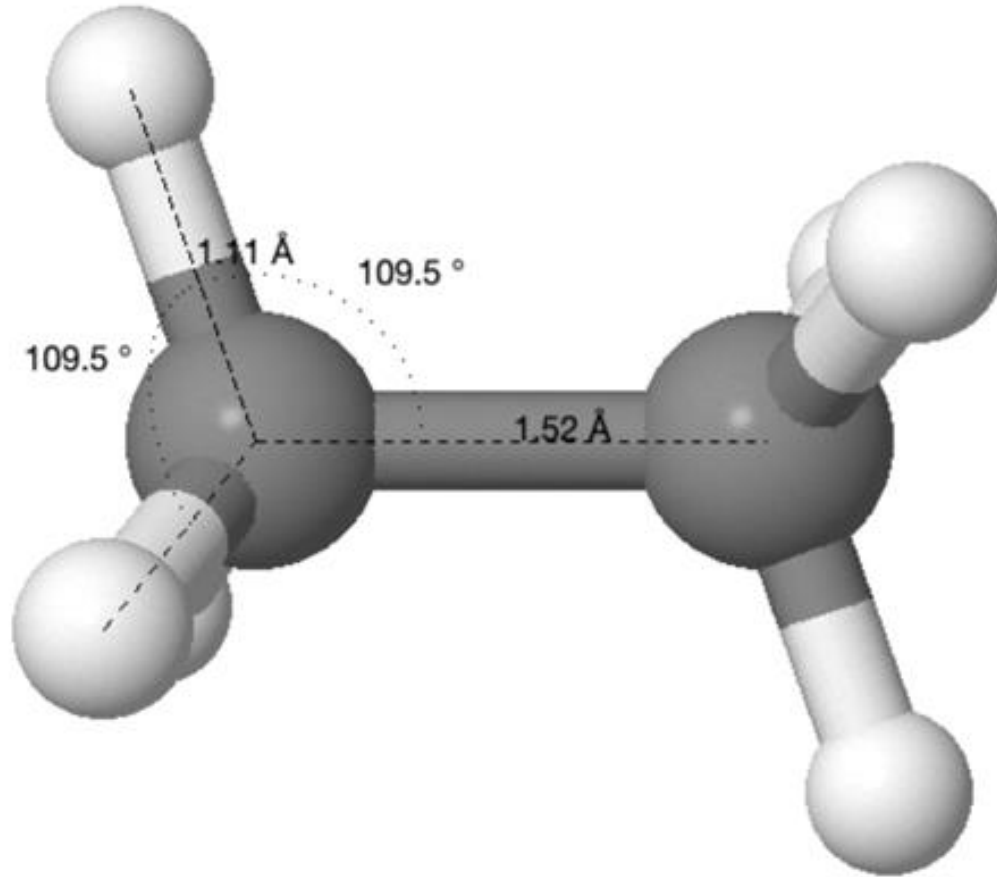


HI

TABLA 8.5 Longitudes promedio de enlace para algunos enlaces sencillos, dobles y triples

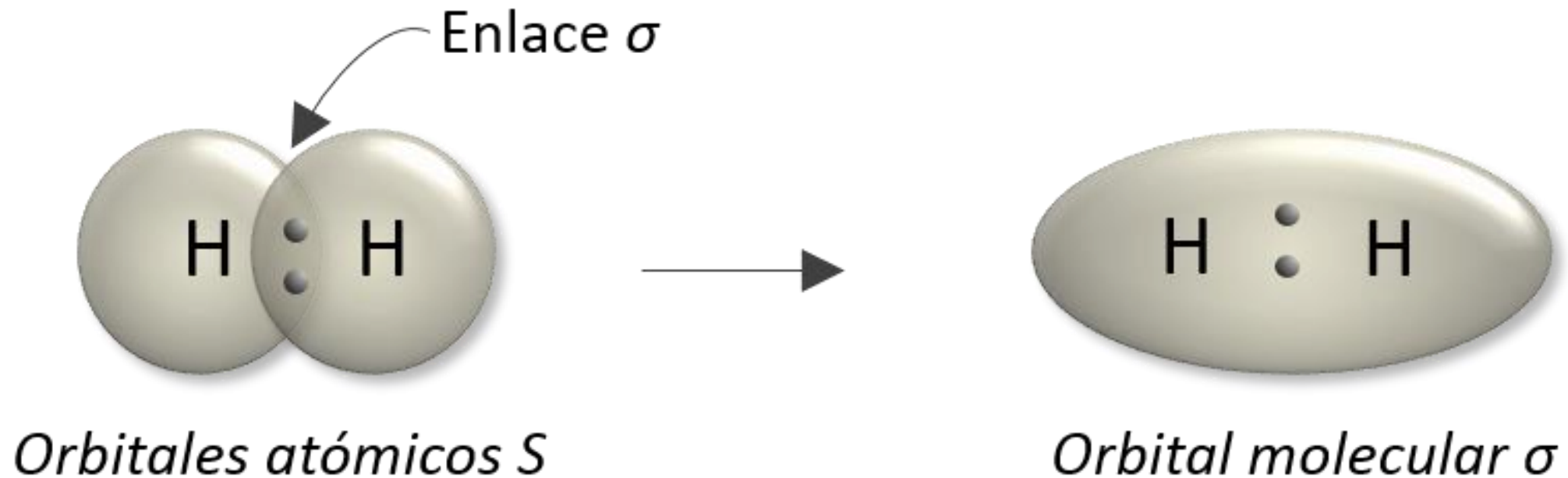
Enlace	Longitud de enlace (Å)	Enlace	Longitud de enlace (Å)
C—C	1.54	N—N	1.47
C=C	1.34	N=N	1.24
C≡C	1.20	N≡N	1.10
C—N	1.43	N—O	1.36
C=N	1.38	N=O	1.22
C≡N	1.16		
		O—O	1.48
C—O	1.43	O=O	1.21
C=O	1.23		
C≡O	1.13		

Conformación espacial de la molécula de etano

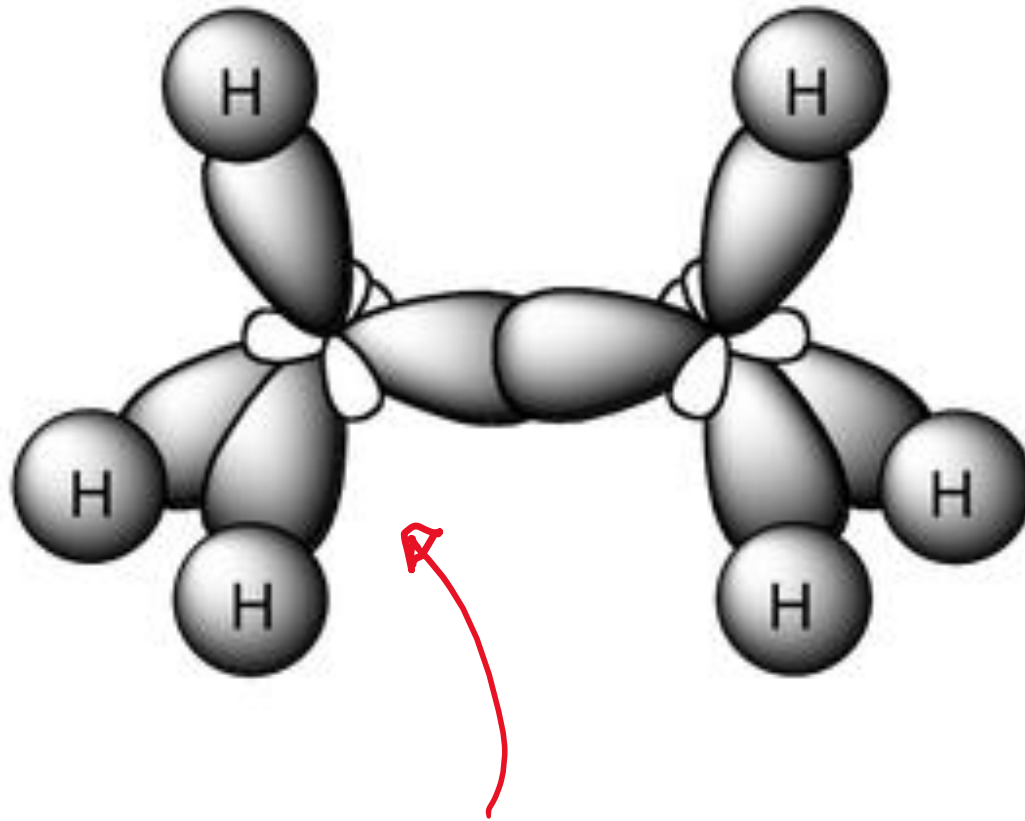


Etano

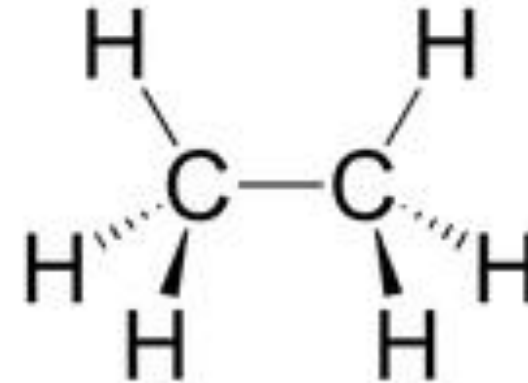
Los enlaces covalentes se pueden representar con **orbitales moleculares**. Por ejemplo, la unión de dos orbitales s



Conformación espacial de la molécula de etano



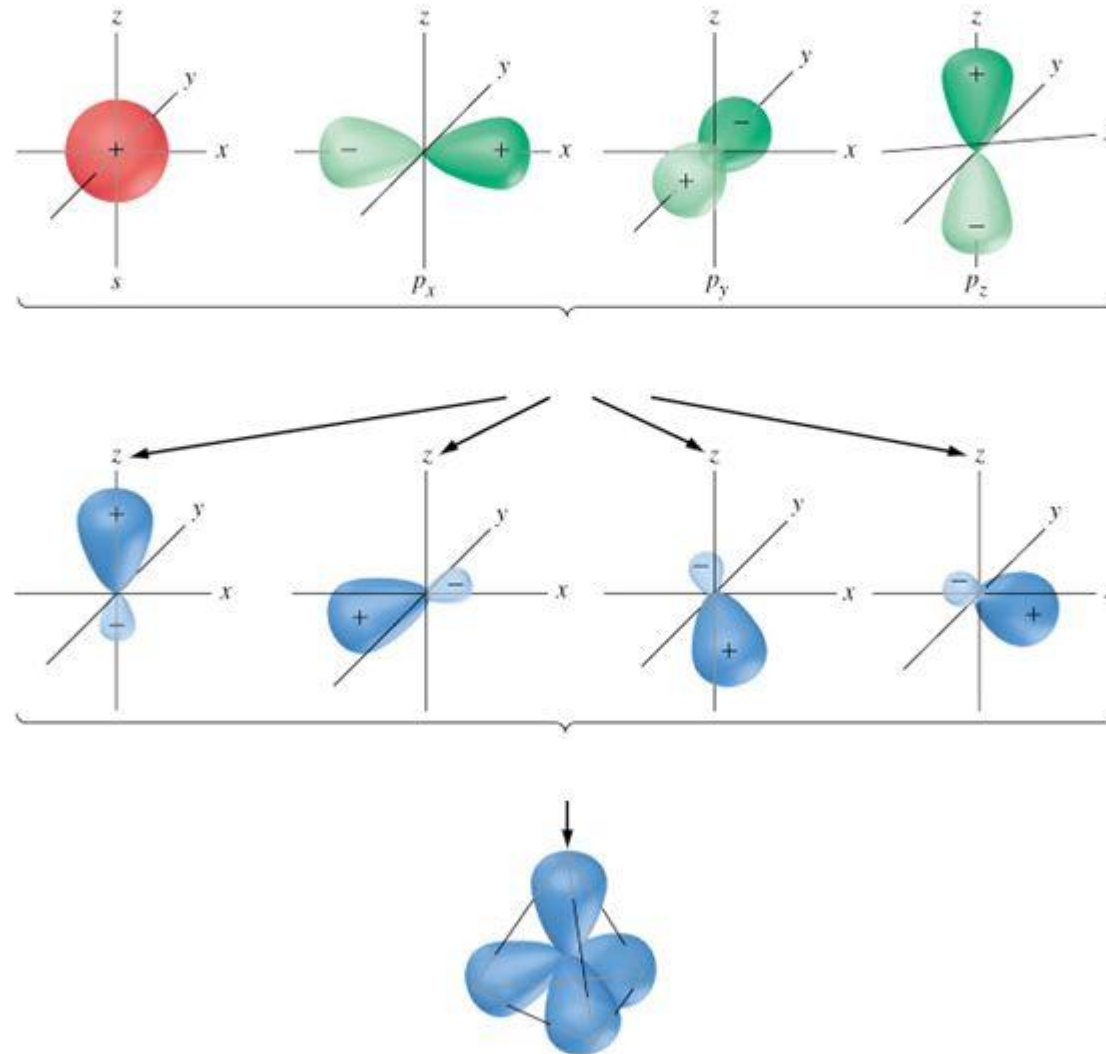
Orbitales Moleculares



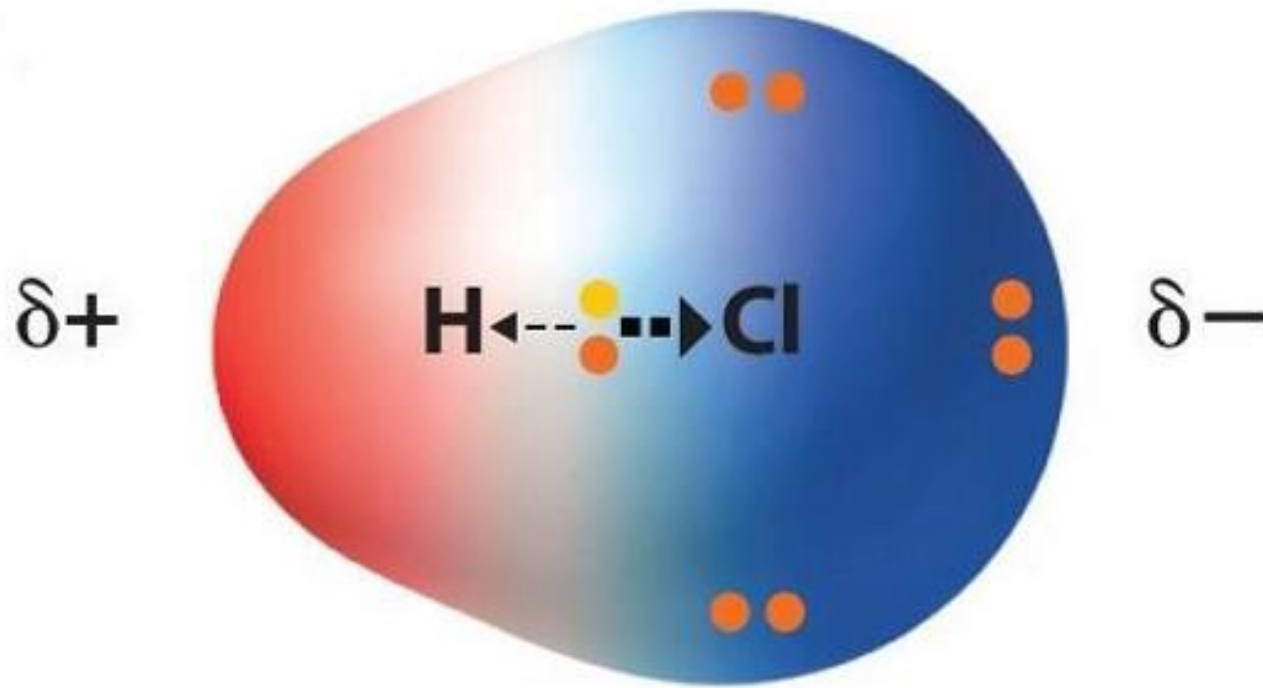
Etano

**Orbitales Moleculares
formados mediante el
proceso de
combinación
(hibridación) de
Orbitales atómicos.**

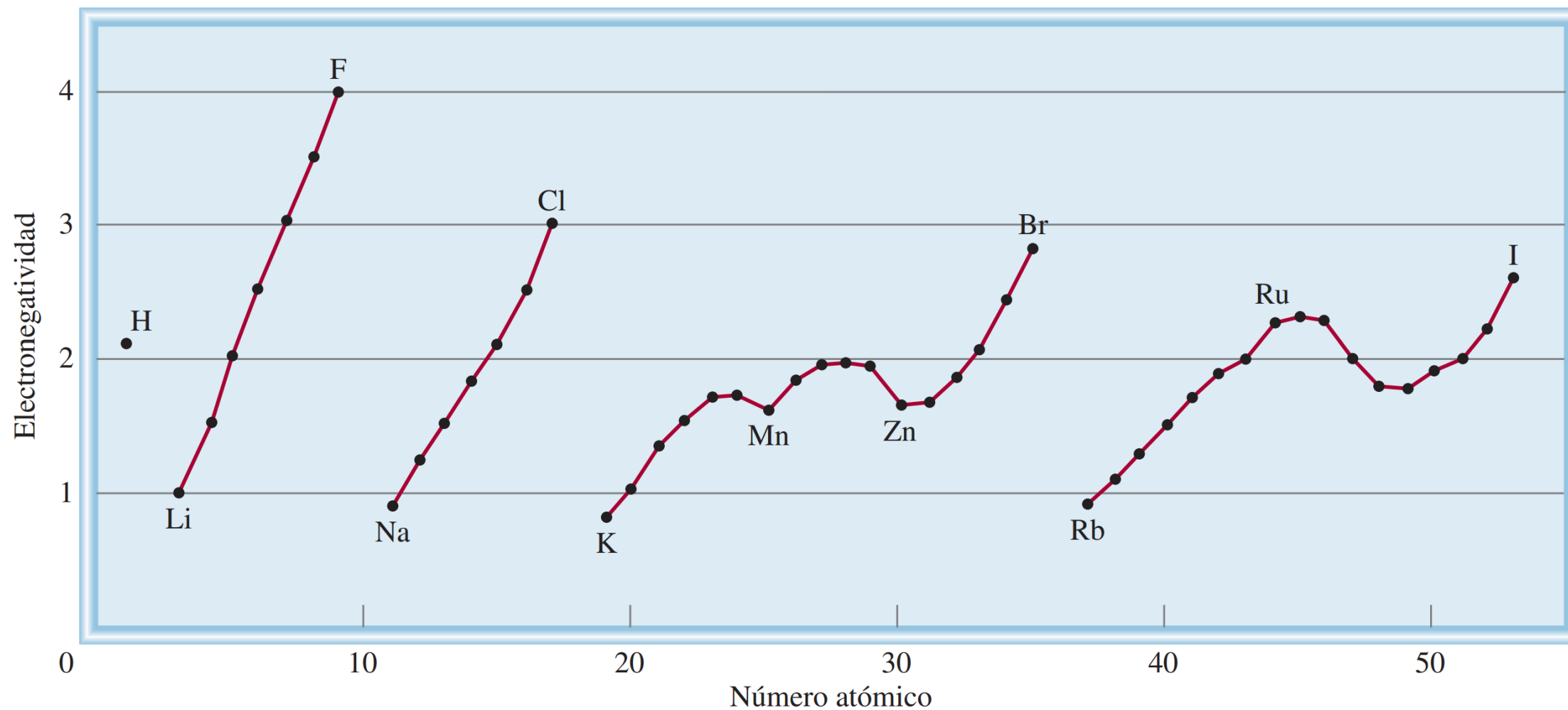
Hibridación sp^3



Enlace covalente polar. Los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro

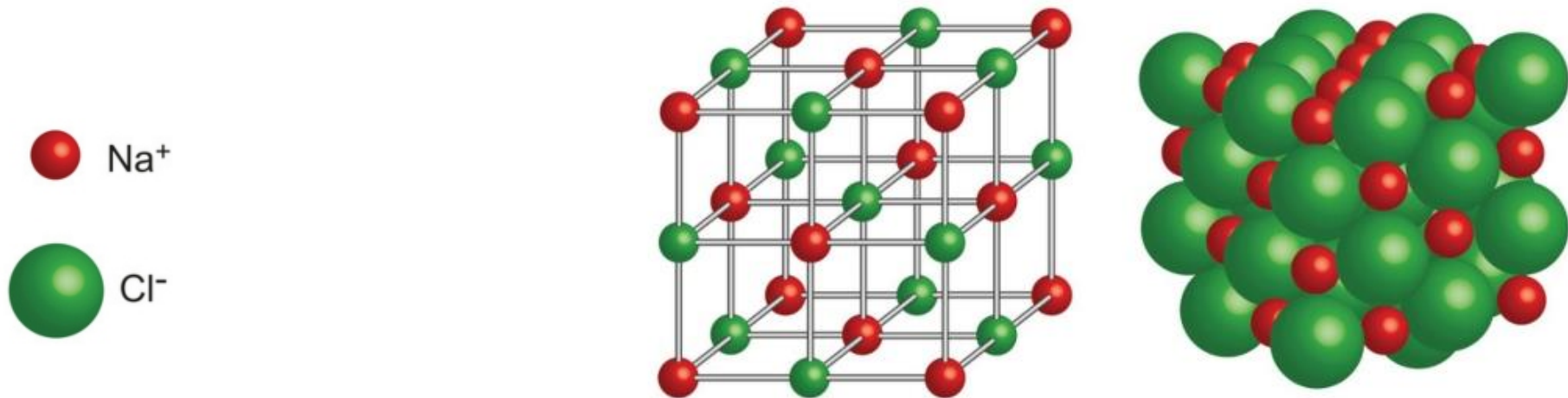


HCl
Cloruro de hidrógeno



ENLACE IÓNICO

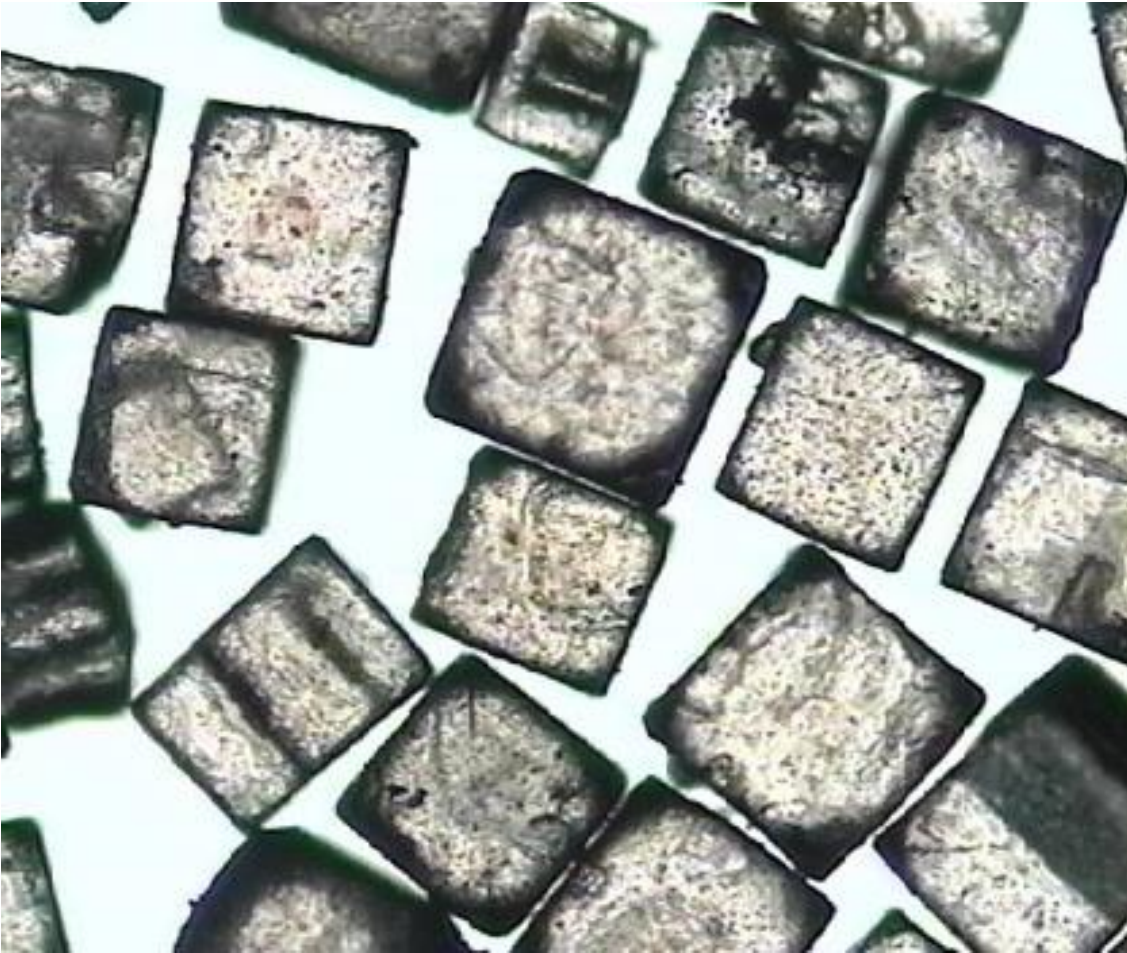
Es la atracción de iones con carga opuesta (cationes y aniones). Pueden formar un sólido denominado SÓLIDO IÓNICO.

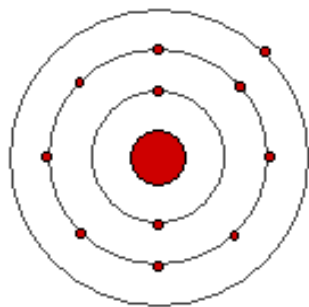




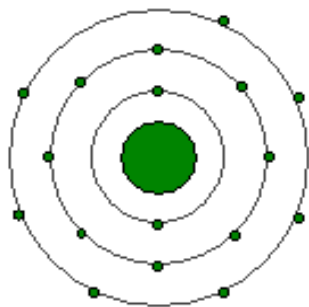
NaCl

Sólido blanco
Punto de fusión 801 °C

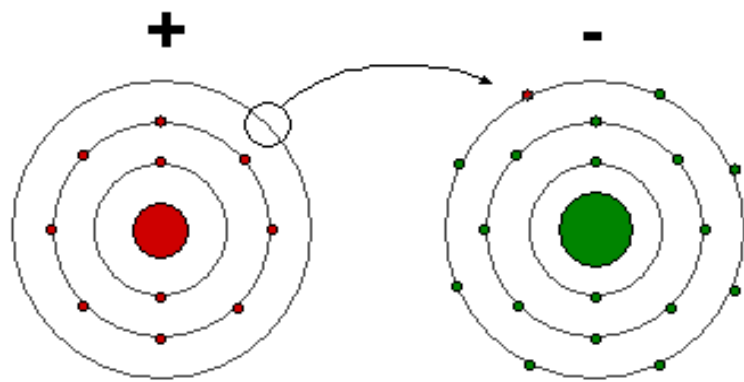




Sodio



Cloro

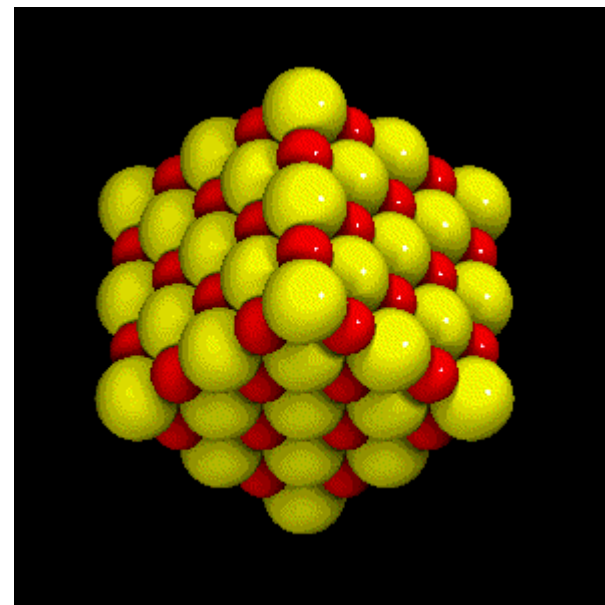


Lón
Sodio

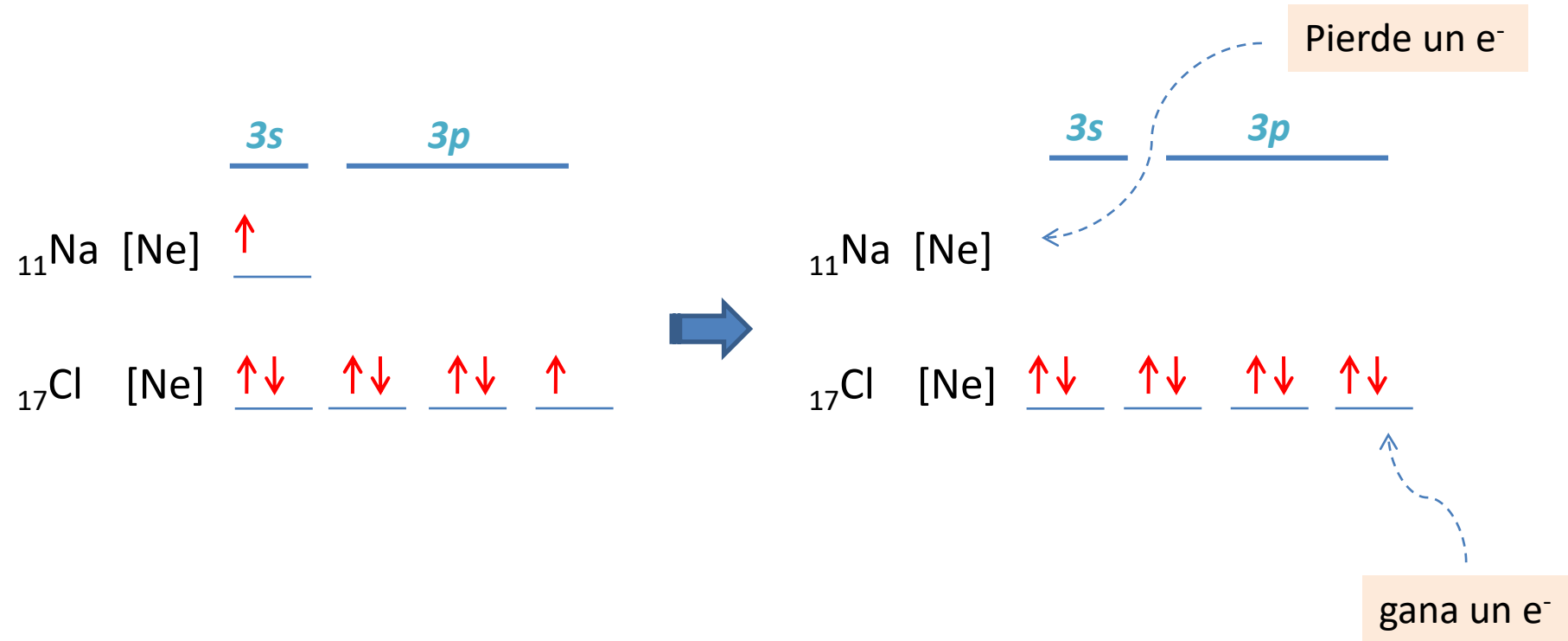
Lón
Cloruro

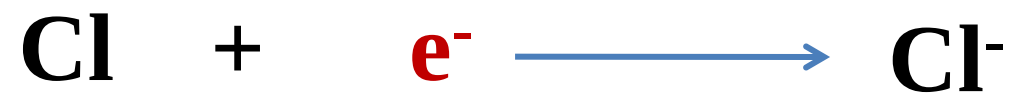
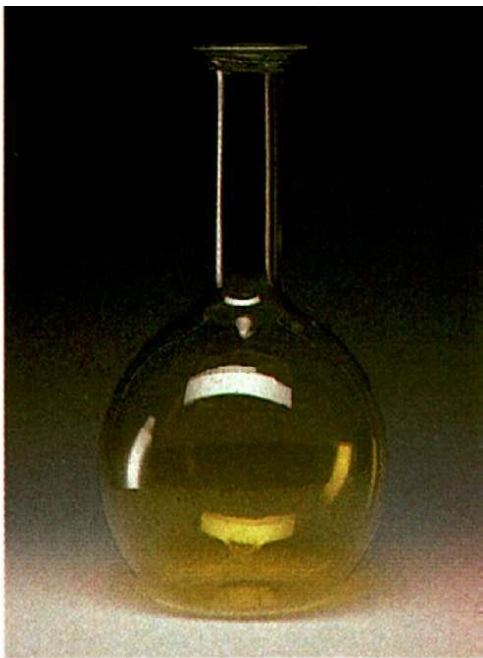
Na^+

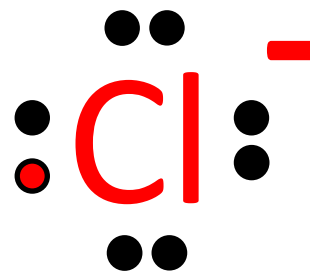
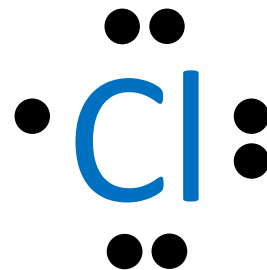
Cl^-



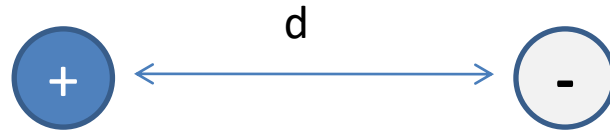
Formation of Sodium Chloride





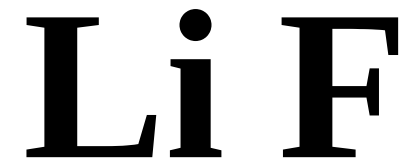
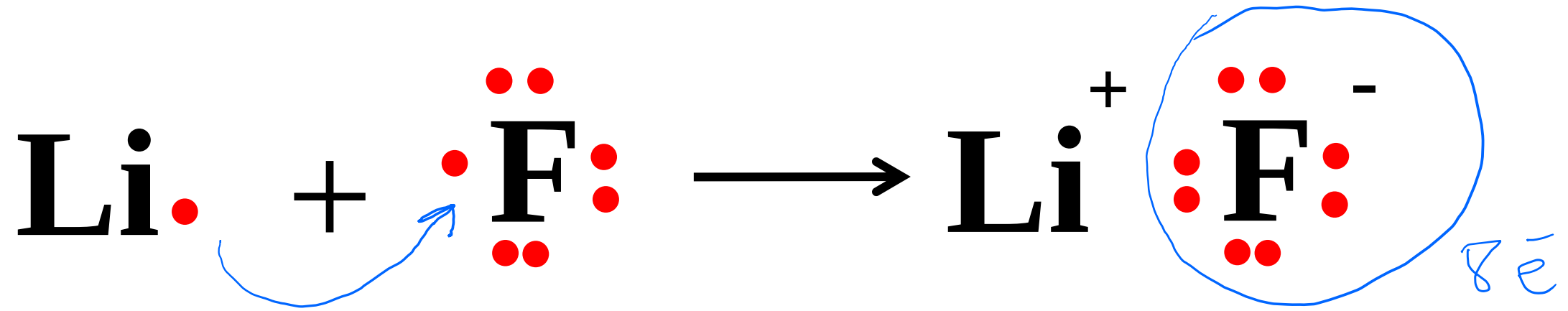


De acuerdo a la **ley de Coulomb** la fuerza (F) con que dos cargas opuestas se atraen es proporcional al producto de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa.



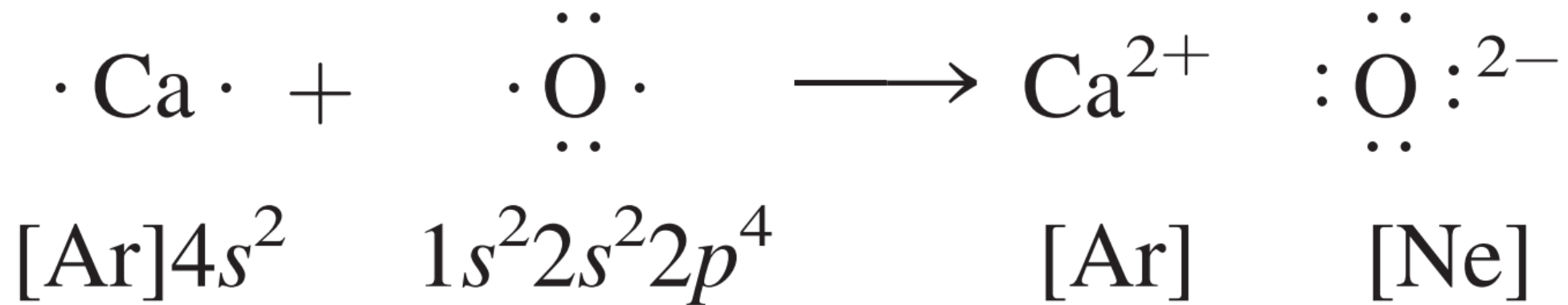
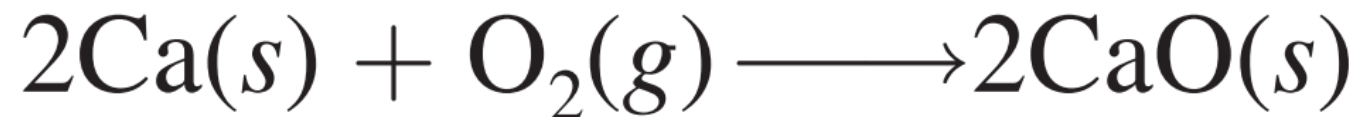
$$F \propto \frac{q^+ q^-}{d^2}$$

El **enlace iónico** se forma cuando hay una atracción electrostática entre dos iones



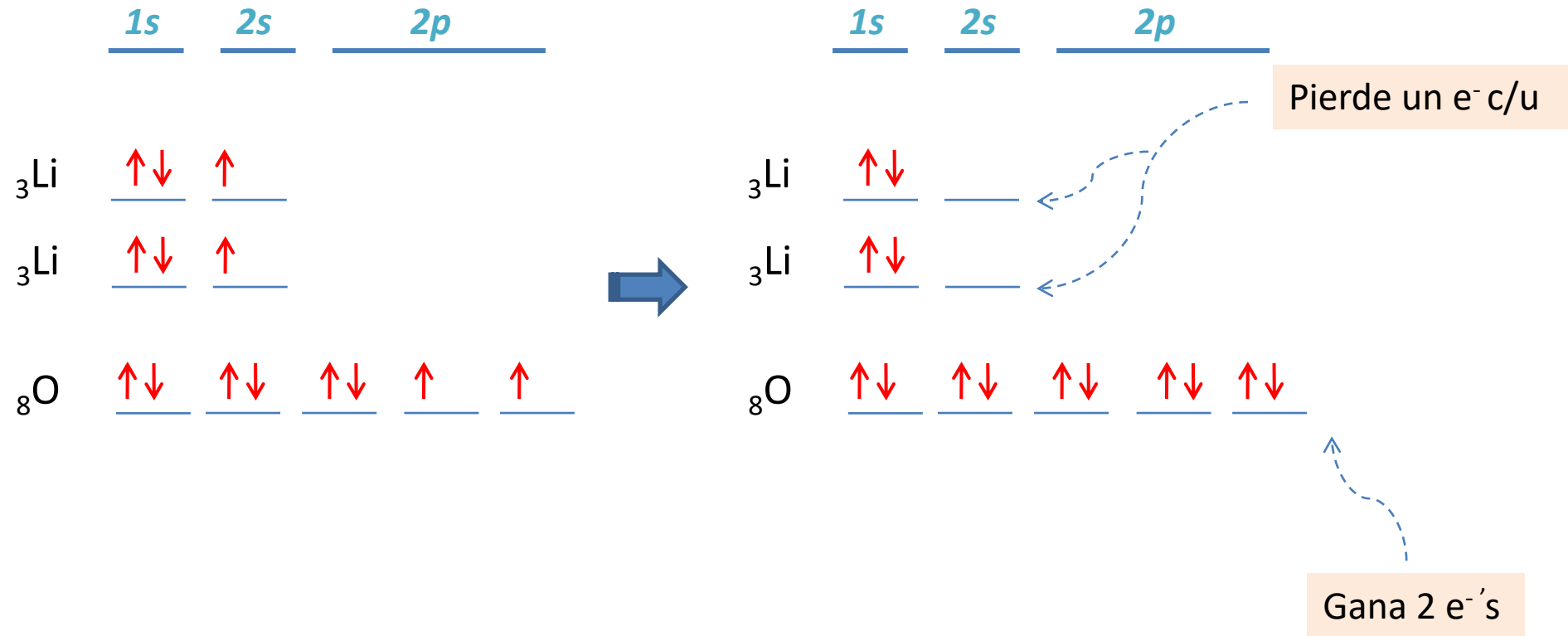
Fluoruro de litio

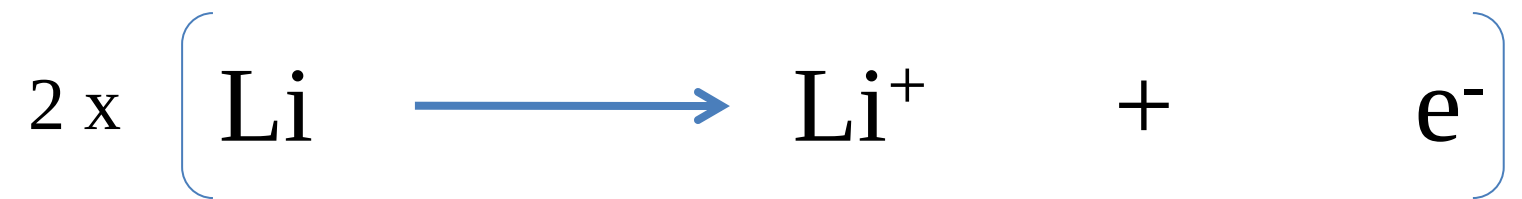
La combustión del calcio en oxígeno genera óxido de calcio:

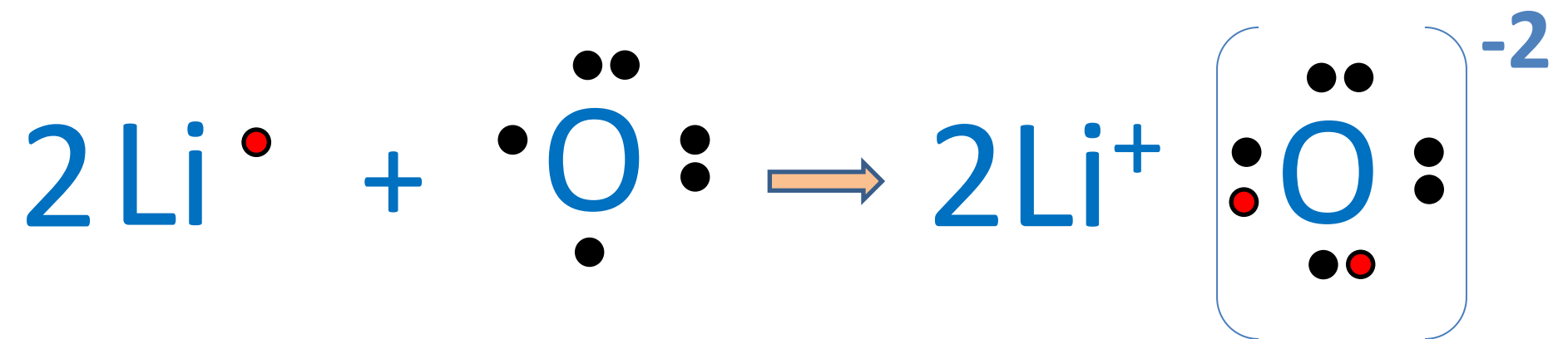


Litio











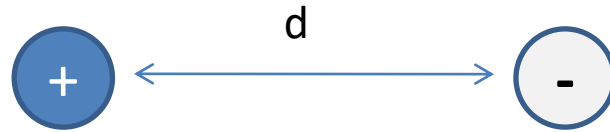
p.f. = 800 °C



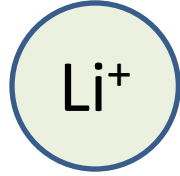
p.f. = 1.700 °C

¿Por qué tanta diferencia en los puntos de fusión?

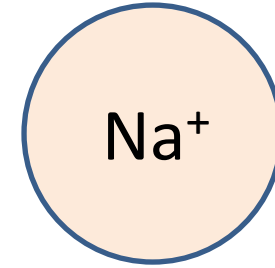
De acuerdo con la **ley de Coulomb** la fuerza (**F**) con que dos cargas opuestas se atraen es proporcional al producto de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa.



$$F \propto \frac{q^{+} q^{-}}{d^2}$$



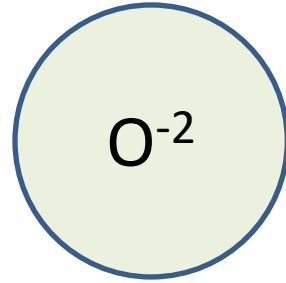
Radio iónico = 0,60 Å



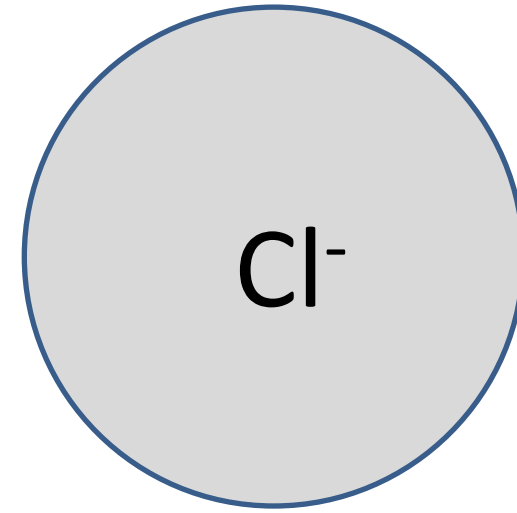
Radio iónico = 0,95 Å

El Li⁺ tiene una mayor densidad de carga que el Na⁺

Densidad de carga = carga / tamaño



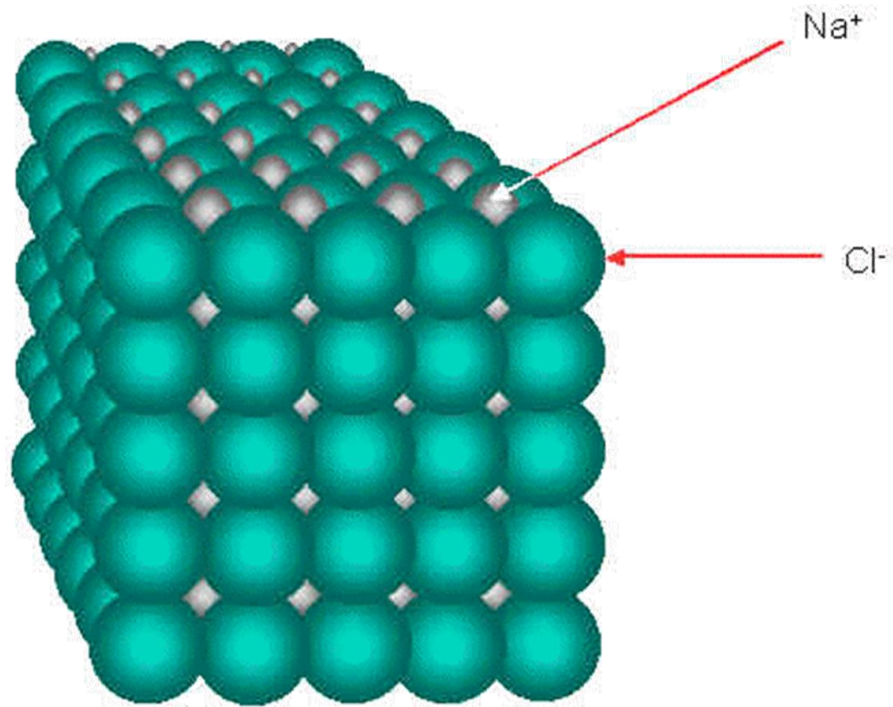
Radio iónico = 1,40 Å



Radio iónico = 1,81 Å

El O^{2-} tiene una mayor densidad de carga que el Cl^-

La **energía reticular** de un sólido iónico se define como la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones en estado gaseoso.



**Energía reticular del
NaCl es 788 kJ/mol**

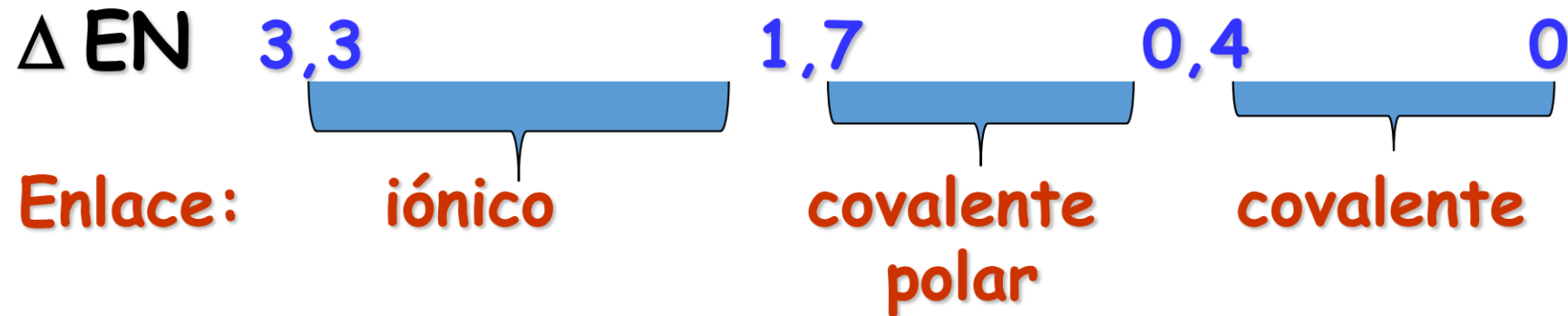
TABLA 9.1 Energías reticulares y puntos de fusión de algunos halogenuros y óxidos de metales alcalinos y metales alcalinotérreos

Compuesto	Energía reticular (kJ/mol)	Punto de fusión (°C)
LiF	1 017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl ₂	2 527	714
Na ₂ O	2 570	Sub*
MgO	3 890	2 800

* Na₂O se sublima a 1 275°C.

Unión entre átomos:

La clasificación de los distintos tipos de enlace depende de la diferencia de electronegatividad de los átomos que participan del enlace.



El valor de 1,7 es aprox. 50 % de carácter iónico y 50 % de carácter covalente (límite arbitrario)

Ejemplo:

¿Qué tipo de enlace se produce entre los siguientes átomos?
si los valores de Electronegatividad son:

Ca = 1,0; F = 4,0; N = 3,0; O = 3,5; Si = 1,8; P = 2,1

$$\text{Ca-F} ; \Delta = 4,0 - 1,0 = 3,0$$

enlace iónico

$$\text{N-N} ; \Delta = 3,0 - 3,0 = 0$$

enlace covalente no polar

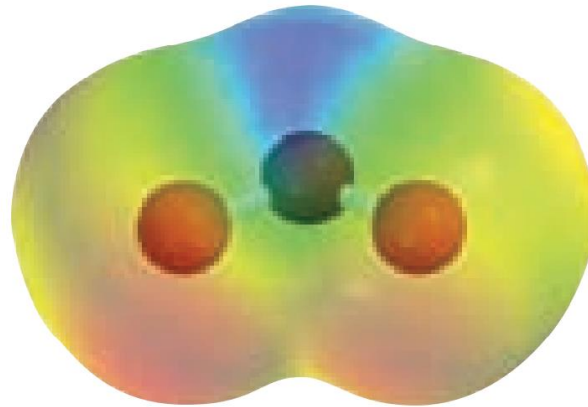
$$\text{C-H} ; \Delta = 2,5 - 2,1 = 0,4$$

enlace covalente

$$\text{C-O} ; \Delta = 3,5 - 2,5 = 1$$

enlace covalente polar

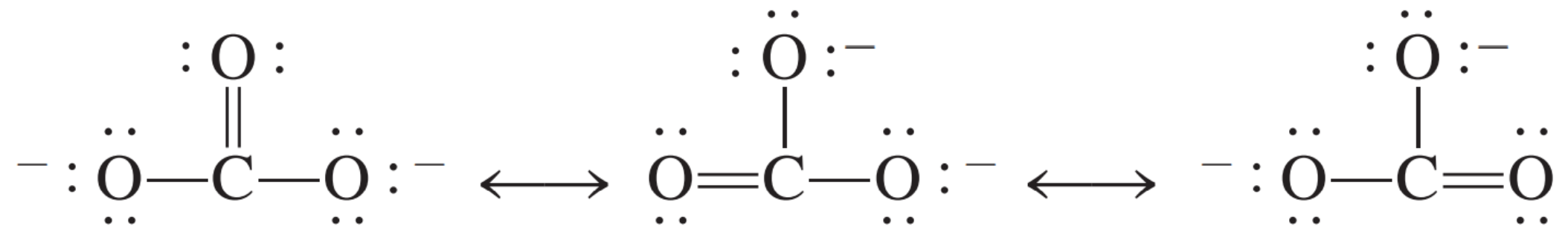
Resonancia



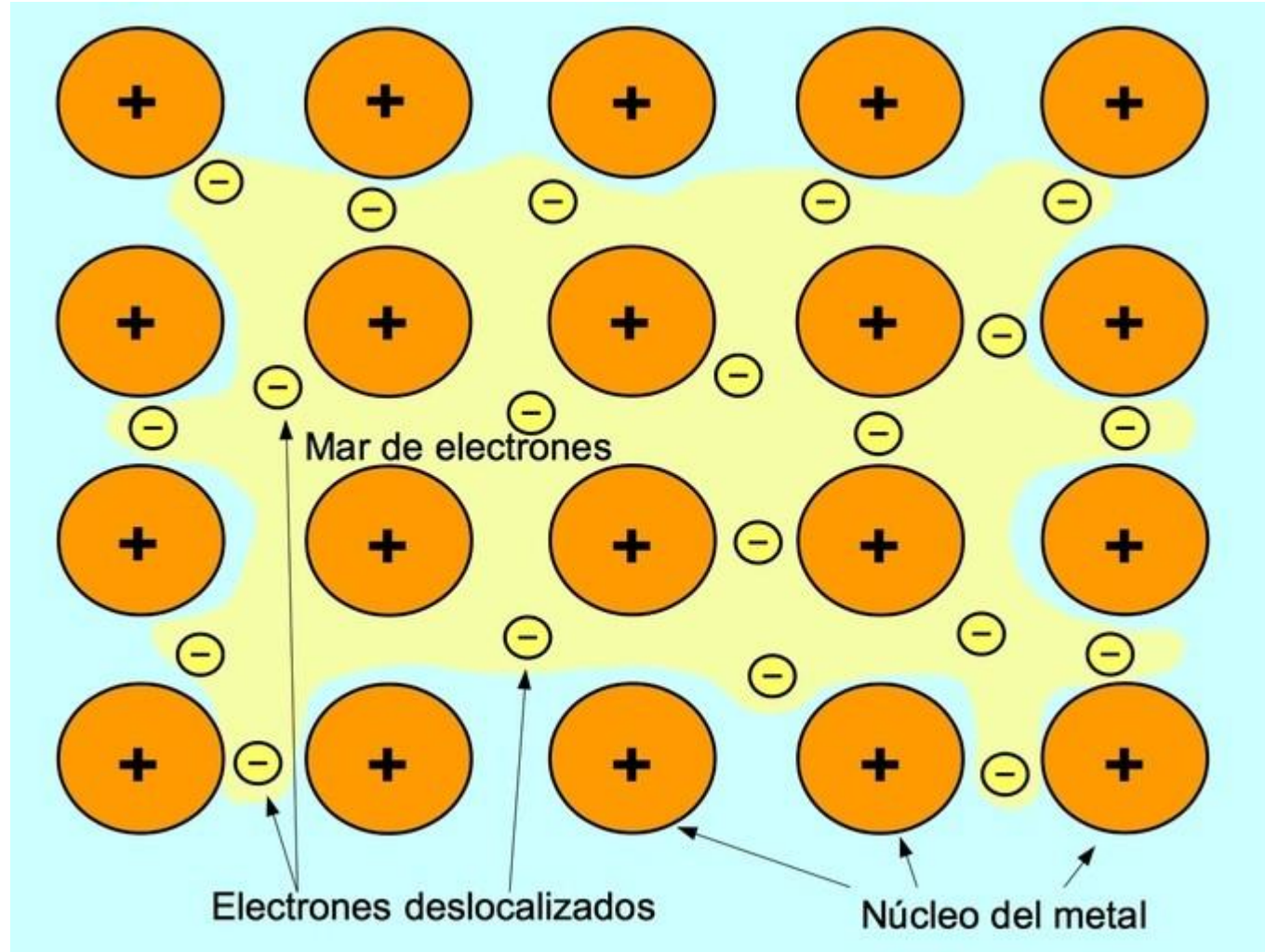
Mapa del potencial electrostático del O₃.
La densidad electrónica está distribuida de
manera uniforme entre los dos átomos de
O de los extremos.

O₃ ozono

CO_3^{-2} ion carbonato



El **Enlace metálico** mantiene a los átomos de un metal unidos entre sí



COVALENTE

- Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión ($< 300\text{ }^{\circ}\text{C}$).
- Muchos son insolubles en disolventes polares.
- La mayoría son solubles en disolventes no polares como el hexano.
- Los compuestos líquidos y fundidos **NO** conducen la electricidad.
- Las disoluciones acuosas habitualmente son malas conductoras de la electricidad porque la mayoría no contiene partículas cargadas.

IÓNICO

- Hay sólidos con altos puntos de fusión ($> 400\text{ }^{\circ}\text{C}$).
- Muchos solubles en disolventes polares, tales como agua.
- La mayoría son insolubles en disolventes no polares como el hexano.
- Los compuestos fundidos conducen bien la electricidad.
- Las disoluciones acuosas conducen bien la electricidad.