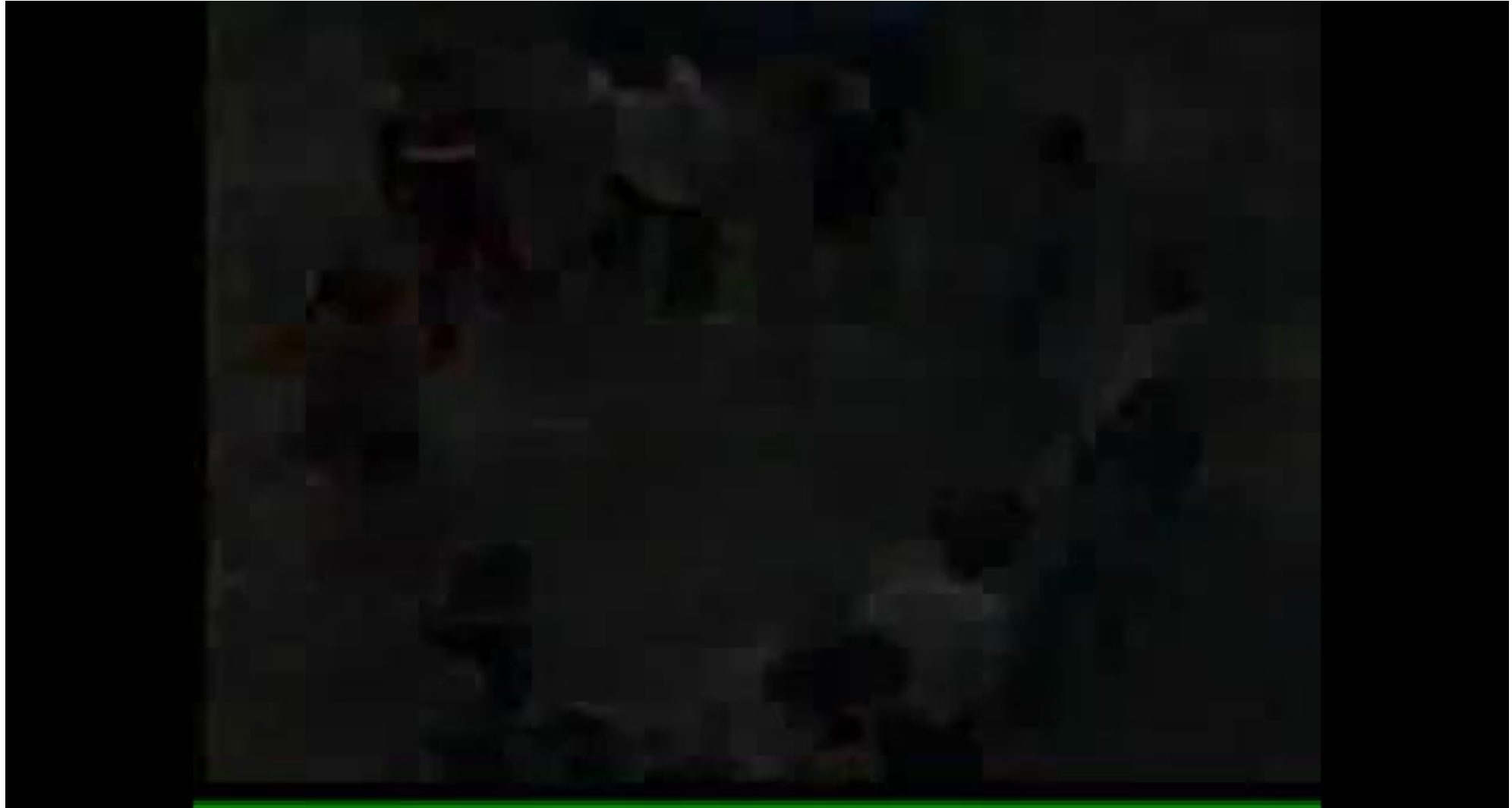


CHEMISTRY



Chapter 3 Enlace Químico

5TO UNI
Ciclo Verano 2021

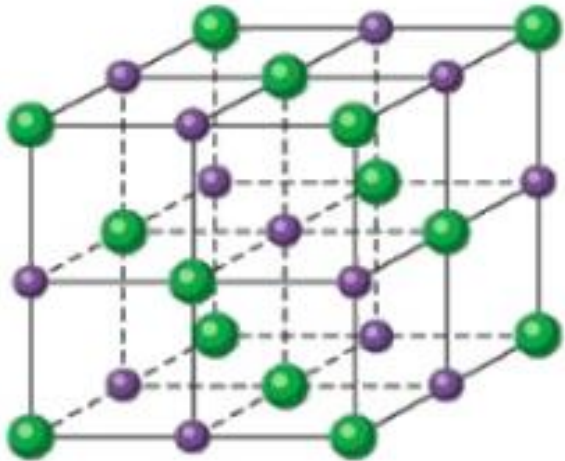




¿Por qué los átomos se unen para formar arreglos (o estructuras) iónicos o moleculares?

Los átomos se unen entre sí, porque al hacerlo logran la mayor estabilidad, es decir:

- Menor energía potencial.
- Electroneutralidad.
- Equipotencialidad.
- Mayor simetría (mínima repulsión electrostática).
- En lo posible adquieren una configuración electrónica externa similar a un gas noble (regla del octeto electrónico).



* Las propiedades (principalmente químicas) de las sustancias determinan el tipo de enlace químico y no así, las reglas prácticas que vamos a conocer en este capítulo, entre ellas:

- Diferencia de electronegatividad (ΔEN).
- Tipo de constituyente del compuesto binario: metal y/o no metal.





1																	18											
1 1.008 H hydrogen																	2 4.003 He helium											
3 6.94 Li lithium	4 9.012 Be beryllium															5 10.81 B boron	6 12.01 C carbon	7 14.01 N nitrogen	8 16.00 O oxygen	9 19.00 F fluorine	10 20.18 Ne neon							
11 22.99 Na sodium	12 24.31 Mg magnesium															13 26.98 Al aluminium	14 28.09 Si silicon	15 30.97 P phosphorus	16 32.06 S sulfur	17 35.45 Cl chlorine	18 39.95 Ar argon							
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12																	
19 39.10 K potassium	20 40.08 Ca calcium	21 44.96 Sc scandium	22 47.87 Ti titanium	23 50.94 V vanadium	24 52.00 Cr chromium	25 54.94 Mn manganese	26 55.85 Fe iron	27 58.93 Co cobalt	28 58.69 Ni nickel	29 63.55 Cu copper	30 65.38 Zn zinc	31 69.72 Ga gallium	32 72.63 Ge germanium	33 74.92 As arsenic	34 78.96 Se selenium	35 79.90 Br bromine	36 83.80 Kr krypton											
37 85.47 Rb rubidium	38 87.62 Sr strontium	39 88.91 Y yttrium	40 91.22 Zr zirconium	41 92.91 Nb niobium	42 95.96 Mo molybdenum	43 [98] Tc technetium	44 101.1 Ru ruthenium	45 102.9 Rh rhodium	46 106.4 Pd palladium	47 107.9 Ag silver	48 112.4 Cd cadmium	49 114.8 In indium	50 118.7 Sn tin	51 121.8 Sb antimony	52 127.6 Te tellurium	53 126.9 I iodine	54 131.3 Xe xenon											
55 132.9 Cs caesium	56 137.3 Ba barium																	61 114.8 Tl thallium	62 207.2 Pb lead	63 209.0 Bi bismuth	64 [209] Po polonium	65 [210] At astatine	66 [222] Rn radon					
87 [223] Fr francium	88 [226] Ra radium	104 [267] Rf rutherfordium	105 [280] Db dubnium	106 [269] Sg seaborgium	107 [270] Bh bohrium	108 [269] Hs hassium	109 [278] Mt meitnerium	110 [281] Ds darmstadtium	111 [283] Rg roentgenium	112 [285] Cn copernicium	113 [286] Uut ununtrium	114 [289] Fl flerovium	115 [288] Uup ununpentium	116 [293] Lv livermorium	117 [294] Uus ununseptium	118 [294] Uuo ununoctium												
		57 138.9 La lanthanum	58 140.1 Ce cerium	59 140.9 Pr praseodymium	60 144.2 Nd neodymium	61 [145] Pm promethium	62 150.4 Sm samarium	63 152.0 Eu europium	64 157.3 Gd gadolinium	65 158.9 Tb terbium	66 162.5 Dy dysprosium	67 164.9 Ho holmium	68 167.3 Er erbium	69 168.9 Tm thulium	70 173.1 Yb ytterbium	71 175.0 Lu lutetium												
		89 [227] Ac actinium	90 232.0 Th thorium	91 231.0 Pa protactinium	92 238.0 U uranium	93 [237] Np neptunium	94 [244] Pu plutonium	95 [243] Am americium	96 [247] Cm curium	97 [247] Bk berkelium	98 [251] Cf californium	99 [252] Es einsteinium	100 [257] Fm fermium	101 [258] Md mendelevium	102 [259] No nobelium	103 [262] Lr lawrencium												

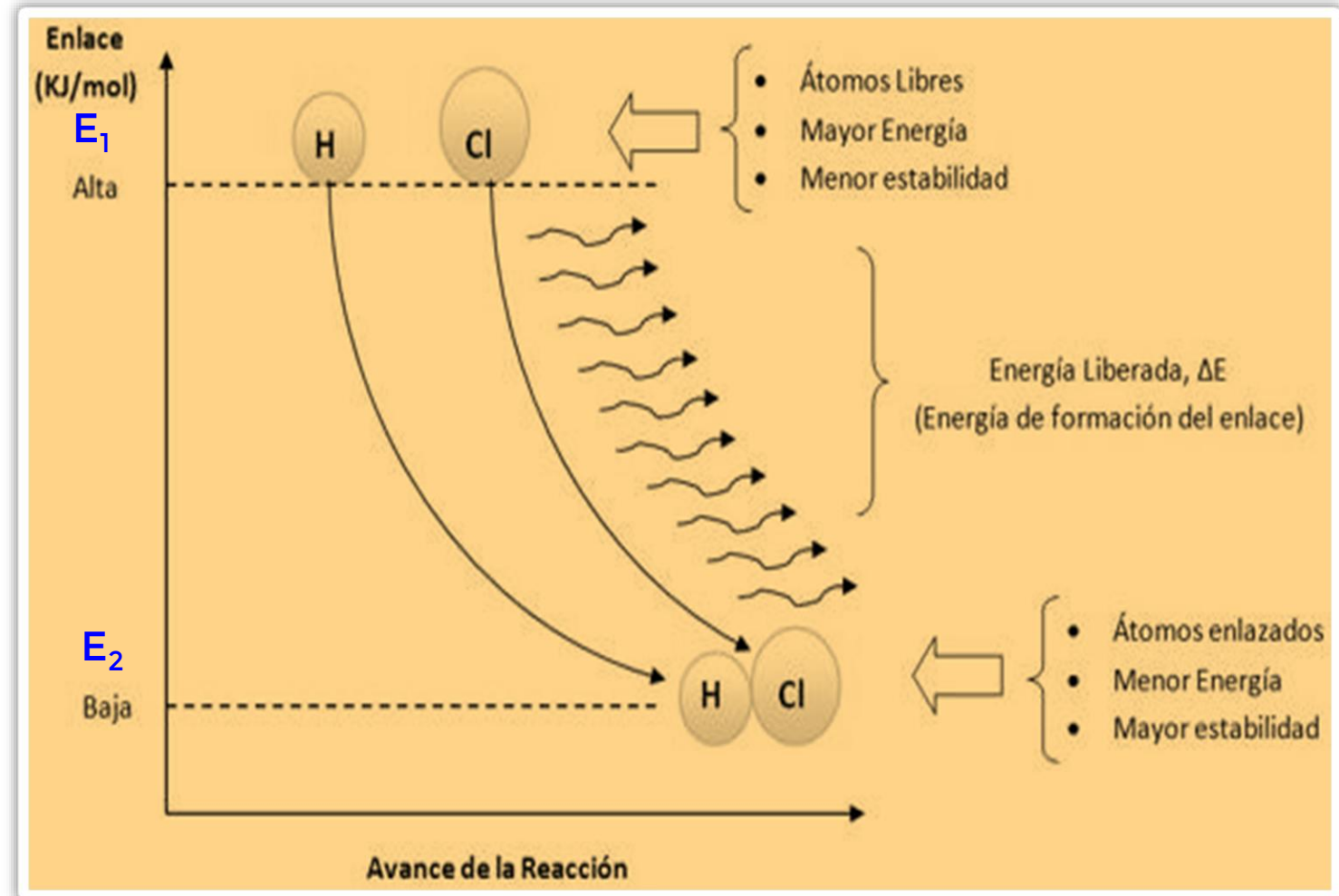


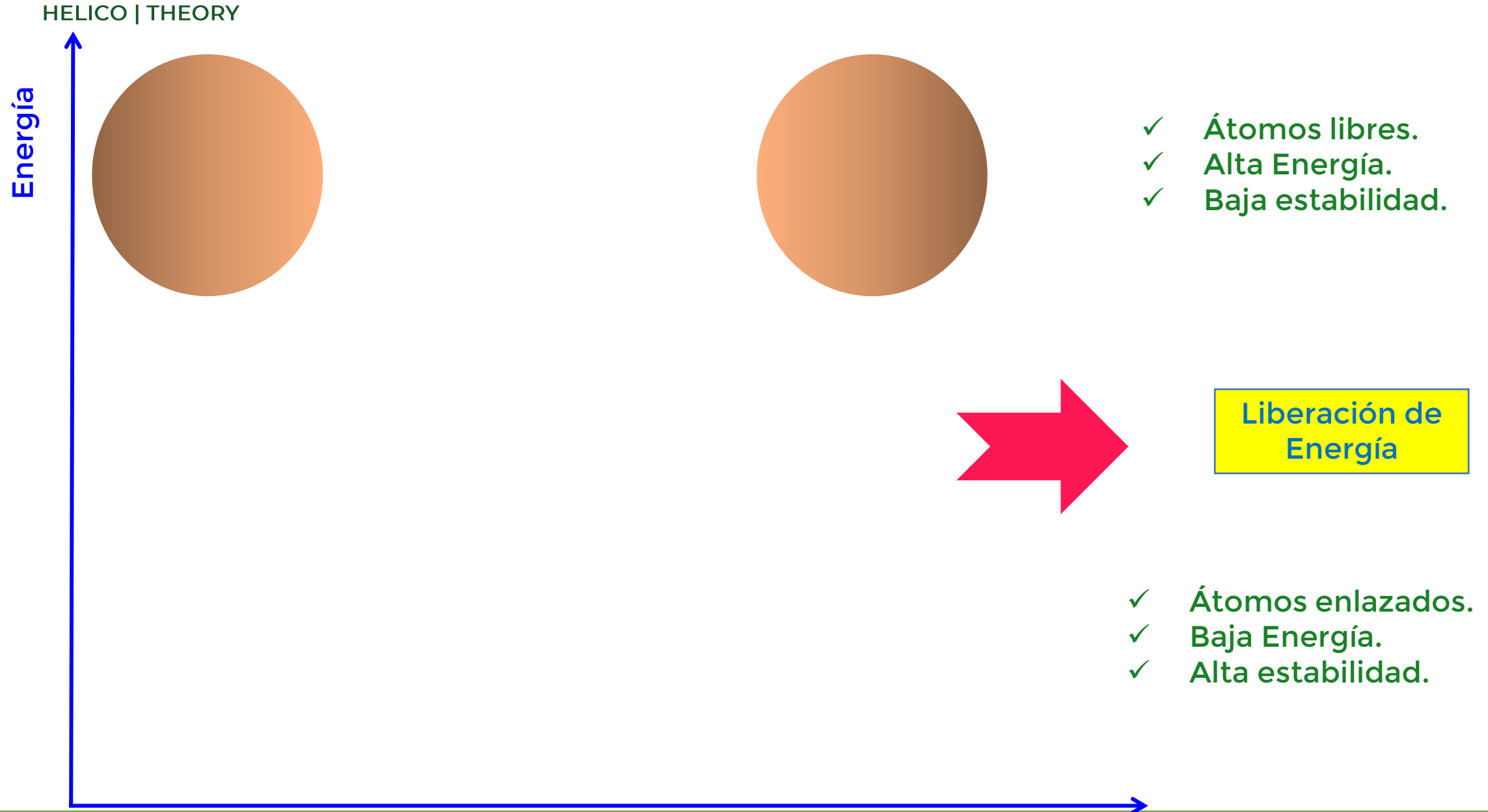
➤ DEFINICIÓN.

El enlace químico es el conjunto de ligamentos (uniones) asociado a las fuerzas que mantienen unidos a las especies químicas (átomos, iones, moléculas) inicialmente inestables y que al formar arreglos (estructuras) iónicas o moleculares logran adquirir una mayor estabilidad en un proceso exotérmico:

$$E_2 - E_1 = \Delta E < 0$$

$$\Delta E_{\text{enlace}} = \Delta E_{\text{disociación}}$$







PROPIEDADES GENERALES DEL ENLACE QUÍMICO.

- El enlace químico se explica mediante fuerzas de atracción de naturaleza eléctrica y/o magnética.
- Solo intervienen en el enlace químico los electrones más externos, es decir los del último nivel de energía («electrones de valencia»), los cuales pueden ser transferidos o compartidos.
- Los átomos no cambian su identidad química, es decir sus núcleos no alteran su composición ni estructura (su número atómico no varía).
- La electronegatividad de los átomos influye en su comportamiento así como en el tipo de enlace químico.
- Se producen cambios térmicos.
- Los átomos al enlazarse adquieren una mayor estabilidad, es decir; menor energía potencial, esto conforme avanza el proceso de formación del enlace químico.
- Todo proceso de enlace químico forma parte de una reacción química (combinación) y no a la inversa.



ASPECTOS QUE INFLUYEN EN EL ENLACE QUÍMICO

01.- Electrones de valencia (e- val).

02.- Notación de Lewis.

03.- Electronegatividad.

04.- Energía de ligadura o de enlace (E_f , E_d , ΔH_{red}).

05. - Regla del octeto electrónico (tipos y excepciones).

01. ELECTRONES DE VALENCIA (e- val)

En elementos representativos, son los electrones del último nivel de energía y participan en el enlace químico. Ejemplos:

${}_3Li$	$1s^2 2s^1$	1e- de val
${}_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2e- de val
${}_{13}Al$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3e- de val
${}_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4e- de val
${}_{15}P$	$1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^3$	5e- de val
${}_8O$	$1s^2 2s^2 2p^4$	6e- de val
${}_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7e- de val

* En iones monoatómicos.

Ejemplos:

${}_3Li^+$	$1s^2$	2e- de val
${}_{12}Mg^{2+}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8e- de val
${}_8O^{2-}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8e- de val
${}_{17}Cl^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8e- de val

** Ahora ejercite usted.

${}_{11}Na$	${}_9F$
${}_5B$	${}_{20}Ca^{2+}$
${}_{19}K$	${}_6C^{4-}$
${}_{14}Si$	${}_{34}Se^{2-}$

02. NOTACIÓN LEWIS PARA LOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

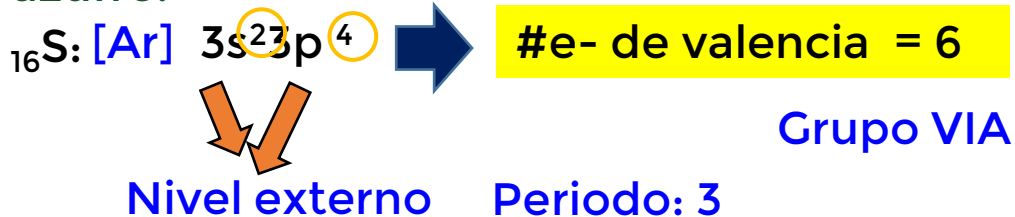
Se utiliza el símbolo del elemento para designar la parte interna del mismo (kernel), y los electrones de valencia se representan alrededor del mismo, mediante puntos o aspás.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\cdot \ddot{\text{E}}$	$\ddot{\text{E}}$	$\ddot{\text{E}} \cdot$	$\ddot{\text{E}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$	$\cdot \ddot{\text{E}} \cdot$

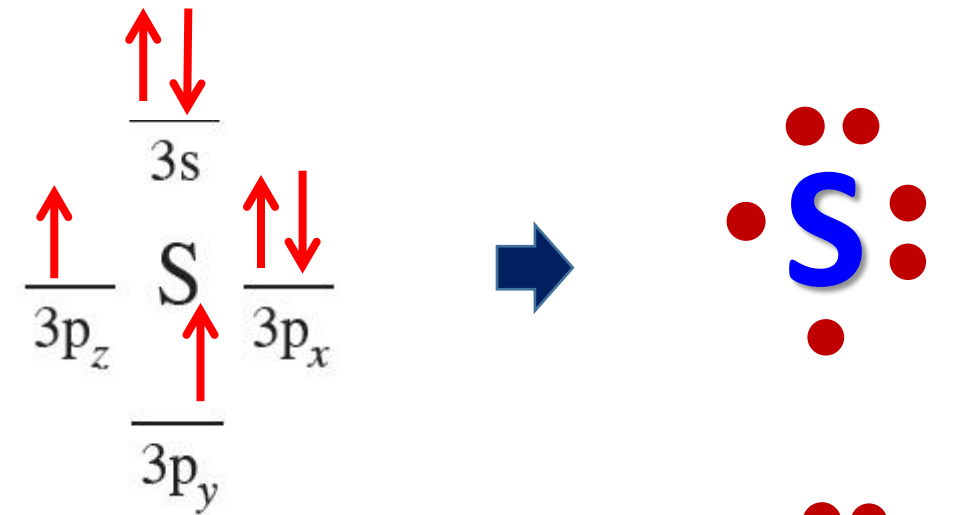
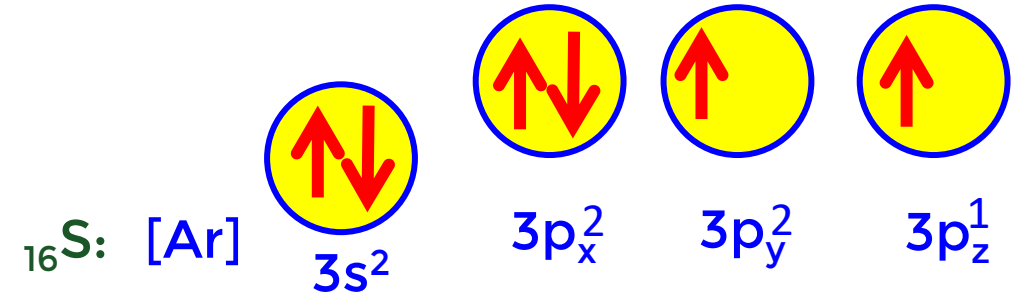
1. Determine el periodo, grupo y el símbolo de Lewis para el azufre (Z=16).

Resolución

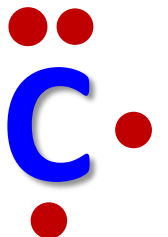
Desarrollamos la configuración electrónica del azufre:



Tomando los subniveles de valencia (último nivel):



2. Símbolo de Lewis para el carbono: $_6\text{C}$





NOTACIÓN DE LEWIS DE ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Grupo	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Número de electrones de la capa de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8 (excepto He)
Periodo 1	H·							He :
Periodo 2	Li·	Be :	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	:Ne :
Periodo 3	Na·	Mg :	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	:Ar :
Periodo 4	K·	Ca :	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	:Kr :
Periodo 5	Rb·	Sr :	·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	:Xe :
Periodo 6	Cs·	Ba :	·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	:Rn :
Periodo 7	Fr·	Ra :						



Indica la capacidad o poder de atracción que ejercen los núcleos de los átomos hacia los electrones que intervienen en el enlace químico. Ésta fuerza de atracción se mide en escalas relativas, siendo la más usada la de Linus W. Pauli.

En compuestos binarios respecto a la diferencia de electronegatividades ($\Delta E.N.$) se tiene como regla práctica:

* Si la $\Delta EN \geq 1,7$ entonces el enlace será electrovalente o iónico. Ejemplo: NaCl

Datos: $EN(Na) = 0,9$

$EN(Cl) = 3,0 \rightarrow \Delta EN = 3,0 - 0,9 = 2,1 >$

1,7

** Si la $0 \leq \Delta EN < 1,7$ entonces el enlace será covalente. Ejemplo: HCl

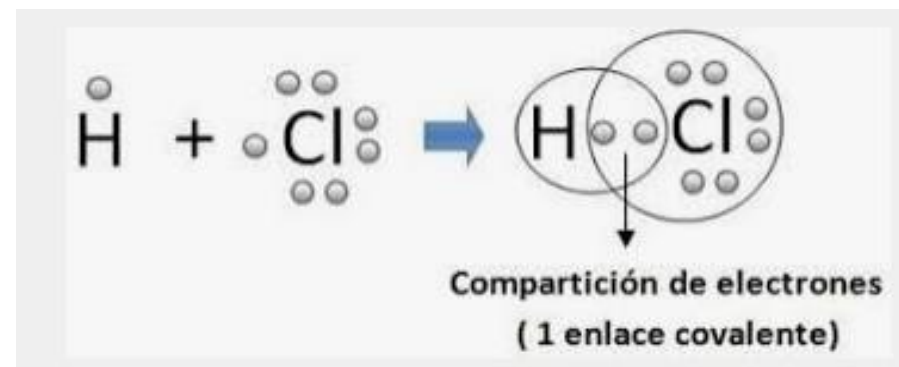
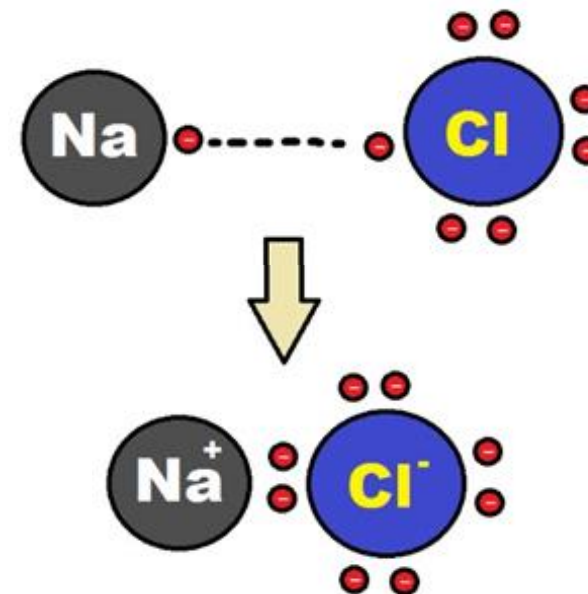
Datos: $EN(H) = 2,1$

$EN(Cl) = 3,0 \rightarrow \Delta EN = 3,0 - 2,1 = 0,9 <$

1,7

NOTA. Investiga las siguientes excepciones: HF y LiH

Transferencia de electrones





Recordemos

La mayor o menor diferencia entre las electronegatividades de los átomos que forman un compuesto influyen en el tipo de enlace. Generalmente:

H 2,1																																				
Li 1,0	Be 1,5											<table><tr><td>B 2,0</td><td>C 2,5</td><td>N 3,0</td><td>O 3,5</td><td>F 4,0</td></tr><tr><td>Al 1,5</td><td>Si 1,8</td><td>P 2,1</td><td>S 2,5</td><td>Cl 3,0</td></tr><tr><td>Ga 1,6</td><td>Ge 1,8</td><td>As 2,0</td><td>Se 2,4</td><td>Br 2,8</td></tr><tr><td>In 1,7</td><td>Sn 1,8</td><td>Sb 1,9</td><td>Te 2,1</td><td>I 2,5</td></tr></table>					B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0																																
Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0																																
Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8																																
In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5																																
Na 0,9	Mg 1,2																																			
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																																			
Cs 0,8	Ba 0,9																																			

Si: $\Delta EN \geq 1,7$ es iónico

$0 \leq \Delta EN < 1,7$ es covalente

Si: $\Delta EN \geq 1,7$ es iónico

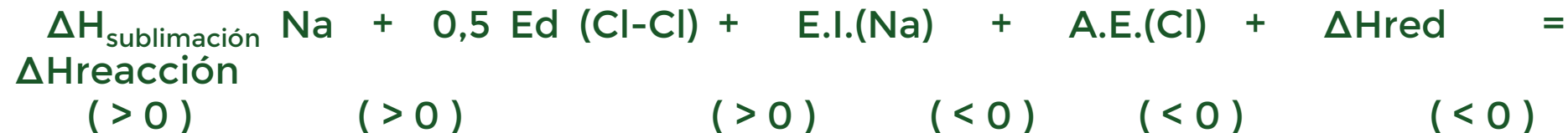
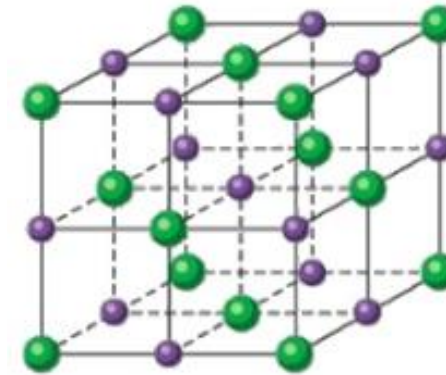
$0 \leq \Delta EN < 1,7$ es covalente



04. ENERGÍA DE ENLACE

Es la energía expresada en kJ/mol, liberada (al formarse) o absorbida (al disociarse) un enlace químico.

* En sustancias iónicas se denomina energía reticular o energía de la red cristalina (ΔH_{red}). En compuestos binarios se determina según el proceso Born-Haber. Ejemplo: En la formación del NaCl.



** En sustancias covalentes es la energía liberada ($E_f < 0$) al formarse el enlace o la energía absorbida ($E_d > 0$) al disociarse dicho enlace. Ejemplo: Analicemos la molécula de HCl.

- Al formarse el enlace covalente: $\text{H(g)} + \text{Cl(g)} \rightarrow \text{HCl(g)} + 428 \text{ kJ/mol}$; $E_f = - 428 \text{ kJ/mol}$
- Al disociarse el enlace covalente: $\text{HCl(g)} + 428 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{H(g)} + \text{Cl(g)}$; $E_d = + 428 \text{ kJ/mol}$

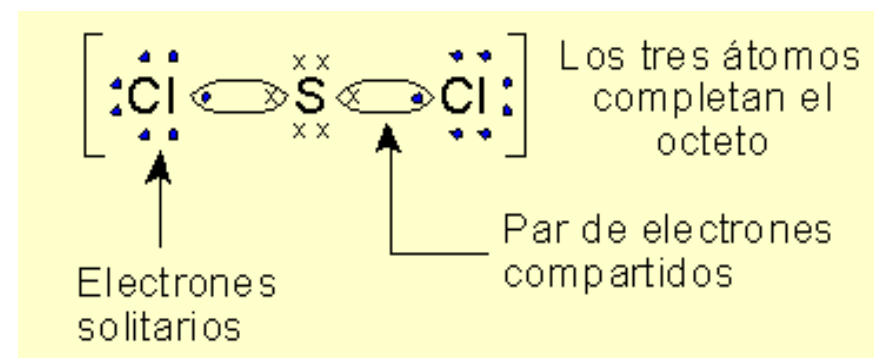


05. REGLA DEL OCTETO ELECTRÓNICO



Kossel y Lewis aisladamente determinan un criterio genérico acerca de como y cuando se estabilizan químicamente los átomos o iones de los elementos representativos (grupos A de la TPM). Establecen que los átomos adquieren estabilidad química al completar 8 electrones en su nivel más externo (configuración electrónica semejante a la de un gas noble), para lo cual el átomo gana, pierde o comparte electrones durante la formación del enlace químico. Esto permite entender la inactividad química a condiciones ordinarias de estos gases nobles.

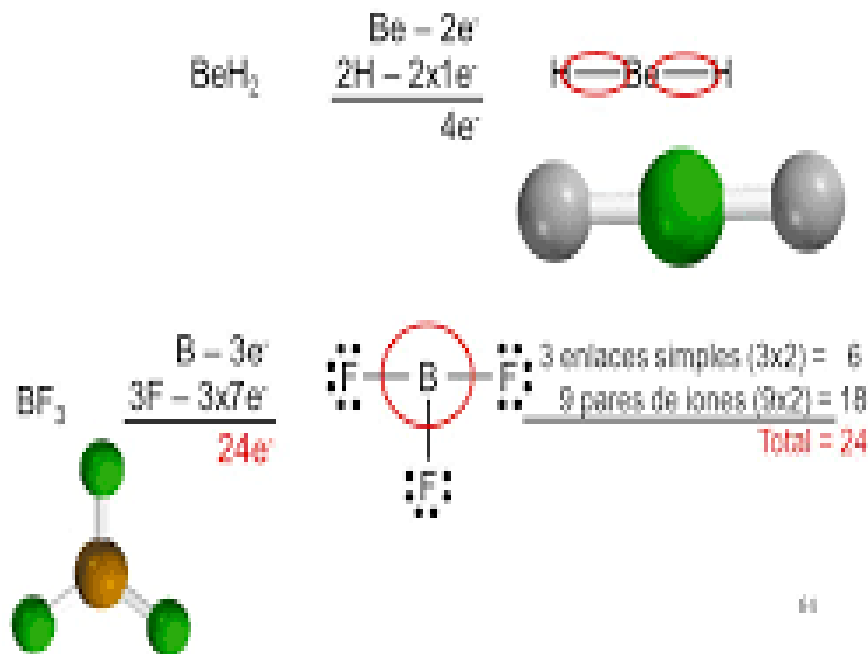
En tal sentido los átomos representativos pierden, ganan o comparten sus electrones de valencia. Esta regla sugiere que los metales (principalmente IA y IIA, excepto el Be) se oxidan (pierden electrones externos) y los no metales se reducen (ganan electrones en su último nivel de energía a los metales activos) o comparten pares de electrones con otro átomo no metálico de electronegatividad próxima.





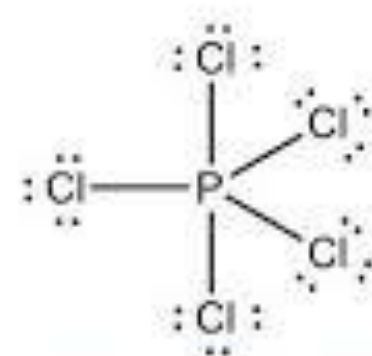
EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO ELECTRÓNICO

A) Octeto por defecto u octeto incompleto. Implica menos de $8e^-$ de valencia. Ejemplos: LiH , H_2 , $HgCl_2$, $BeCl_2$, BF_3 , $AlCl_3$, Gal_3

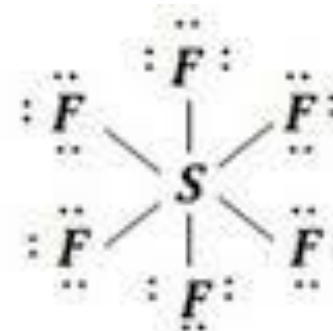


Nota: Las moléculas impares o paramagnéticas son octetos por defecto u octeto incompleto. Implica $7e^-$ de valencia. Tenemos: NO , NO_2 , ClO_2

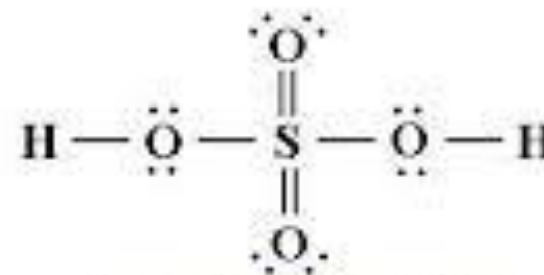
B) Octeto por exceso u octeto expandido. Implica más de $8e^-$ de valencia. Ejemplos: PCl_5 , SF_6 , IF_7 , XeF_4 , $XeOF_4$, XeF_2 , $H_2Cl_2O_9$, HN_3 , I_3^-



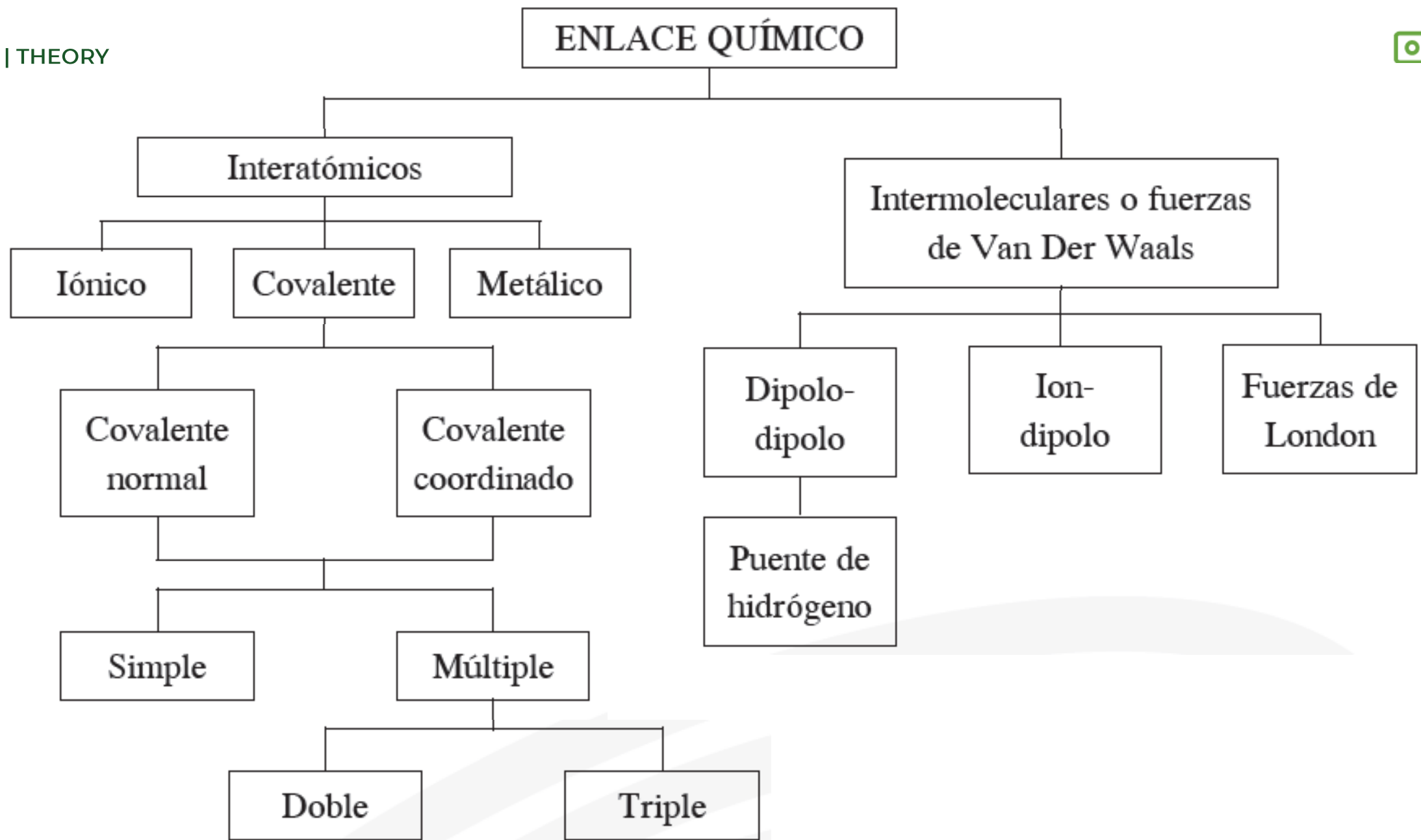
El fósforo completa 10 electrones de valencia al unirse con el cloro



El azufre completa 12 electrones de valencia al unirse con el flúor



El azufre completa 10 electrones de valencia al unirse con el oxígeno





TIPOS DE ENLACE INTERATÓMICO

IÓNICO

Metal-No metal

**Transferencia
de electrones**

Produce
CRISTALES IÓNICOS



Cloruro sodio



Fluorita

COVALENTE

No metal- No metal

Compartición de electrones

Puede producir

CRISTALES
COVALENTES
(Atómicos)



Diamante



Sílice

MOLÉCULAS



Agua



Butano

METÁLICO

Metal - Metal

**Compartición
de electrones**

Produce
CRISTALES
METÁLICOS



Oro

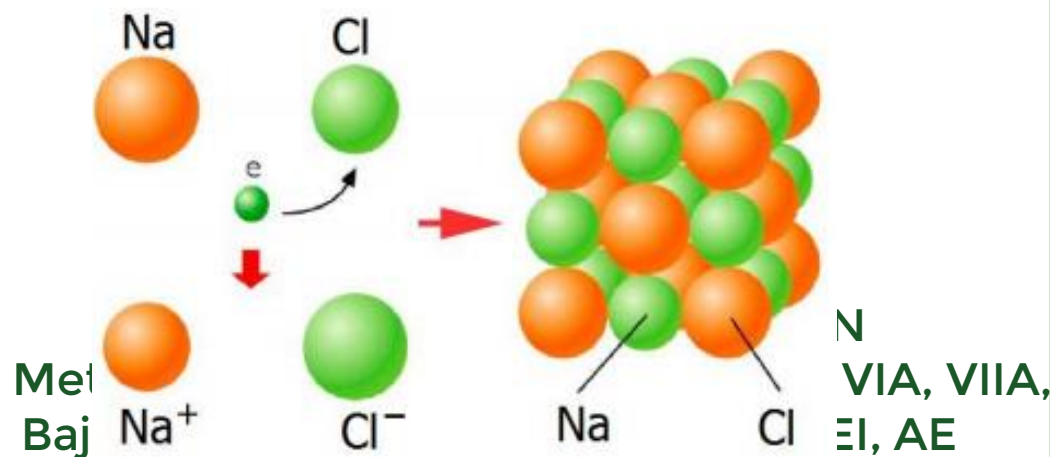


Aluminio



ENLACE IÓNICO, ELECTROVALENTE O ENLACE HETEROPOLAR (E.I.)

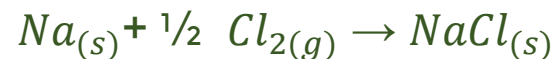
- **DEFINICIÓN.** Es la atracción producida entre iones de cargas opuestas como consecuencia de la transferencia de electrones, generalmente, entre un átomo metálico y otro no metálico, cuya diferencia de electronegatividad es mayor o igual que 1,7. El metal pierde electrones y el no metal gana electrones; transformándose, el primero en catión y el segundo en anión. Entonces estos iones se atraen electrostáticamente y se forma el compuesto iónico.



- **CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE IÓNICO.**
- El enlace iónico (E.I.) se explica mediante fuerzas de atracción de tipo eléctrica (coulómbica o electrostática). La atracción iónica es polidireccional.
 - Solubles en disolventes polares como el agua e insoluble en disolventes no polares como la gasolina.
 - Usualmente en compuestos binarios, a mayor carga iónica y mayor diferencia de radios iónicos mayor será la intensidad del enlace electrovalente, además esto influye directamente en la temperatura de fusión (T. fusión, por lo general $> 400^{\circ}\text{C}$). Ejemplo:
T. fusión : $\text{KCl} < \text{NaCl} < \text{CaO} < \text{Al}_2\text{O}_3$
 - No forman moléculas debido a su estructura iónica formando una red cristalina de cationes y aniones.
 - Fundidos o en solución son buenos conductores de la electricidad.



El cambio energético producido en la formación de un sólido iónico a partir de los elementos que lo constituyen, puede calcularse a partir del llamado ciclo de Born-Haber (que es un caso particular de la ley de Hess). Veamos la formación del cloruro sódico (sólido) según la siguiente reacción:



La reacción tiene lugar en varios pasos:

01.- El sodio metálico sólido, en primer lugar tendrá que separar sus átomos entre sí. Para ello se aporta la energía de sublimación del sodio: $Na_{(s)} + E_{\text{sublimación}} \rightarrow Na_{(g)}$ $E_{\text{sublimación}} = + 109 \text{ kJ/mol}$

02.- Al sodio gas, se le extrae un electrón para transformarlo en un ion positivo. Esto motiva el aporte de la energía de ionización del sodio: $Na_{(g)} + E_{\text{ionización}} \rightarrow Na_{(g)}^{+} + 1e^{-}$ $E_{\text{ionización}} = + 496 \text{ kJ/mol}$

03.- El cloro, no metal, primero tendrá que disociar su molécula ya que es diatómico. Por ello se le aporta la mitad de su energía de disociación, pues por cada molécula se obtienen dos átomos de cloro, en consecuencia solo habrá que disociar media mol de moléculas para obtener 1 mol de átomos de cloro.



04.- Posteriormente, tendremos que aportarle un electrón a cada átomo de cloro para transformarlo en un ion negativo. Siendo la energía involucrada la denominada afinidad electrónica (energía desprendida).





05.- La energía desprendida no supera la suministrada, nos hace falta 379 kJ/mol. ¿Cómo puede formarse, entonces el compuesto iónico?. La respuesta está en la energía reticular, que como sabemos es la energía desprendida al pasar de los iones en estado gaseoso a la formación de 1 mol de sólido cristalino.



$$E_{\text{reticular}} = -790 \text{ kJ/mol}$$

La energía sobrante será desprendida en la formación de 1 mol del compuesto iónico:

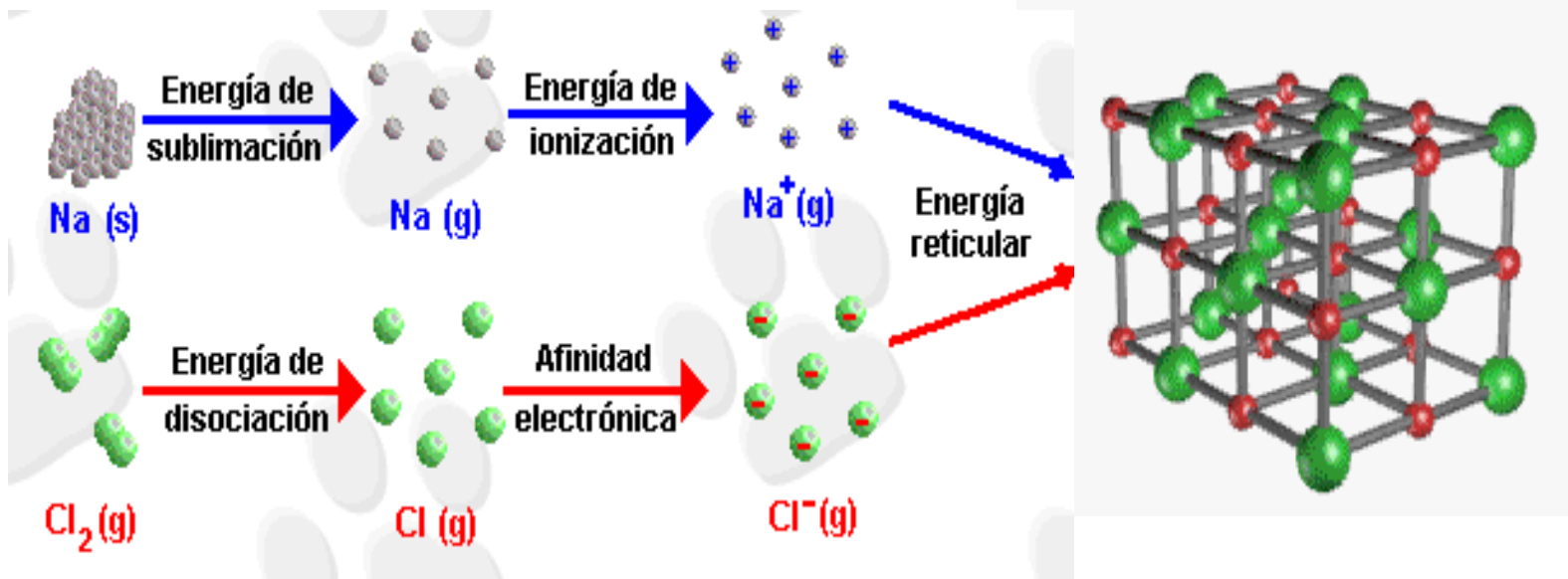
$$\Delta E_f = E_{\text{sublimación}} + E_{\text{ionización}} + \frac{1}{2} E_{\text{disociación}} + E_{\text{afinidad}} +$$

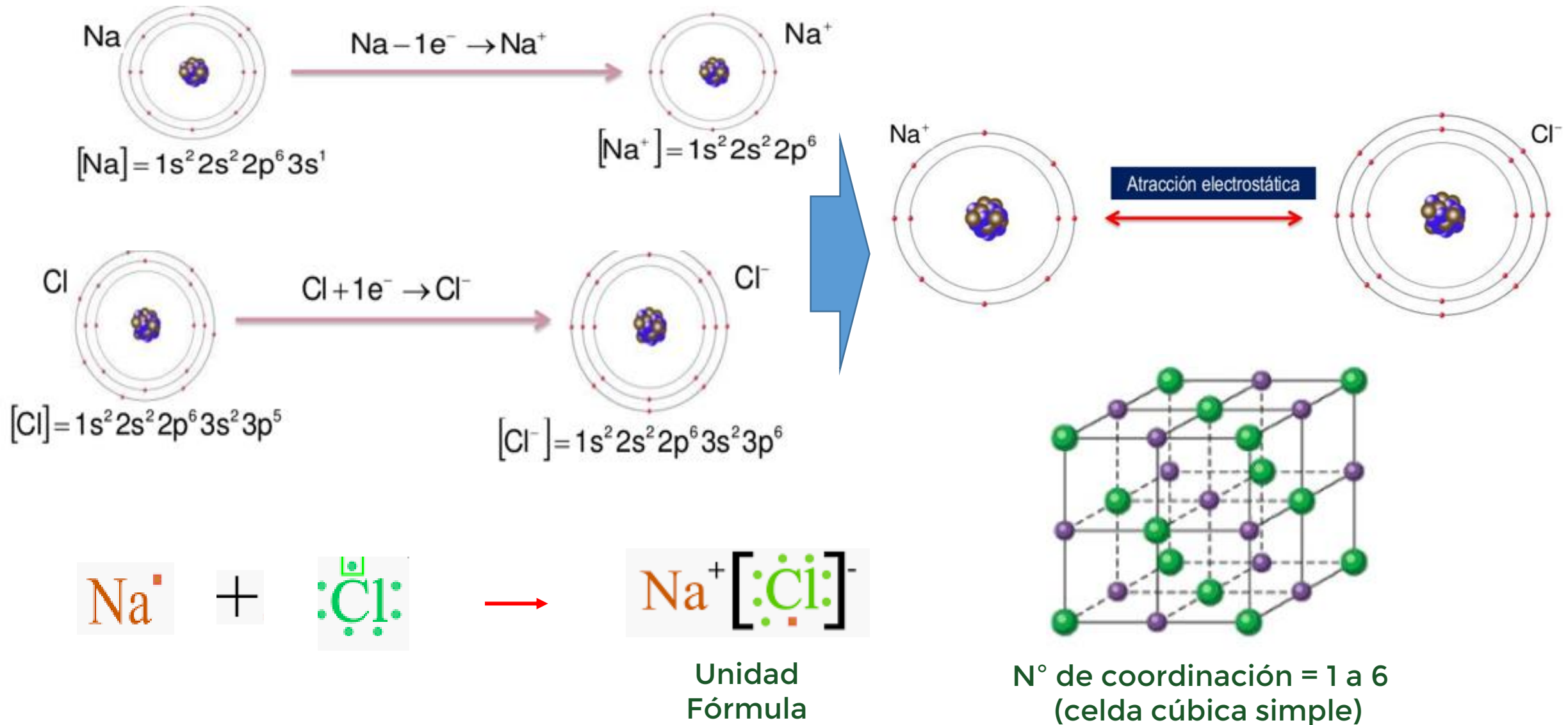
$$E_{\text{reticular}}$$

$$\Delta E_f = 109 + 496 + 122 - 348 - 790$$

$$\Delta E_f = -411 \text{ kJ/mol}$$

A continuación les mostramos un esquema de todo el proceso:



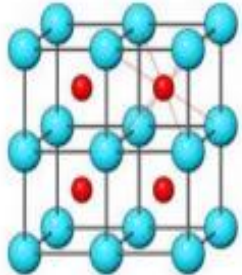
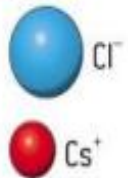


REPRESENTACIÓN CRISTALOGRÁFICA DE COMPUESTOS IÓNICOS



RED CÚBICA CENTRADA EN EL CUERPO

Cloruro de cesio

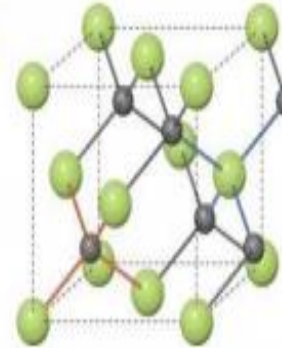


• Red cúbica centrada en el cuerpo:

Cada ion se rodea de 8 iones de signo contrario (8:8).
(Número o índice de coordinación para ambos iones: 8)

RED TETRAÉDRICA

Blenda ZnS

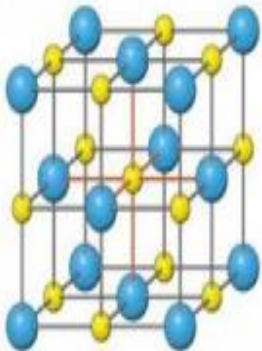
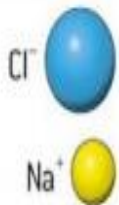


• Red tetraédrica.

Cada ion se rodea de 4 iones de signo contrario (4:4).
(Número o índice de coordinación para ambos iones: 4)

RED CÚBICA CENTRADA EN LAS CARAS

Cloruro de sodio

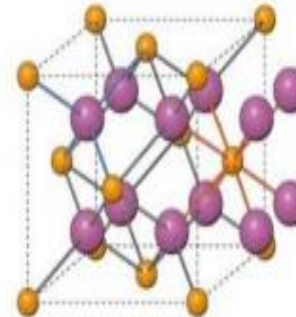


• Red cúbica centrada en las caras.

Cada ion se rodea de 6 iones de signo contrario (6:6).
(Número o índice de coordinación para ambos iones: 6)

RED DE LA FLUORITA CaF_2

Fluorita



• Red de la fluorita.

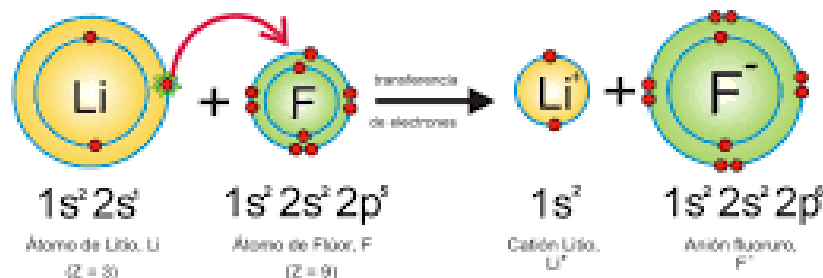
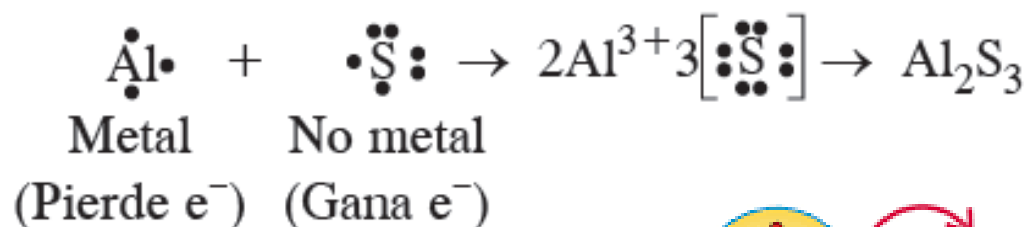
Cada catión está rodeado de 8 aniones y cada anión de cuatro cationes (8:4)
(Número o índice de coordinación del catión 8. Número o índice de coordinación del anión 4)



Cómo determinar el diagrama de punto de Lewis en los compuestos iónicos

Ejemplo 1

Vemos como el aluminio (metal) pierde sus tres electrones y el azufre (no metal) gana dos electrones para completar su octeto. Luego el aluminio adquiere carga +3 y el azufre -2. Estos iones se atraen electrostáticamente y finalmente se forma el sulfuro de aluminio (Al_2S_3).



Ejemplo 2

El sodio pierde un electrón y el nitrógeno gana tres electrones. Luego el sodio adquiere carga +1 y el nitrógeno -3. Estos iones se atraen electrostáticamente, formándose finalmente el nitruro de sodio (Na_3N).

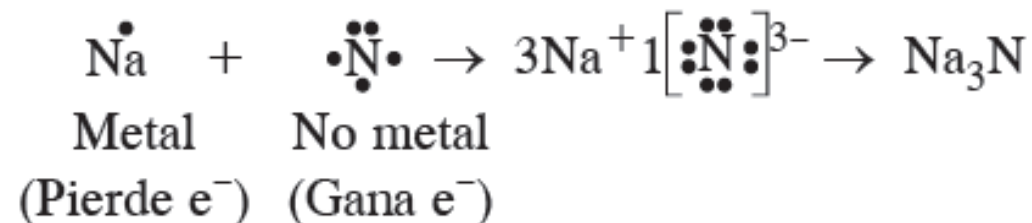
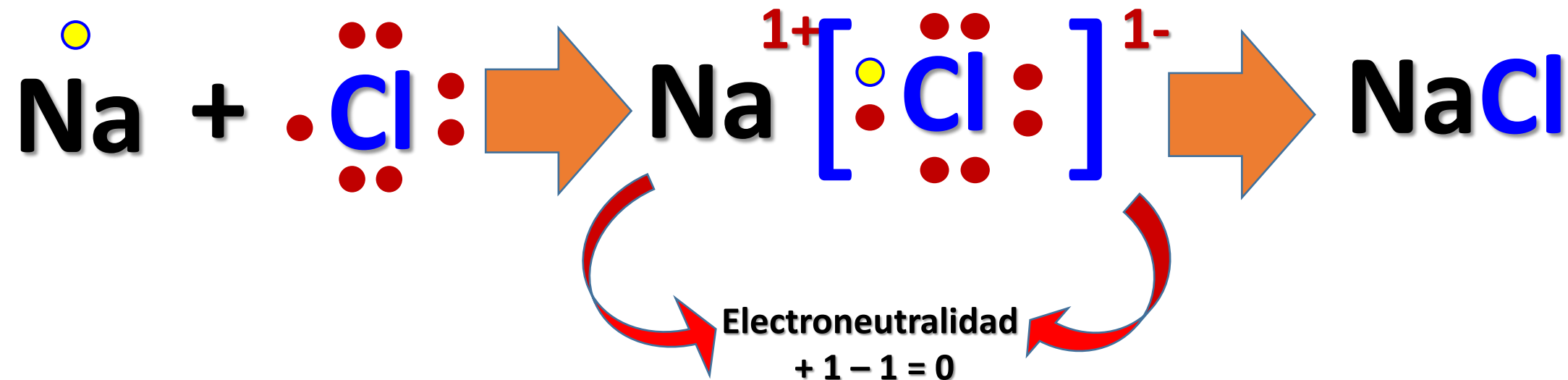
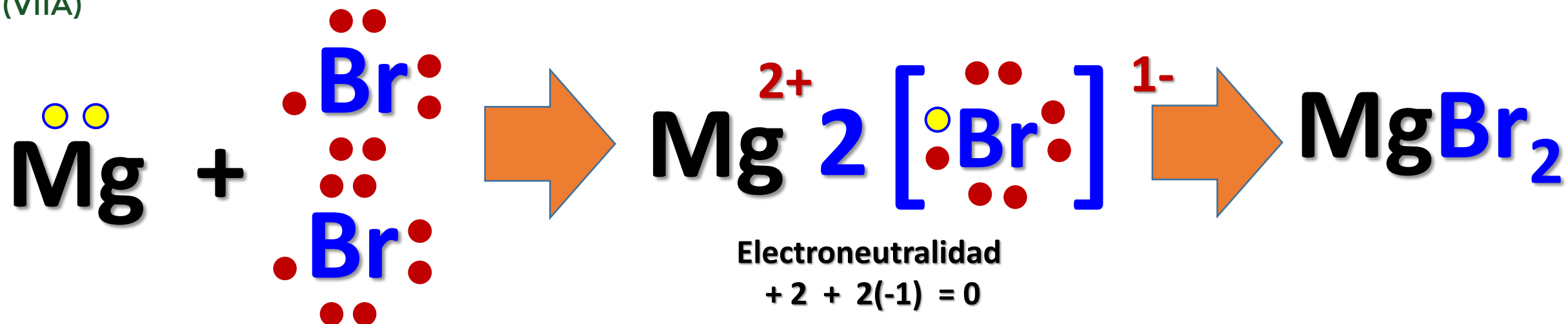




Diagrama de punto de Lewis del compuesto iónico en el NaCl



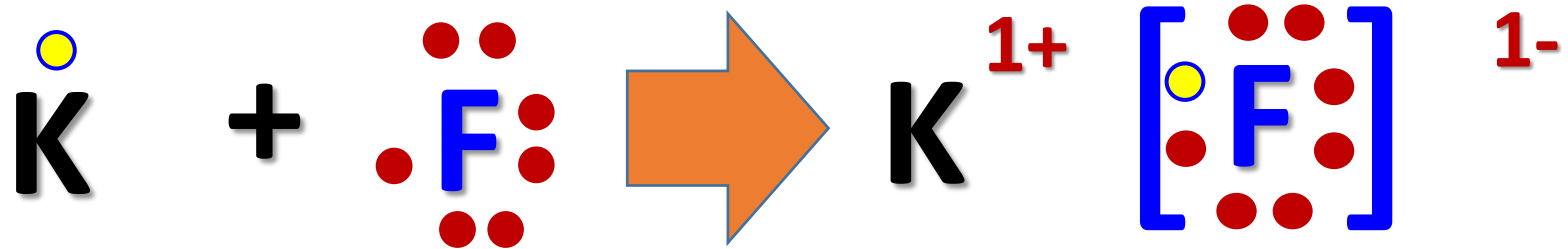
Realice el diagrama de punto de Lewis (notación) para el bromuro de magnesio. Dato: Mg (IIA) y Br (VIIA)





FORMACIÓN DE UNIDADES FÓRMULA

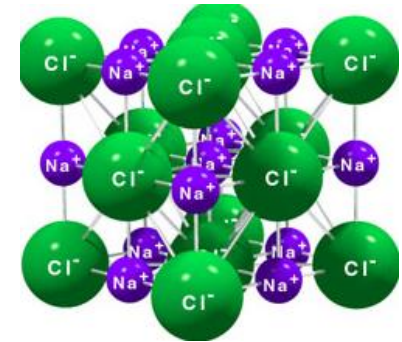
Ejercicios:

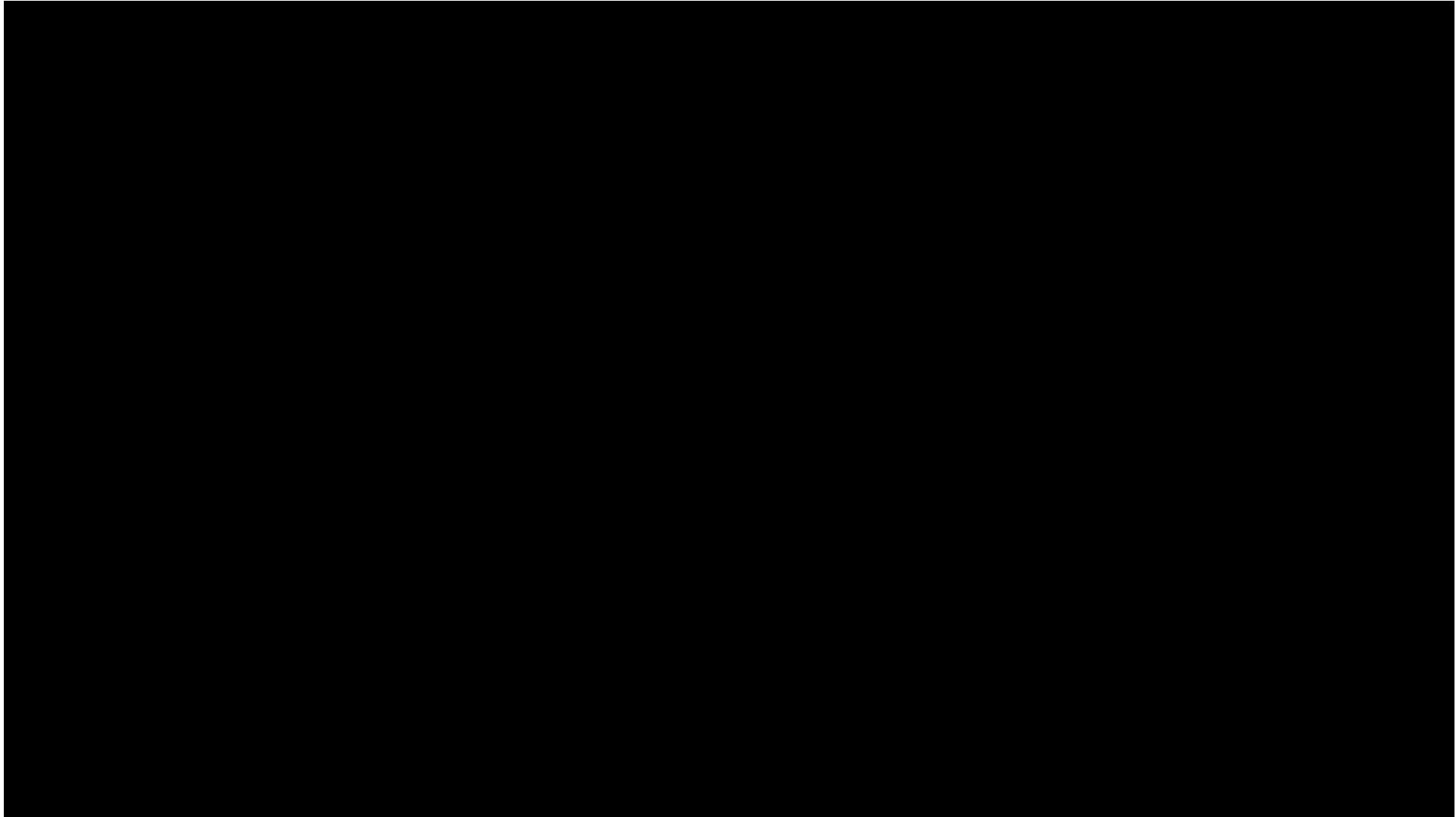




PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

- A condiciones ambiente son sólidos cristalinos.
- Son anisotrópicos.
- Mayormente tiene altos puntos de fusión y de ebullición ($T \geq 400^\circ\text{C}$).
- Tienen dureza (ofrecen resistencia a la rayadura).
- No son inflamables (no combustionan).
- Son refractarios.
- No forman moléculas sino unidades fórmula.
- Son frágiles es decir no tienen tenacidad.
- Mayormente son solubles en solventes polares, como el agua.
- En fase sólida no conducen la corriente eléctrica.
- Fundidos o acuosos son conductores eléctricos de segundo orden.
- En compuestos binarios generalmente están conformados por cationes metálicos y aniones no metálicos, donde su diferencia de electronegatividades es mayor o igual a 1,7.







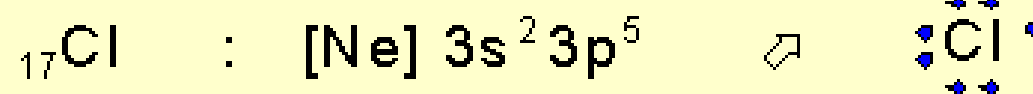
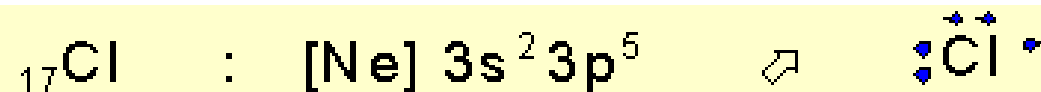
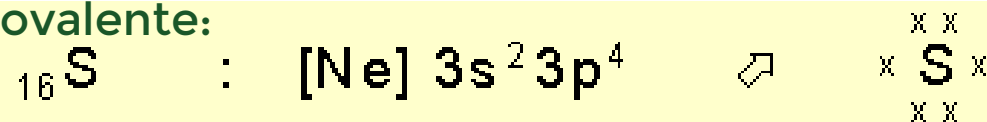
Definición: Los enlaces covalentes son fuerzas de atracción de naturaleza electromagnética, que se establecen entre átomos generalmente no metálicos (aunque también podrían intervenir metales pocos activos como Be, Hg y Al) y que, al compartir uno, dos y hasta tres pares de electrones de valencia adquieren una mayor estabilidad, formando unidades estructurales denominadas moléculas.

Generalmente los átomos unidos covalentemente tienden a adquirir la composición electrónica similar de un gas noble, es decir lograr el completar el octeto.

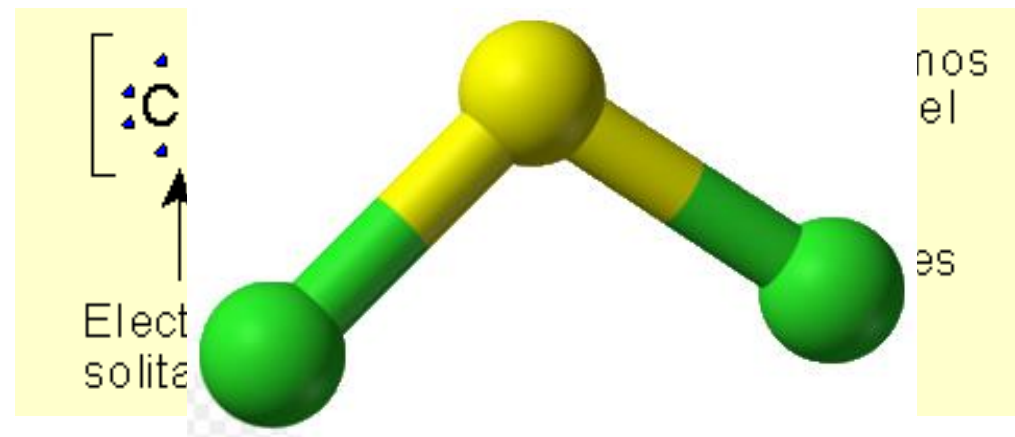
Se forma cuando la diferencia de electronegatividad no es suficientemente grande como para que se efectúe transferencia de electrones, entonces los átomos comparten uno o más pares electrónicos en un nuevo tipo de orbital denominado orbital molecular.

En la formación del dicloruro de azufre, SCl_2

Antes del enlace covalente:



Luego al formar los enlaces covalentes:



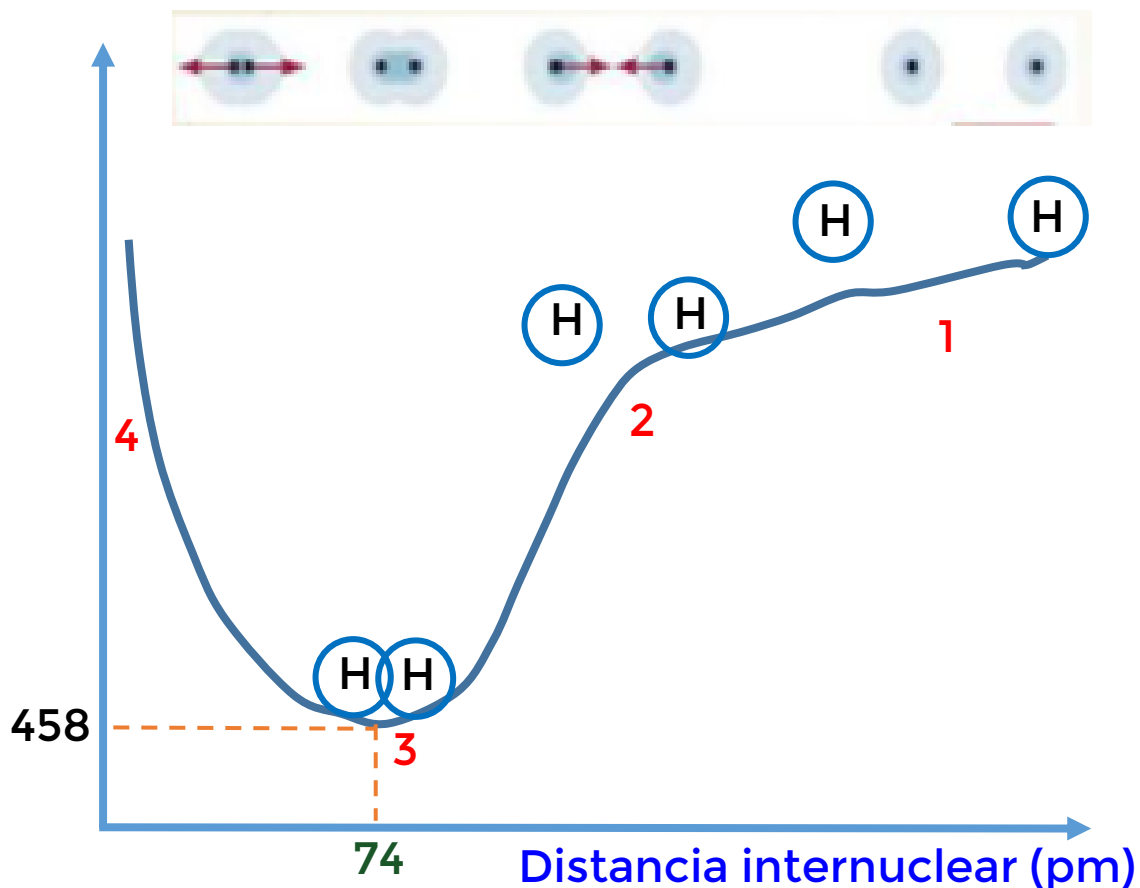


Gráfica de energía correspondiente a la formación de una molécula de H_2

-Al formarse el enlace covalente:



Energía (KJ/mol)



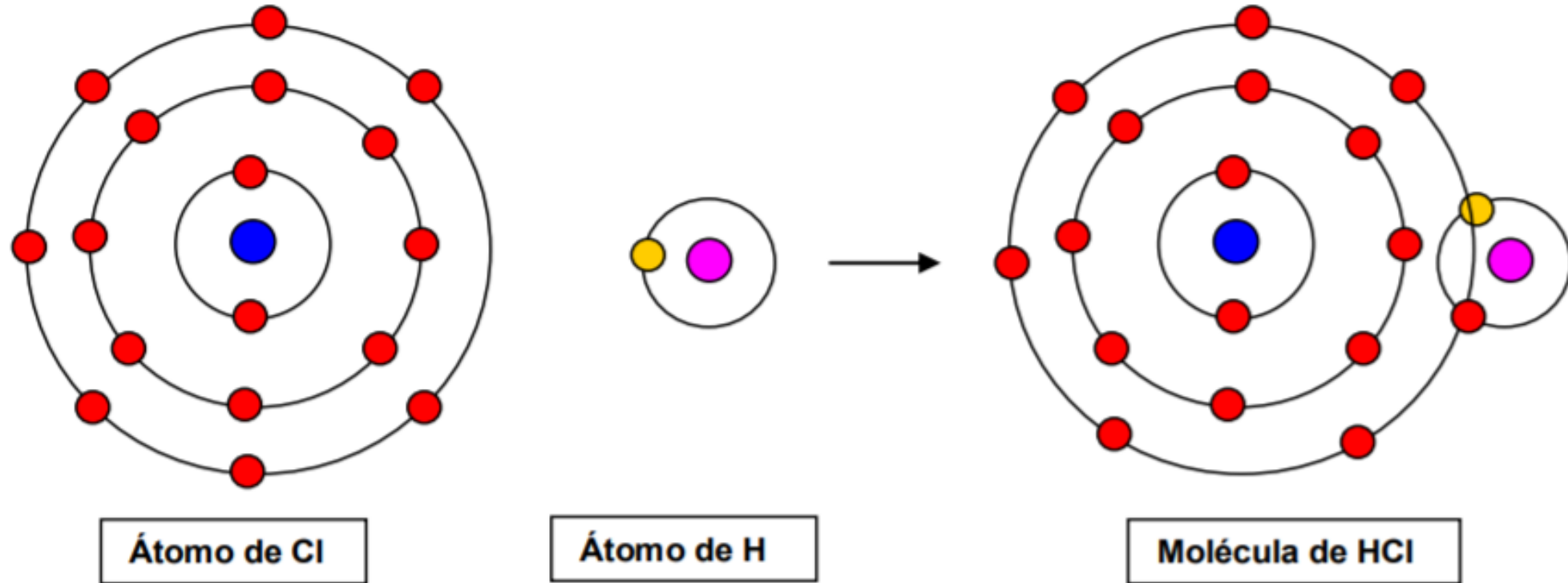
1.- La interacción entre los átomos es prácticamente nula cuando la distancia internuclear es muy grande.

2.- Al aproximarse los átomos aparecen interacciones atractivas. De esta forma, la energía del sistema se va estabilizando.

3.- Cuando los átomos se encuentran a una determinada distancia, se alcanza el mínimo de energía. Esta situación corresponde al enlace químico, el solapamiento entre orbitales $1s$ de los átomos de hidrógeno será el más favorable.

4.- Finalmente, si consideramos la posibilidad de acercar los átomos a una distancia menor a la del enlace aparecerán por un lado, repulsiones entre los núcleos de los átomos y, por otro, entre las zonas de densidad de carga negativa debido a los electrones. Estas repulsiones provocarían la desestabilización del sistema, aumentando su nivel energético y por ello, el sistema tendría tendencia a volver a la situación de equilibrio.

Formación de Enlace Covalente



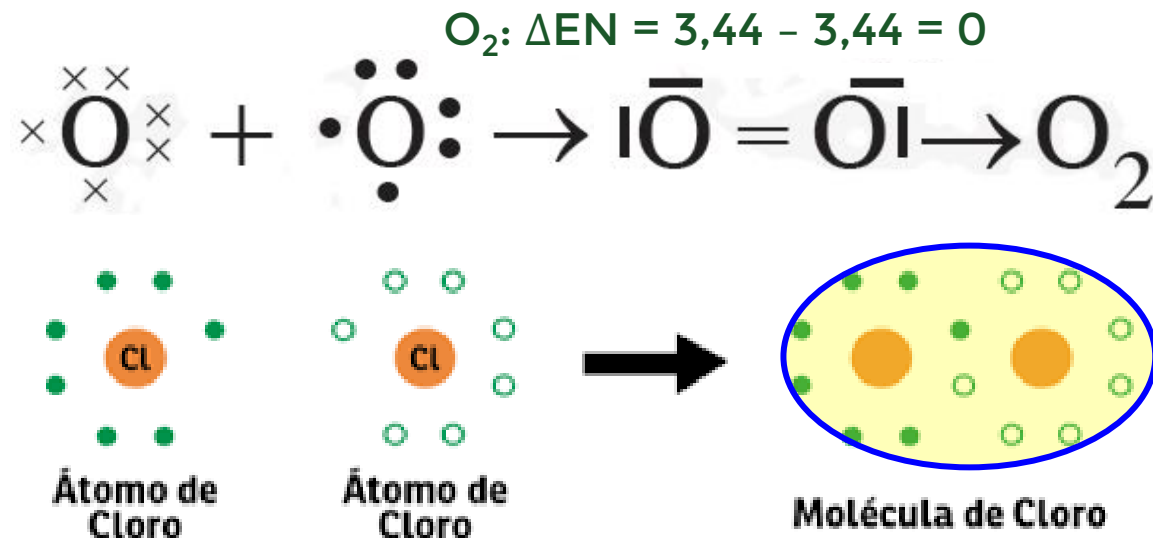
El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones. Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones, adquiriendo ambos de esta forma la configuración de gas noble en la capa más externa.

CLASIFICACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

A. POR LA POLARIDAD DEL ENLACE COVALENTE

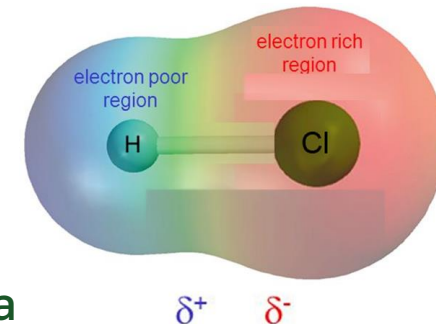
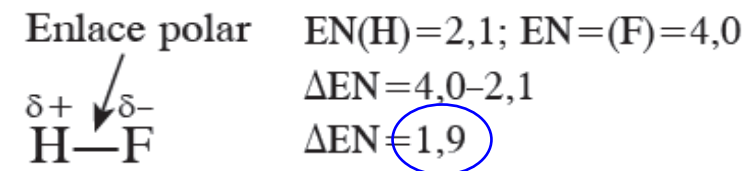
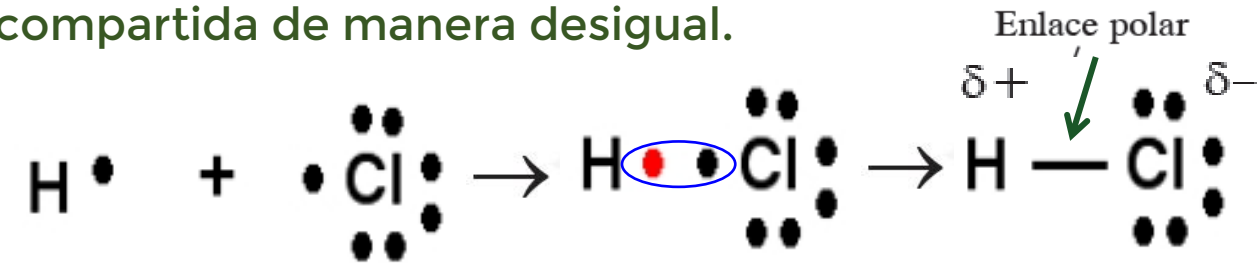
A.1 ENLACE COVALENTE APOLAR (PURO)

1. Se genera entre átomos de un mismo elemento por lo tanto, la diferencia de electronegatividades de los átomos es cero.
2. La densidad electrónica del enlace es compartida en forma equitativa por los que no surgen polos permanentes.



ENLACE COVALENTE POLAR

1. Se genera entre átomos de diferentes elementos en la que la diferencia de electronegatividades entre los átomos es por lo general menor a 1,7
2. Se generan cargas aparentes o dipolos esto es debido a que la densidad electrónica del enlace es compartida de manera desigual.

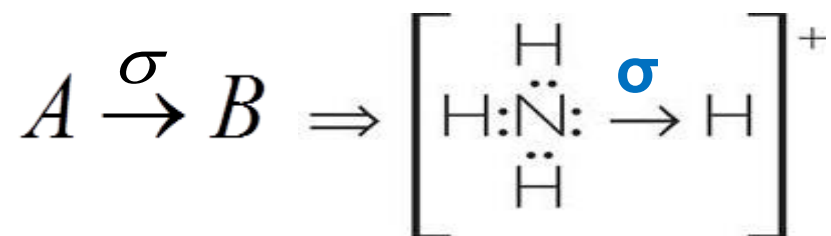
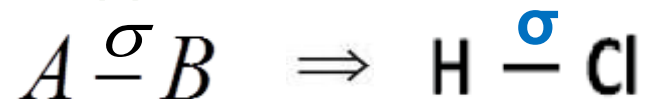




B. POR LA CANTIDAD DE PARES DE ELECTRONES COMPARTIDOS

B.1 ENLACE SIMPLE

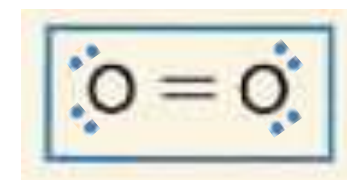
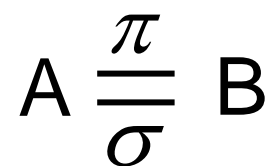
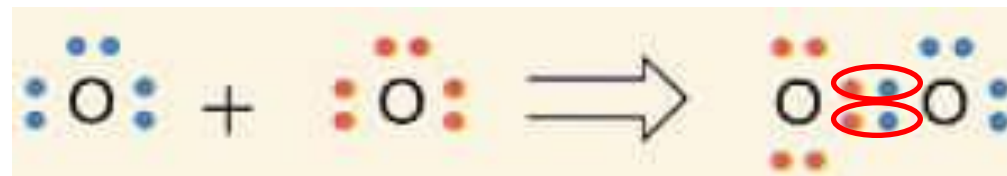
Está constituido por un par de electrones compartidos que constituyen un enlace sigma (σ).



B.2 ENLACE MÚLTIPLE

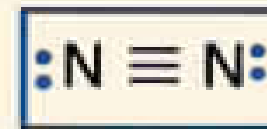
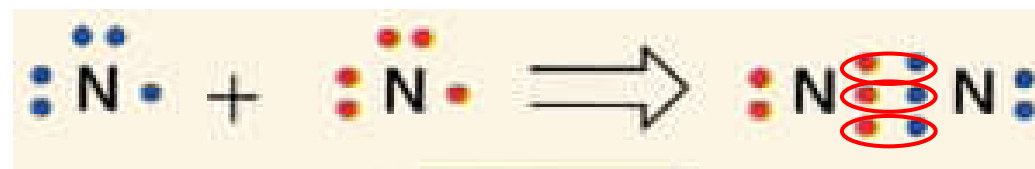
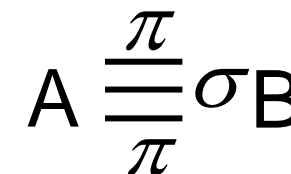
B.2.1 ENLACE DOBLE:

1. Está constituido por dos pares de electrones compartidos.
2. Contiene un enlace sigma y un enlace pi.



B.2.1 ENLACE TRIPLE:

1. Está constituido por tres pares de electrones compartidos.
2. Contiene un enlace sigma y dos enlaces pi.



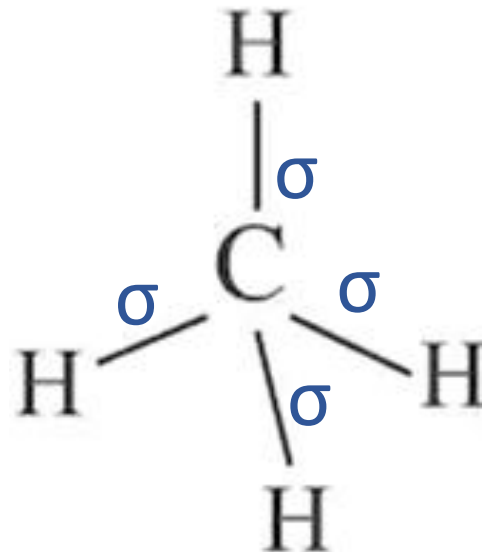
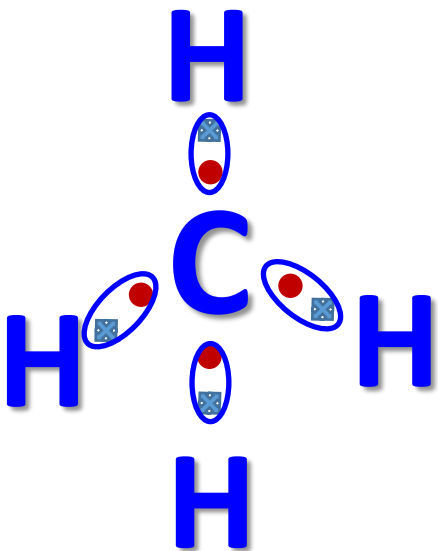


C. POR EL ORIGEN DE LOS ELECTRONES COMPARTIDOS

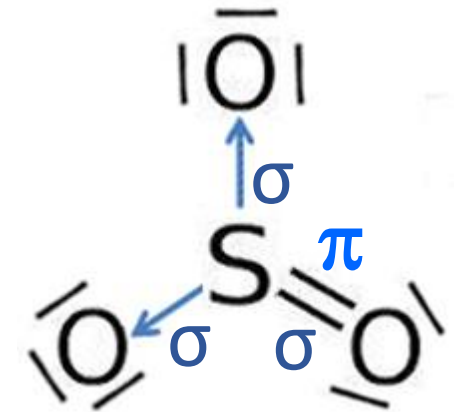
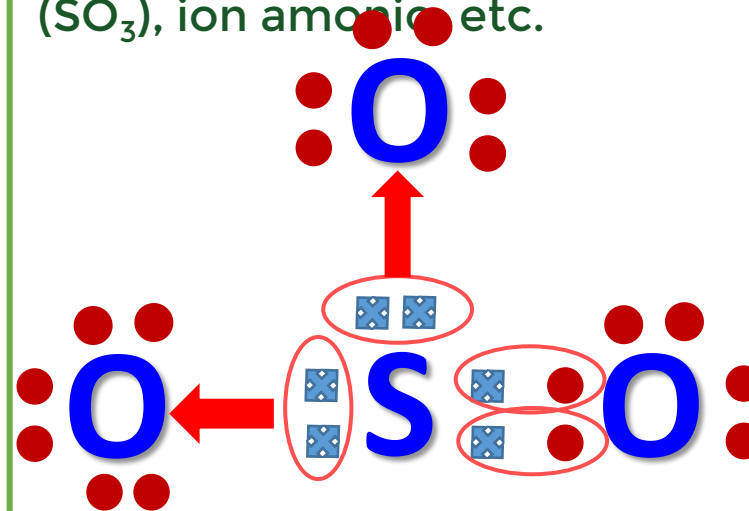
Según el número de electrones aportados para formar el par electrónico enlazante.

C.1. ENLACE COVALENTE NORMAL

Cuando los átomos que se unen aportan por igual electrones al enlace es decir, cada átomo aporta un electrón a la formación del enlace. Ejemplo: cloro (Cl_2), metano (CH_4), etc.

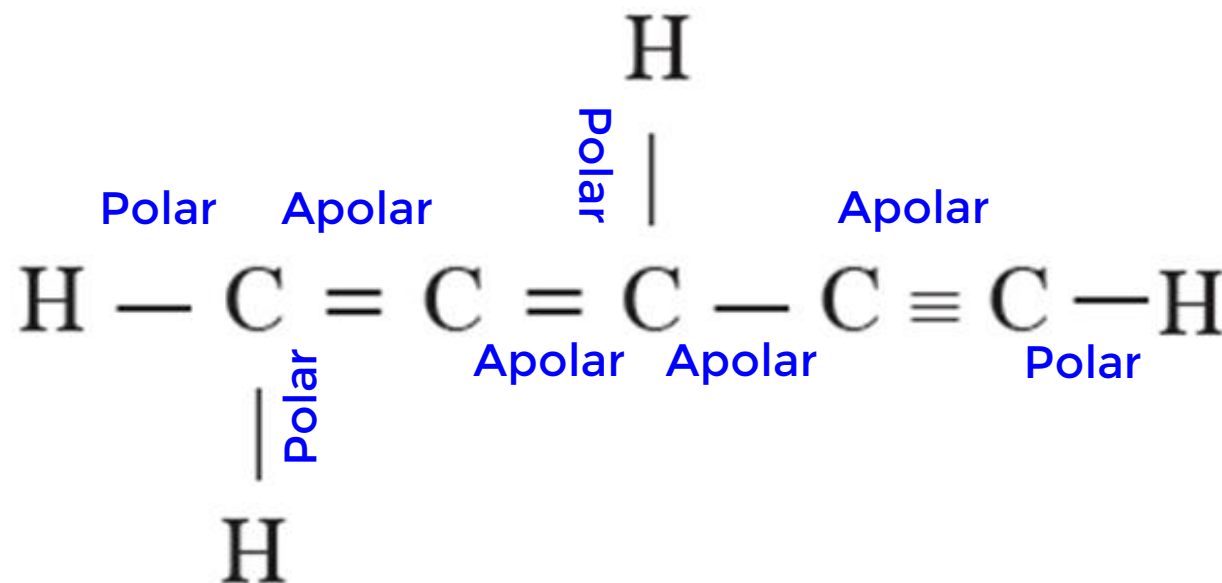


C.2. ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO: Solo uno de los átomos aporta el par electrónico enlazante. Es decir, si el átomo central de la molécula ya no tiene electrones desapareados, pero si cuenta con pares libres de electrones; entonces es capaz de generar enlaces covalente coordinados. El átomo dador aporta un par de electrones a otro átomo llamado átomo aceptor y luego los comparte. Este tipo de enlace se representa con una pequeña flecha. Ejemplo: Trióxido de Azufre (SO_3), ion amonio, etc.





En la siguiente estructura de Lewis, indique el número de enlaces polar y apolar.



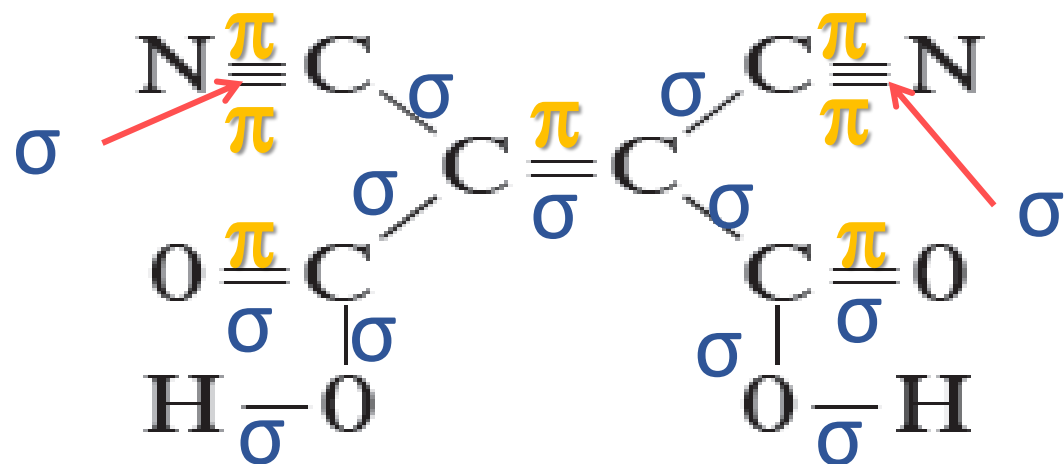
Resolución

Apolar → entre dos átomos de un mismo elemento. = 4

Polar → entre átomos de diferentes elementos. = 4



Para la siguiente estructura de Lewis, complete el siguiente cuadro:

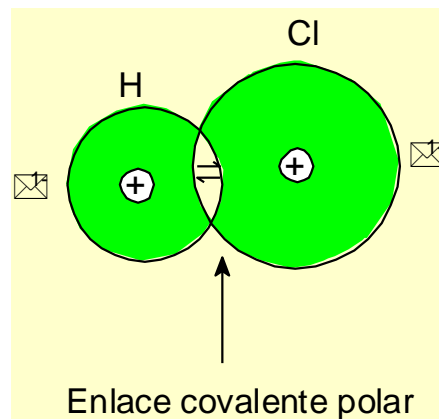
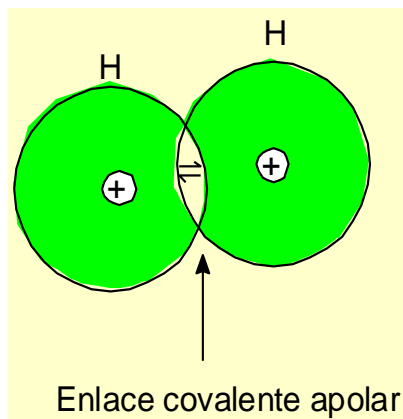


N.º de enlaces covalentes	13
N.º de enlaces covalentes simples	8
N.º de enlaces covalentes dobles	3
N.º de enlaces covalentes triples	2
N.º de enlaces covalentes múltiples	5
N.º de enlaces sigma (σ)	13
N.º de enlaces pi (π)	7



CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE COVALENTE

1. Se genera por la superposición o solapamiento de orbitales atómicos que dan origen a orbitales moleculares
2. Generalmente la compartición de electrones es entre átomos de elementos no metálicos, también pueden intervenir átomos de elementos metálicos poco activos como el berilio, aluminio y mercurio.
3. La diferencia de electronegatividades entre los átomos es menor o igual a 1,7

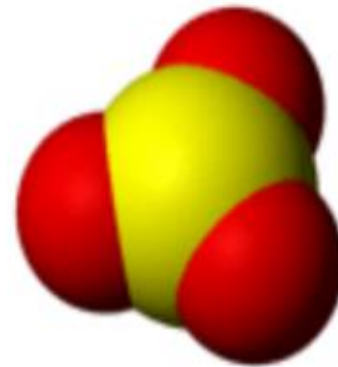
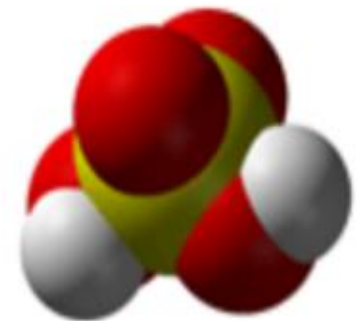


PROPIEDADES GENERALES DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

- ✳ Al estado sólido son blandos y frágiles.
- ✳ Muchos no se disuelven en líquidos polares como el agua.
- ✳ Mayormente se disuelven en líquidos no polares como el n-hexano, benceno, disulfuro de carbono, tolueno y tetracloruro de carbono.
- ✳ Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión.
- ✳ Ya sea en estado líquido o fundidos o cuando las forman soluciones acuosas, no conducen la corriente eléctrica (a excepción del grafito).



Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades denominadas moléculas, estas son las unidades básicas de las sustancias covalentes. Las moléculas se representan de manera abreviada mediante las fórmulas químicas. Para escribir la fórmula química correspondiente a un compuesto se citan los átomos que lo forman (siguiendo ciertas reglas) mediante su símbolo afectado de un subíndice que indica el número de átomos de cada elemento combinado.

Molécula de H₂OMolécula de CO₂Molécula de SO₃Molécula de H₂SO₄

CONSTRUCCIÓN DE MOLÉCULAS



1. Determinación del número de pares enlazantes

$$N.^{\circ} \text{ PE} = \frac{N.^{\circ} e^{-}(\text{octeto}) - N.^{\circ} e^{-}(\text{valencia})}{2}$$

2. Determinación del número de electrones libres

$$N.^{\circ} e^{-}(\text{libre}) = N.^{\circ} e^{-}(\text{valencia}) - 2 N.^{\circ} \text{ PE}$$

$N.^{\circ} e^{-}(\text{octeto}) \rightarrow$ generalmente es 8, salvo aquellas consideradas como excepciones.

$N.^{\circ} e^{-}(\text{valencia}) \rightarrow N.^{\circ}$ de grupo [E](Elemento representativo)

Teniendo como ejemplo la molécula de agua:

1.º Se calculan los electrones que completan los átomos en la última capa. Recuerde que el hidrógeno completa un dueto ($2e^{-}$); los elementos de los grupos IVA, VA, VIA y VIIA completan un octeto ($8e^{-}$) de electrones. Para construir la molécula del agua, H_2O : Debemos tener en cuenta que el hidrógeno tiene 1 electrón de valencia y completa un dueto de electrones en su capa de valencia; además el oxígeno pertenece al grupo VIA (6 electrones de valencia) y completa un octeto de electrones en su capa de valencia.

$$\begin{array}{cc} \text{H} & \text{O} \\ \text{No. de electrones del octeto} = 2(2) + 1(8) = 12 \end{array}$$



2.° Se calculan los electrones de valencia. Recuerde que los electrones de valencia son igual en número al grupo representativo tipo A. En el agua se tiene:

$$\text{No. de electrones de valencia} = \overset{\text{H}}{2(1)} + \overset{\text{O}}{1(6)} = 8$$

3.° Se determina el número de enlaces que tiene la molécula; que equivale a la semidiferencia entre el número de electrones del octeto y el número de electrones de valencia. En el caso del agua:

$$\text{No. de enlaces} = \frac{12 - 8}{2} = 2$$

4.° Se determina la cantidad de pares de electrones libres (no enlazantes o solitarios) que equivale a la semidiferencia entre el número de electrones de valencia y el doble del número de enlaces. En el caso del agua se tiene:

$$\text{No. de pares de electrones libres} = \frac{8 - 2(2)}{2} = 2$$

5.° A partir de estos valores se construye la molécula, teniéndose en cuenta que el hidrógeno siempre tiene una posición terminal y logrando la máxima simetría posible.





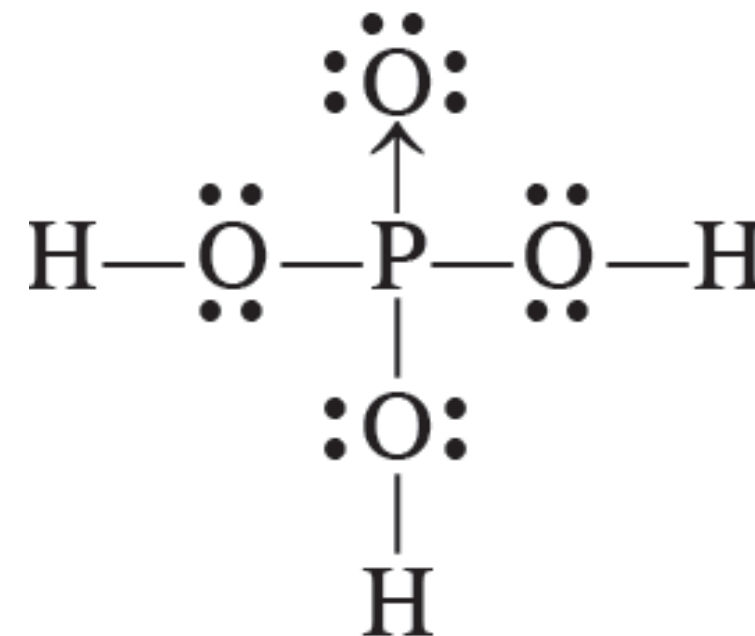
Ejercicio 1: Construya la molécula del ácido fosfórico

H₃PO₄

$$\text{N.º PE} = \frac{\text{N.º e}^{-}(\text{octeto}) - \text{N.º e}^{-}(\text{valencia})}{2}$$

$$\text{N.º e}^{-}(\text{libre}) = \text{N.º e}^{-}(\text{valencia}) - 2 \text{ N.º PE}$$

1. No. de electrones del octeto = $3(2) + 1(8) + 4(8) = 46$
2. No. de electrones de valencia = $3(1) + 1(5) + 4(6) = 32$
3. No. de enlaces = $(46 - 32)/2 = 7$
4. No. de pares de electrones libres
(no enlazantes o solitarios) = $[32 - 2(7)]/2 = 9$



Pasos para la formación de moléculas por simple inspección:

- 1) Determinar el número total de electrones de la capa de valencia (según grupos A).
- 2) Identificar el átomo o átomos centrales y los átomos terminales.

- El átomo central suele ser el de menor

E.N

- El hidrógeno nunca es un átomo central.

- 3) Escribir el esqueleto y unir los átomos mediante enlaces simples.

- 4) Por cada enlace, descontar 2 electrones de valencia.

- 5) Con los electrones restantes, completar en primer lugar los octetos de los átomos terminales y, después, en la medida de lo posible, los octetos de los átomos centrales.

- 6) Si a algún átomo central le falta un octeto, formar enlaces covalentes múltiples transformando electrones de pares solitarios de los átomos.

Ejercicio 2: Escribir las estructuras de Lewis de las moléculas formadas por la combinación binaria de F con H, O, N y C.



F - H

El flúor, que tiene $7e^-$, debe adquirir otro, para ello comparte un electrón. El hidrógeno posee $1e^-$ debe adquirir otro, para ello comparte su único electrón.



O - F

El oxígeno, que tiene $6e^-$ debe adquirir $2e^-$ compartiéndolos con un electrón de cada flúor.



N - F

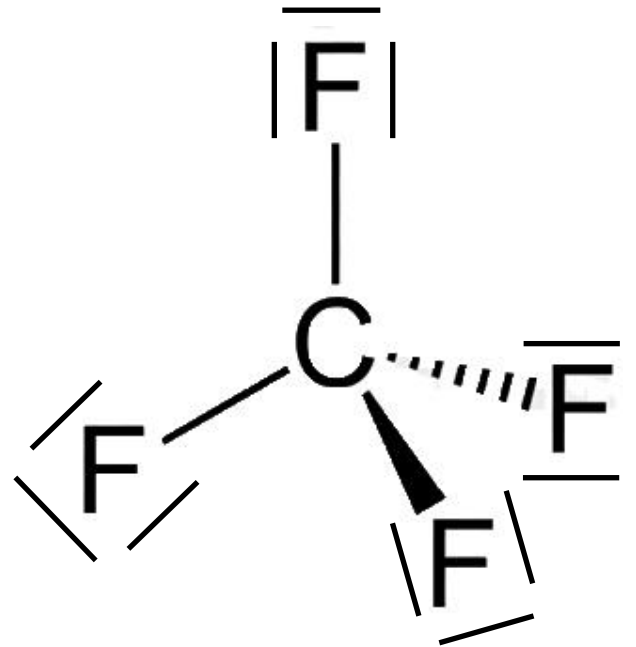
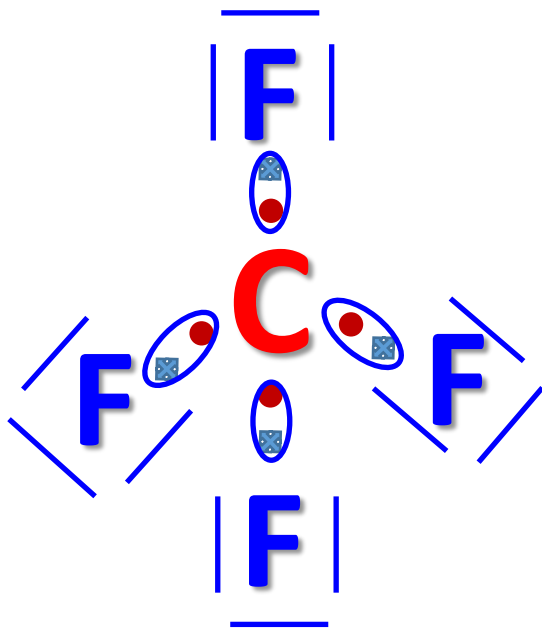
El nitrógeno tiene $5e^-$, debe adquirir $3e^-$ compartiéndolos con el flúor.





C - F

El carbono tiene 4e⁻ debe adquirir 4 compartiéndolos con 1e⁻ por cada flúor.



Átomo central: es aquel que tiene más electrones compartidos con otros átomos, O, N, C.

El resto de los átomos de la molécula se denominan átomos periféricos (ligandos).

En el F, O, y N el número de enlaces, 1; 2 y 3, respectivamente coinciden con el número de electrones desapareados.

En el C es igual al número de electrones totales en su nivel de valencia (estado excitado)



$$N.^{\circ} PE = \frac{N.^{\circ} e^{-}(\text{octeto}) - N.^{\circ} e^{-}(\text{valencia})}{2}$$

$$N.^{\circ} e^{-}(\text{libre}) = N.^{\circ} e^{-}(\text{valencia}) - 2 N.^{\circ} PE$$

Ejercicio 2: Construya la molécula del:

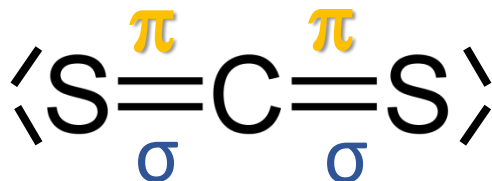
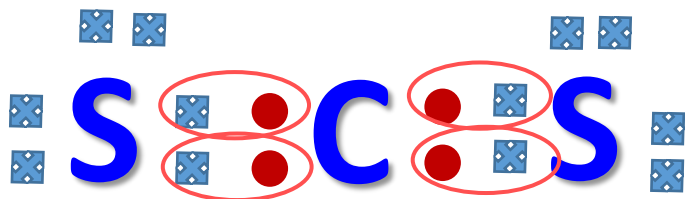
I. CS₂

1. No. de electrones del octeto = $1(8) + 2(8) = 24$

2. No. de electrones de valencia = $1(4) + 2(6) = 16$

3. No. de enlaces = $\frac{24 - 16}{2} = 4$

4. No. de pares de electrones libres (no enlazantes o solitarios) = $\frac{16 - 2(4)}{2} = 4$



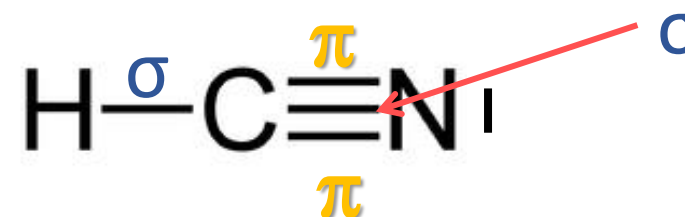
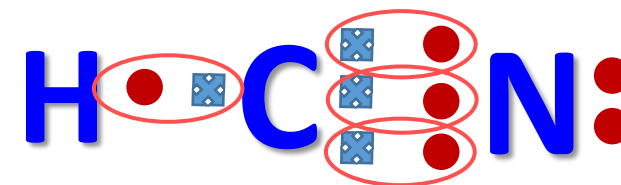
II. HCN

$1(2) + 1(8) + 1(8) = 18$

$1(1) + 1(4) + 1(5) = 10$

$\frac{18 - 10}{2} = 4$

$\frac{10 - 2(4)}{2} = 1$



HELICO | PRACTICE

01. Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

V La configuración electrónica de un átomo se altera cuando este forma un enlace químico.

V Cuanto mayor es la energía liberada, el enlace químico entre los átomos será más fuerte.

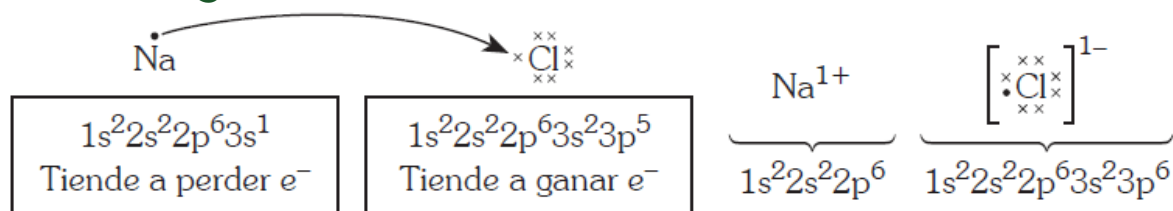
V La energía del HCl es menor que la suma de las energías del H y el Cl

A) VFV B) VVF C) VFF **D) VVV** E) FFV

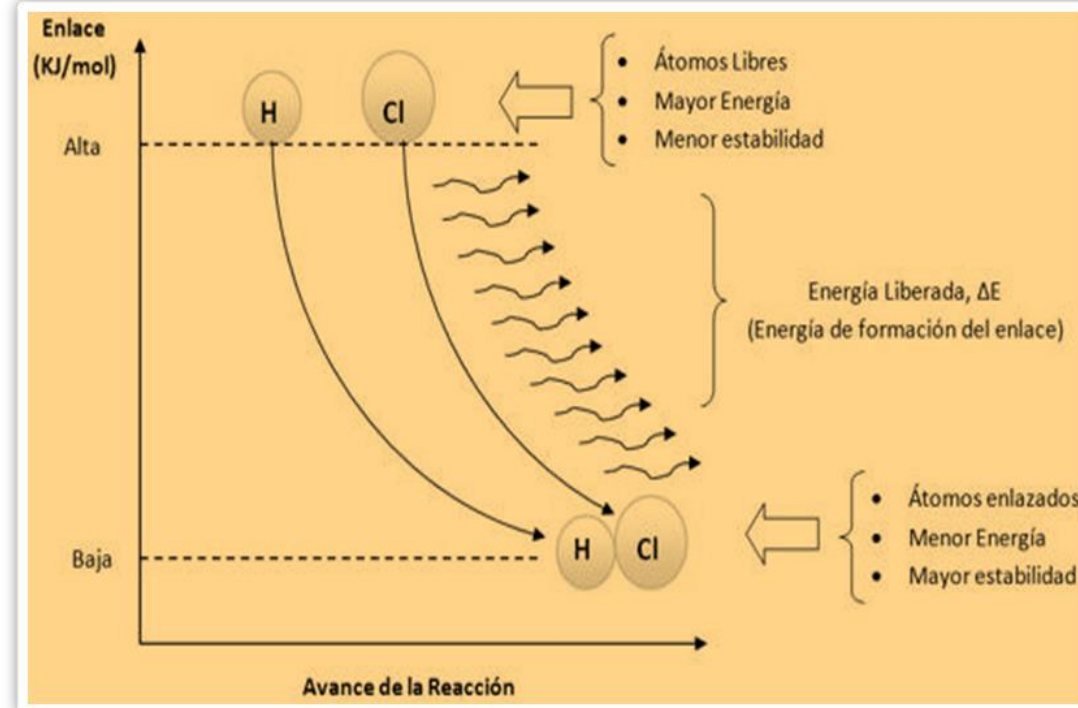
Resolución:

Teniendo en cuenta las Propiedades generales del Enlace Químico, analizamos cada proposición:

Verdadero: Necesariamente en un enlace químico la configuración electrónica cambia.



Verdadero: En un enlace químico la E_p de los átomos tiene relación inversa con la estabilidad, si mayor energía se libera, el enlace será más fuerte.



Verdadero: En un enlace químico la energía potencial de los átomos unidos es menor que la de sus átomos libres; como se observa en el gráfico de E_p vs. Avance de reacción, cuando los átomos están enlazados, tendrán menor energía y mayor estabilidad.

CLAVE D

HELICO | PRACTICE

02. Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

(V) La formación del enlace químico es un proceso exotérmico.

(V) Los átomos al enlazarse forman nuevas especies químicas con propiedades distintas a sus elementos originales.

(F) Al enlazarse, los átomos pierden su identidad química.

A) VVV **(B) VVF** C) VFF D) VFV E) FVF

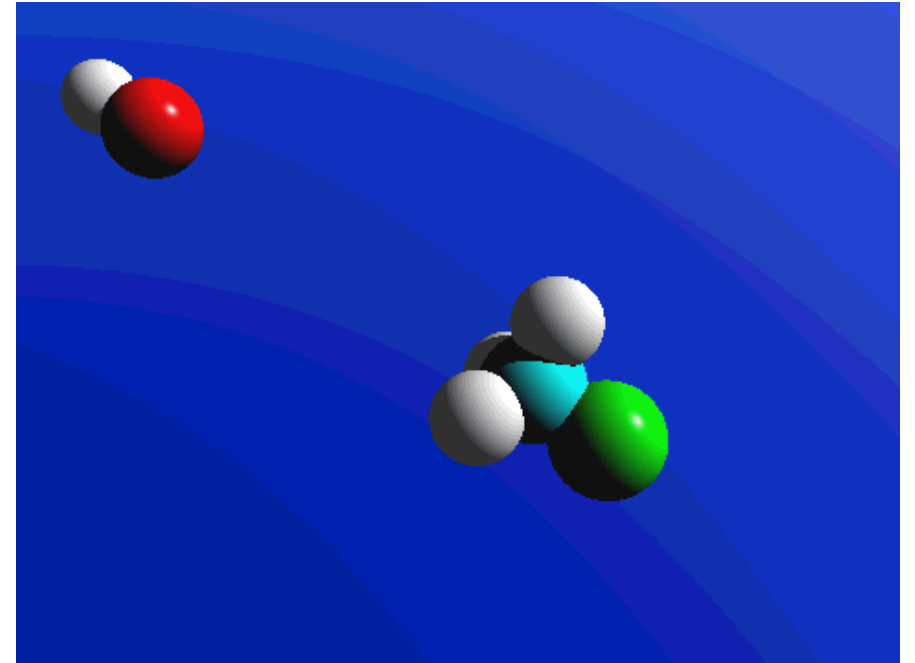
Resolución:

Verdadero: Necesariamente en la formación de un enlace químico experimenta un cambio térmico, de liberación de energía (exotérmico).

Verdadero: Las nuevas especies químicas formadas tienen propiedades diferentes a sus elementos originales, interviniendo para cada átomo los electrones más externos.

Falso: Los átomos no cambian su identidad química, es decir sus núcleos no alteran su composición ni estructura (su número atómico no varía). Solo intervienen sus electrones de valencia.

CLAVE B





03. Respecto al enlace iónico, indique la(s) proposición(es) correcta(s).

- I. En su formación, el metal se oxida y el no metal se reduce. **Correcta**
 II. En el NaCl, los iones tienen la configuración electrónica de un gas noble. **Correcta**
 III. La intensidad de la fuerza electrostática es proporcional a la magnitud de la carga de los iones. **Correcta**

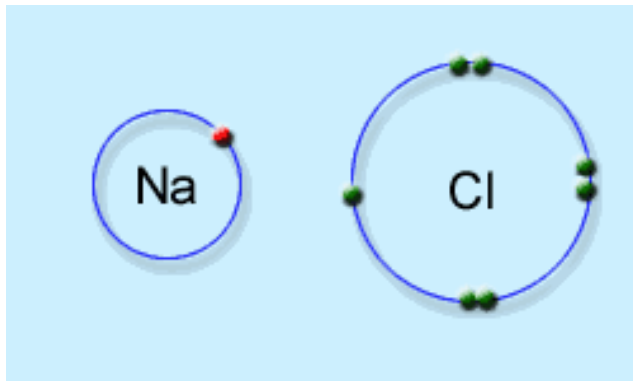
A) II y III B) Solo III **C) Todas** D) I y II E) Solo I

Resolución:

Teniendo en cuenta las Propiedades generales del Enlace Iónico, analizamos cada proposición:

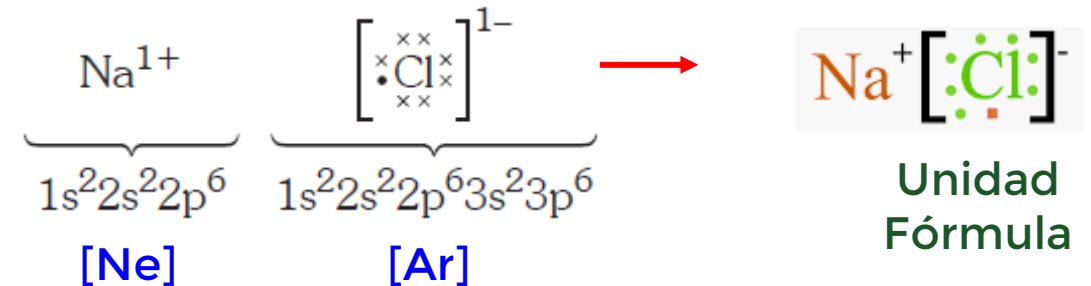
I. **Correcta:** El metal se oxida (pierde electrones) y el no metal se reduce (gana electrones).

Metal
alcalino
que se va
a
oxidar

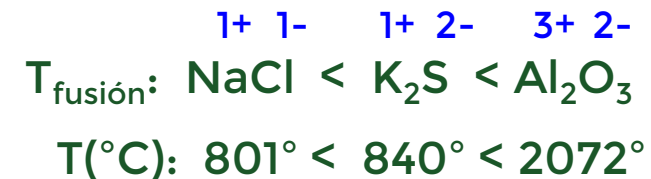


No metal
(halógeno)
que se va a
reducir

II. **Correcta:** Ambos iones adquieren su estabilidad con ocho electrones de valencia, alcanzando la CE de un gas noble:



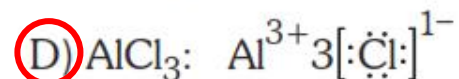
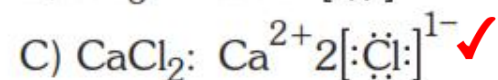
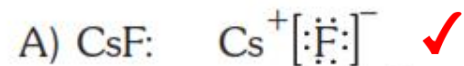
III. **Correcta:** Por lo general se verifica con el aumento de la temperatura de fusión del sólido cristalino al incrementar la carga de los iones:



CLAVE C

HELICO | PRACTICE

4. Indique el compuesto cuya estructura de Lewis no le corresponde.



Resolución:

Teniendo en cuenta las notaciones de Lewis por cada elemento de acuerdo al número de grupo representativo al que pertenece:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\cdot\ddot{\text{E}}$	$\ddot{\text{E}}$	$\ddot{\text{E}}\cdot$	$\ddot{\text{E}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{E}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{E}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{E}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{E}}\cdot$

Li

Na

Cs

Ca

Al

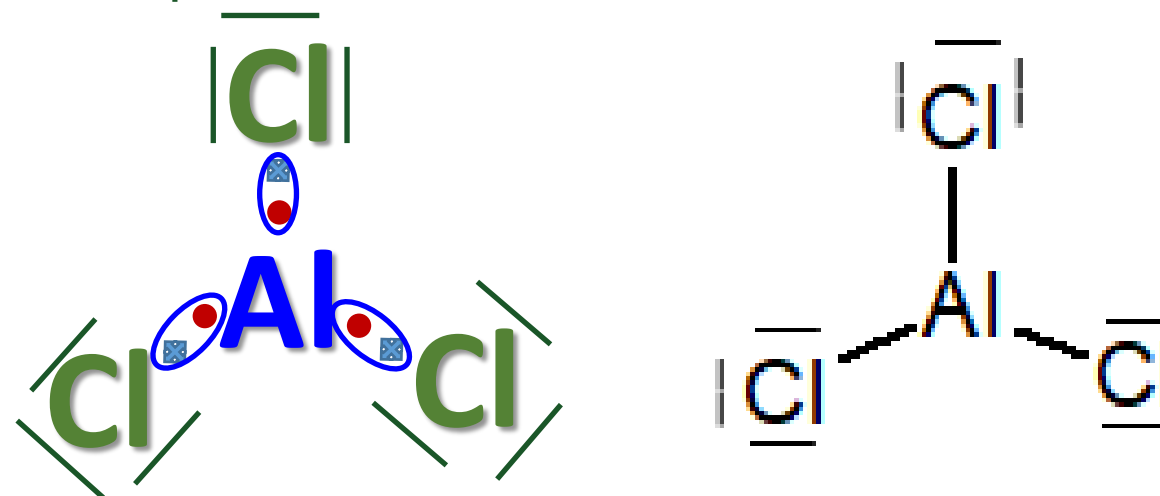
N

S

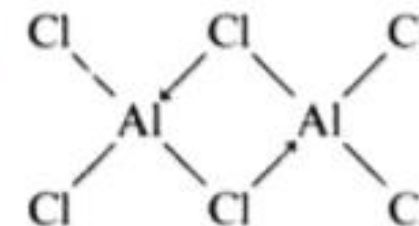
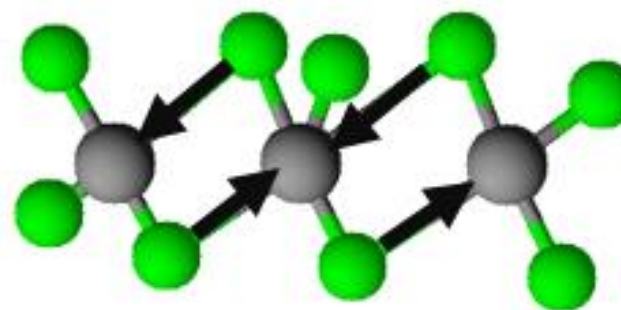
F

Cl

En el caso del enlace Al-Cl, la ΔEN es de 1.55, lo que le confiere al tricloruro de aluminio una disposición de enlace covalente.



Este ligero valor se le puede atribuir a los enlaces covalentes coordinados que presenta la molécula.



CLAVE D

5. Dados los siguientes pares de elementos químicos:

I. H y F II. Be y Cl III. Na y F

Número atómico: H=1; Be=4; F=9; Na=11 y Cl=17.

Electronegatividad: H=2,1; Be=1,5; F=4,0; Na=0,9 y Cl=3,0.

Marque la alternativa que presenta los pares de elementos químicos que forman enlace iónico.

A) Solo I B) Solo II **C) Solo III**
D) I y II E) Todas

Resolución:

Teniendo en cuenta las n. de Lewis y la ΔEN :

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\cdot \ddot{E}$	\ddot{E}	$\ddot{E} \cdot$	$\ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$
H Na	Be					F Cl	

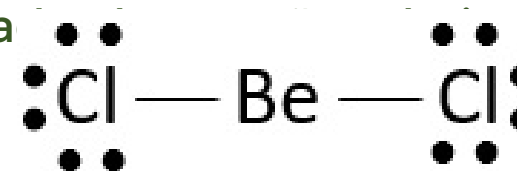
I. H y F $\Delta EN = 1,9$



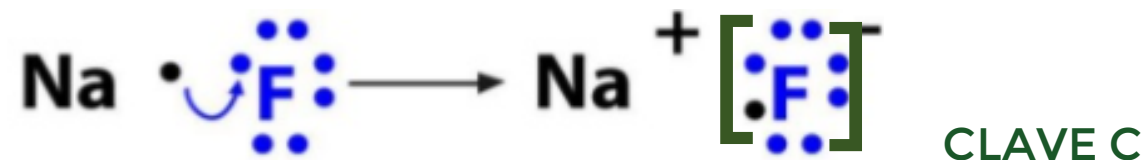
Cabe esperar que realicen un EI, sin embargo, es el caso es una excepción a la regla práctica. Esto es debido a que se trata de dos no metales que formarán EC (compartición de electrones) y son átomos relativamente pequeños.



II. Be y Cl $\Delta EN = 1,5$. Aquí cabe esperar que se realice un EC, esto es debido a que el metal Be es de baja actividad nente pequeño.



III. Na y F $\Delta EN = 3,1$ Aquí si corresponde a una estructura iónica de Lewis:



CLAVE C

6. Indique la relación que hay entre las temperaturas de fusión del KCl, MgO, NaCl y CaO.

- A) $\text{KCl} < \text{NaCl} < \text{MgO} < \text{CaO}$
- B) $\text{NaCl} < \text{KCl} < \text{CaO} < \text{MgO}$
- C) $\text{KCl} < \text{NaCl} < \text{CaO} = \text{MgO}$
- D) $\text{KCl} < \text{NaCl} < \text{CaO} < \text{MgO}$**
- E) $\text{KCl} < \text{CaO} < \text{NaCl} < \text{MgO}$

Resolución:

Generalmente en compuestos binarios, a mayor carga iónica y menor la distancia interiónica, mayor será la intensidad del enlace electrovalente. Además esto influye directamente en la temperatura de fusión (T_{fus}). Se tiene en cuenta los parámetros de la ecuación de Born - Landé:

$$U_r = -\frac{Z_1 \cdot Z_2 \cdot e^2 \cdot N_A \cdot A}{d_o} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

Li	Li ⁺
152	60
Na	Na ⁺
186	95
K	K ⁺
231	133
Rb	Rb ⁺
244	148

Mg	Mg ²⁺
1.60	0.85
Ca	Ca ²⁺
1.97	1.14
Sr	Sr ²⁺
2.15	1.32

Comparamos las sales KCl y NaCl, como se trata del mismo anión, comparamos los radios iónicos de los alcalinos y observamos que la distancia interiónica entre K⁺ y Cl⁻ será mayor que la de Na⁺ y Cl⁻, lo que hará que U_r para el KCl sea menor que la del NaCl, por lo tanto, la T_f : $\text{KCl} < \text{NaCl}$

El mismo razonamiento se dará para los óxidos de los alcalinotérreos, por lo tanto, la T_f : $\text{CaO} < \text{MgO}$.

Ahora debemos establecer la comparación entre las cuatro estructuras iónicas. También sabemos que se verifica que al incrementar la carga de los iones, aumento de la temperatura de fusión del sólido cristalino, esto es debido a la magnitud de la fuerza electrostática.

$\therefore T_f$: $\overset{1+}{\text{K}} \overset{1-}{\text{Cl}} < \overset{1+}{\text{Na}} \overset{1-}{\text{Cl}} < \overset{2+}{\text{Ca}} \overset{2-}{\text{O}} < \overset{2+}{\text{Mg}} \overset{2-}{\text{O}}$

$T_{\text{fus}}(^{\circ}\text{C})$	776	801	2572	2852
------------------------------------	-----	-----	------	------

CLAVE D

HELICO | PRACTICE

7. Indique la propiedad que no corresponde a un compuesto iónico.

- A) Es soluble en agua. ✓
- B) A temperatura ambiente es un sólido cristalino. ✓
- C) Temperatura de fusión mayor a 400 °C. ✓
- D) En estado sólido, no conduce la corriente eléctrica. ✓
- ☒ E) Es un compuesto duro y de alta tenacidad.

Resolución:

Teniendo en cuenta las Propiedades generales de los compuestos iónicos,

veamos:

Es correcto decir que los compuestos iónicos son de alta dureza, pero son frágiles, esto quiere decir que tienen baja tenacidad.



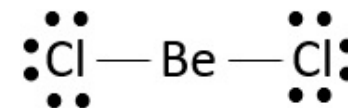
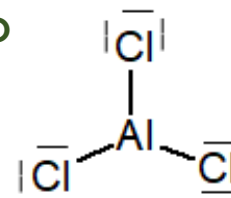
CLAVE E

8. Respecto al enlace covalente, señale cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta.

- ☒ A) Se presenta siempre entre elementos no metálicos. **Incorrecta**
- B) Ocurre cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones. ✓
- C) Generalmente la diferencia de electronegatividad entre elementos es menor a 1,7. ✓
- D) En la mayoría de casos, el enlace covalente se establece entre átomos de alta electronegatividad. ✓
- E) Es una fuerza de naturaleza electromagnética, pero principalmente eléctrica. ✓

Resolución:

No necesariamente se presenta entre elementos no metálicos, también podrían intervenir metales poco activos como el mercurio, berilio, aluminio, galio



CLAVE A



HELICO | PRACTICE

9. Determine cuáles de las siguientes sustancias son compuestos covalentes.

I. LiBr II. HCl III. CO

Electronegatividad: Li=1,0; H=2,1; C=2,5; Cl=3,0 y O=3,5.

- (A) II y III B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) Todas

Resolución:

Teniendo en cuenta las n. de Lewis y la ΔEN :

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\cdot \ddot{E}$	\ddot{E}	$\ddot{E} \cdot$	$\ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$	$\cdot \ddot{E} \cdot$

H

C

O

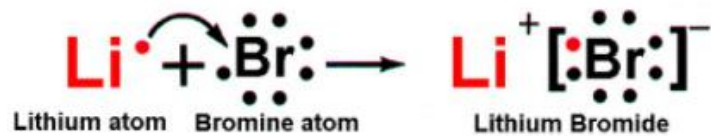
Cl

Li

Br

I. LiBr

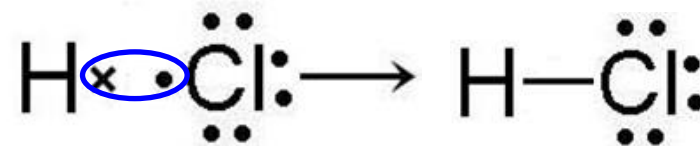
$\Delta EN = 1,8$



I. Enlace iónico

II. HCl

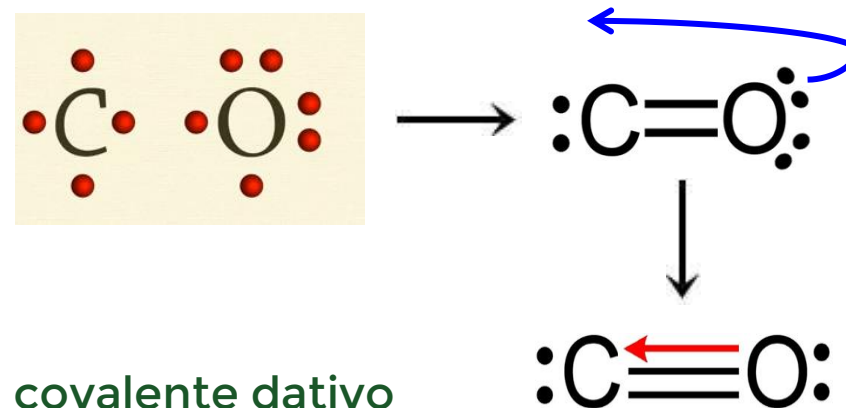
$\Delta EN = 0,9$



II. Enlace covalente polar

III. CO

$\Delta EN = 1,0$



III. Enlace covalente dativo

∴ Son compuestos covalentes II y III

CLAVE A

10. Para la molécula del dióxido de azufre (SO_2),
¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- I. Es un compuesto con enlaces covalentes. **Correcta**
- II. No cumple con la regla del octeto. **Incorrecta**
- III. Presenta dos enlaces sigma (σ) y un enlace pi (π). **Correcta**

Número atómico: O = 8 y S = 16.

A) Solo I B) Solo II C) I y II

D) I y III E) II y III

Resolución:

$$\text{N.º PE} = \frac{\text{N.º e}^-(\text{octeto}) - \text{N.º e}^-(\text{valencia})}{2}$$

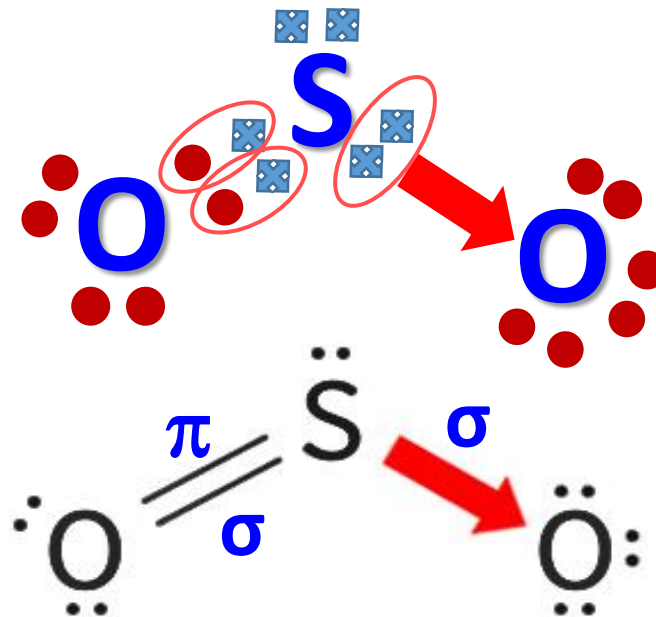
Teniendo en cuenta las CE y las n. de Lewis:



I. **Correcta:** Ambos elementos pertenecen al grupo VIA (anfígenos), son no metales, cabe esperar que formen una molécula (compuesto covalente).

Construyamos la molécula del SO_2 :   

- No. de electrones del octeto = $1(8) + 2(8) = 24$
- No. de electrones de valencia = $1(6) + 2(6) = 18$
- No. de pares enlazantes = $\frac{24 - 18}{2} = 3$
- No. de pares de electrones libres (no enlazantes o solitarios) = $\frac{18 - 2(3)}{2} = 6$



II. **Incorrecta:**

Observamos que los tres átomos cumplen la regla del octeto.

III. **Correcta:**

Observamos que presenta dos enlaces σ (uno de ellos dativo) y un enlace π .

CLAVE D

11. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- I. El enlace Al-Cl es polar. **Correcta**
- II. El enlace H-Cl es más polar que el enlace K-Cl. **Incorrecta**
- III. El enlace K-Cl tiene mayor carácter iónico que el enlace Al-Cl. **Correcta**

Número atómico: H = 1; Al = 13; Cl = 17 y K = 19.

- A) I y II **B) I y III** C) II y III
- D) Solo II E) Solo III

Resolución:

Recordemos que se denomina enlace covalente polar cuando se enlazan compartiendo electrones, átomos de diferente elemento químico. Relación de Smith-Hannay:

$$\%C.I. = 16 (\Delta EN) + 3,5 (\Delta EN)^2$$



$$\%C.I. \xrightarrow{\text{relación directa}} \Delta EN$$

$$\Delta EN \xrightarrow{\text{relación directa}} \text{polaridad del enlace}$$

I. Correcta: El enlace covalente Al - Cl, es polar.

II. Incorrecta: El enlace H-Cl es covalente polar y el enlace K-Cl es iónico.

III. Correcta: El enlace K-Cl es iónico ($\Delta EN = 3,0 - 0,8 = 2,2$) y el enlace Al-Cl es covalente polar ($\Delta EN = 3,0 - 1,5 = 1,5$) siendo el de mayor carácter iónico el de mayor ΔEN que en este caso corresponde al KCl.

$$\%C.I.(KCl) = 16 (2,2) + 3,5 (2,2)^2 \Rightarrow \%C.I.(KCl) = 52,14\%$$

$$\%C.I.(AlCl_3) = 16 (1,5) + 3,5 (1,5)^2 \Rightarrow \%C.I.(AlCl_3) = 31,87\%$$

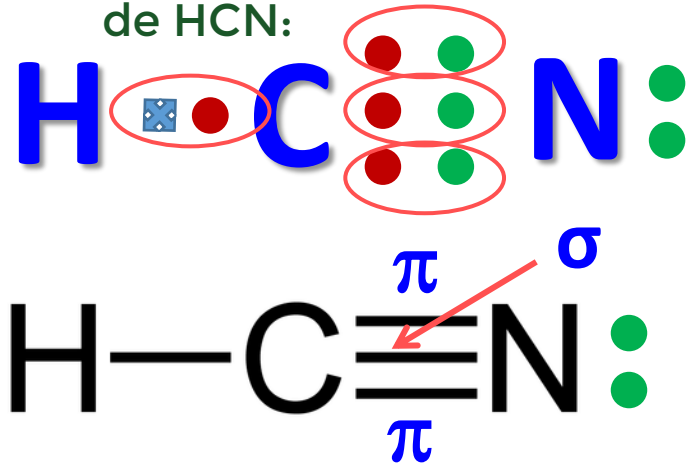
CLAVE B

12. Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

- El HCN presenta un enlace múltiple. (**V**)
- El O₃ presenta un enlace dativo. (**V**)
- El H₂SO₄ tiene 24 electrones de valencia. (**F**)

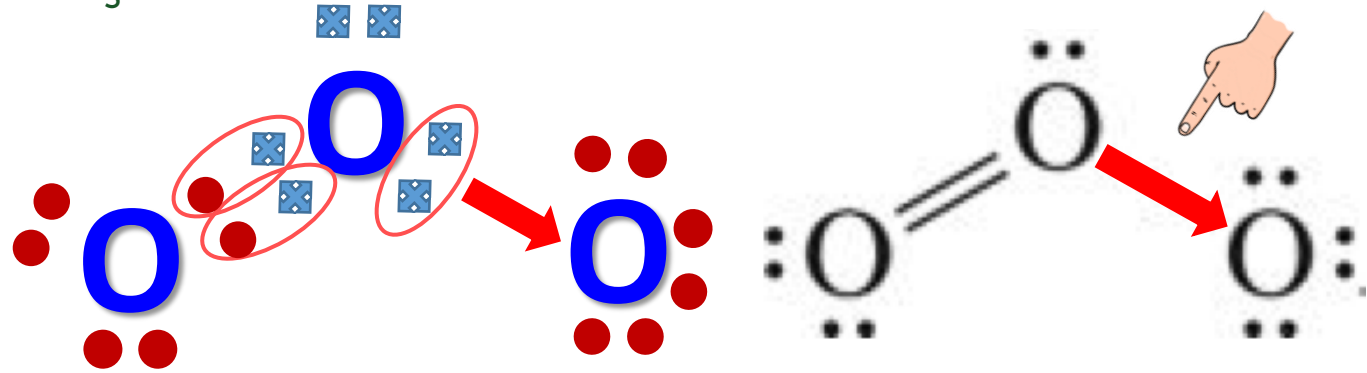
- A) VFV **B) VVF** C) FVV
D) FVF E) FFV

Resolución: Construyamos la molécula de HCN:



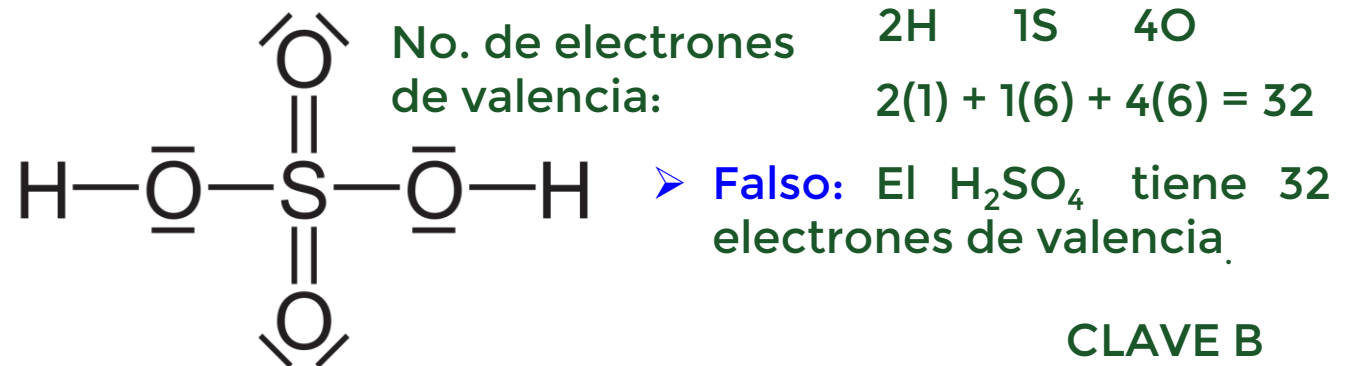
➤ **Verdadero:** El HCN presenta un enlace múltiple (2π y 1σ).

Construyamos la molécula de O₃:



➤ **Verdadero:** El O₃ presenta un enlace covalente coordinado o dativo.

Construyamos la molécula de H₂SO₄:



CLAVE B

13. Se tienen los siguientes datos:

	C	O	F	H	N	Cl
Electronegatividad	2,5	3,5	4,0	2,1	3,0	3,0

Indique las proposiciones correctas.

- I. El enlace de mayor carácter iónico es el H-F. **Correcta**
- II. El enlace C-O presenta menor polaridad que el enlace N-Cl. **Incorrecta**
- III. El enlace N-H tiene mayor carácter covalente que el enlace F-O. **Incorrecta**
- ☒ A) Solo I B) II y III C) I y III
D) I y II E) Todas

Resolución:

Recordemos que el carácter iónico es una medida relativa (no tiene significado físico) en porcentaje, es directamente proporcional ΔEN en relación al método empírico de Smith-Hannay:

$$\%C.I. = 16 (\Delta EN) + 3,5 (\Delta EN)^2$$



$$\%C.I. \xrightarrow{\text{relación directa}} \Delta EN$$

$$\Delta EN \xrightarrow{\text{relación directa}} \text{polaridad del enlace}$$

- I. **Correcta:** El enlace H - F, presenta mayor carácter iónico: $\Delta EN(H - F) = 1,9$
- II. **Incorrecta:** $\Delta EN(C - O) = 1,0$ y $\Delta EN(N - Cl) \approx 0$; por lo tanto el enlace C - O presenta mayor polaridad.
- II. **Incorrecta:** $\Delta EN(N - H) = 0,9$ y $\Delta EN(F - O) = 0,5$; por lo tanto el enlace F - O presenta mayor carácter covalente.

CLAVE A

14. Indique cuáles de las siguientes moléculas presentan enlaces pi (π).

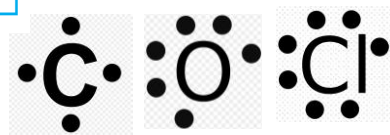
- I. COCl_2 II. C_2H_2 III. O_2
 A) Todas B) Solo I C) Solo II
 D) I y II E) I y III

Resolución:

$$\text{N.º PE} = \frac{\text{N.º e}^-(\text{octeto}) - \text{N.º e}^-(\text{valencia})}{2}$$

$$\text{N.º e}^-(\text{libre}) = \text{N.º e}^-(\text{valencia}) - 2 \text{ N.º PE}$$

Notaciones de Lewis:

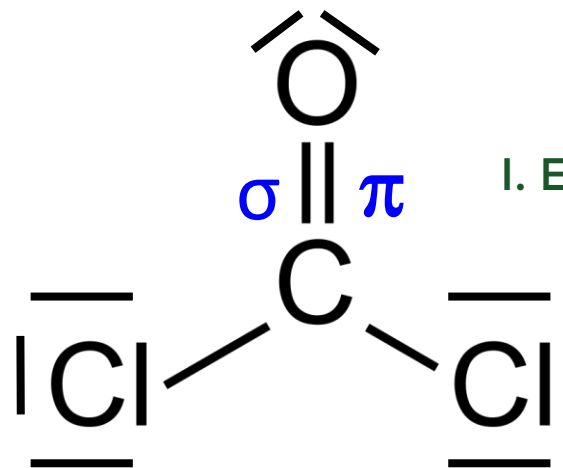


1. No. de electrones del octeto = $1(8) + 1(8) + 2(8) = 32$

2. No. de electrones de valencia = $1(4) + 1(6) + 2(7) = 24$

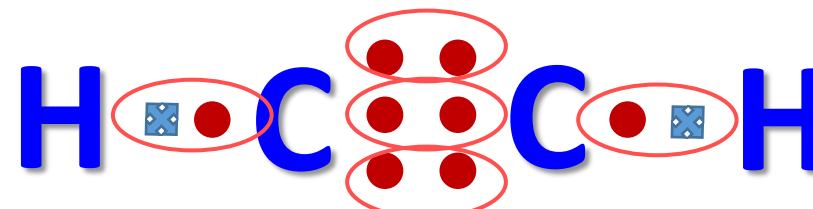
3. No. de enlaces = $\frac{32 - 24}{2} = 4$

4. No. de pares de electrones libres (no enlazantes o solitarios) = $\frac{24 - 2(4)}{2} = 8$

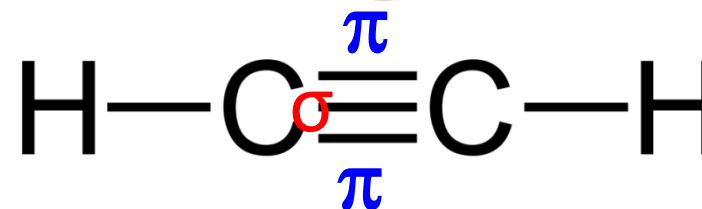


I. El COCl_2 tiene un enlace π .

Construyamos la molécula de C_2H_2 :

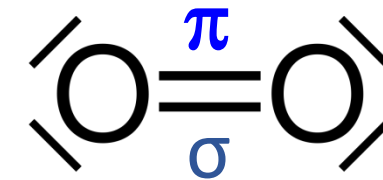
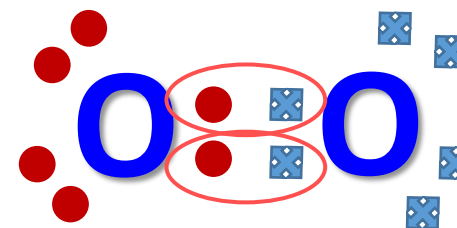


II. El C_2H_2 tiene dos enlaces π .



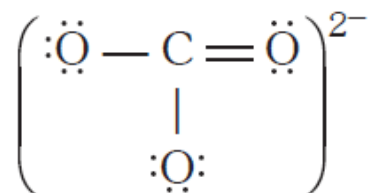
III. El O_2 tiene un enlace π .

Construya la molécula de O_2 :



CLAVE A

15. Con respecto a la siguiente representación Lewis del ion carbonato; escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.



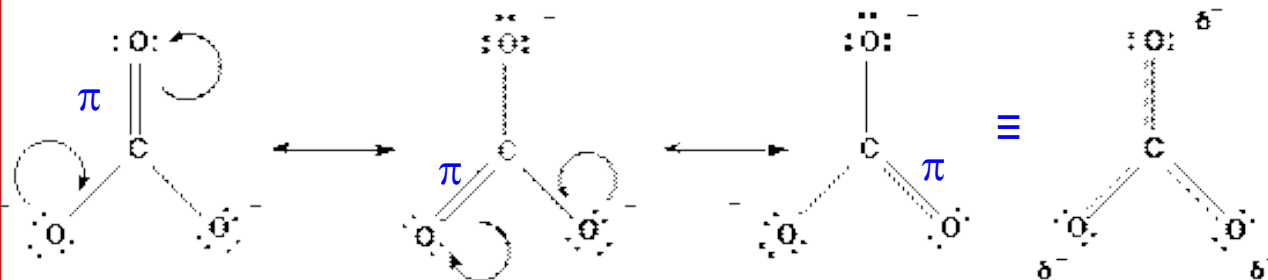
- El átomo central tiene pares libres. (F)
- Los tres enlaces son de igual longitud. (V)
- Presenta resonancia. (V)

- A) VVV B) FFF **C) FVV**
 D) FFV E) FVF

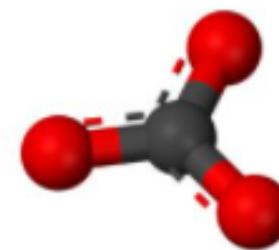
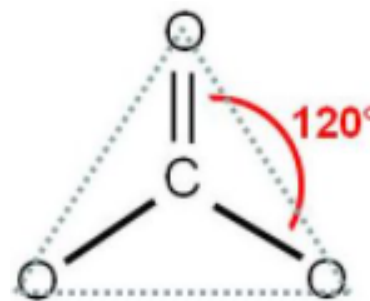
Resolución:

I. **Verdadero:** El átomo central (carbono) no presenta pares de electrones libres (no compartidos), como observamos en la figura, tiene sus 4 pares enlazantes.

II. **Verdadero:** La estructura presenta resonancia, esto implica que experimentalmente los tres enlaces sean de igual longitud.



III. **Verdadero:** La estructura presenta resonancia, es decir consiste en la deslocalización de electrones pi (π), los cuales no tienen una posición fija en la molécula, pues pertenecen a más de dos núcleos enlazados originando una fuerza adicional al enlace localizado. (Ver imagen anterior) .



CLAVE C

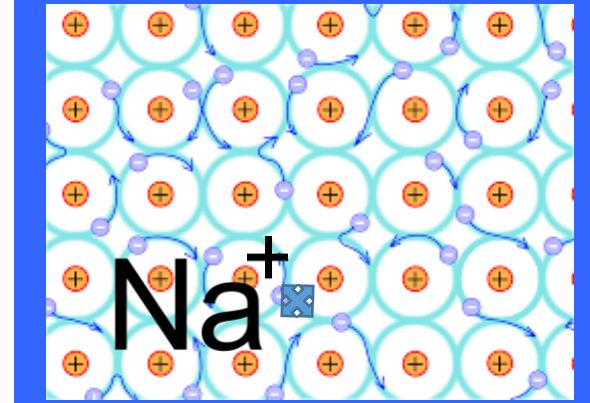
16. El hidrógeno y el sodio reaccionan en fase gaseosa. Al respecto, ¿qué tipo de enlaces se rompieron y que tipo de enlace se formó?
Electronegatividades: H = 2,1; Na = 0,9

- A) Se rompieron solo enlaces covalentes y se formó un enlace covalente.
- B) Se rompió un enlace covalente y un enlace iónico y se formó un enlace iónico.
- C) Se rompió un enlace covalente y un enlace metálico y se formó un enlace iónico.**
- D) Se rompió un enlace covalente y un enlace metálico y se formó un enlace covalente.
- E) Solo se rompieron enlaces covalentes y se formó un enlace iónico.

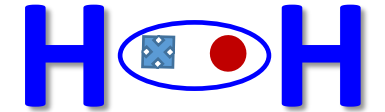
Resolución:

- El sodio se encuentra formando enlace metálico, al pasar a la fase gaseosa rompe dicho enlace, mientras el hidrógeno molecular, inicialmente se encuentra formando enlace covalente apolar:

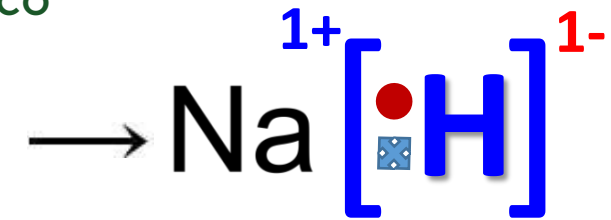
«Mar de electrones»



Ruptura del enlace metálico



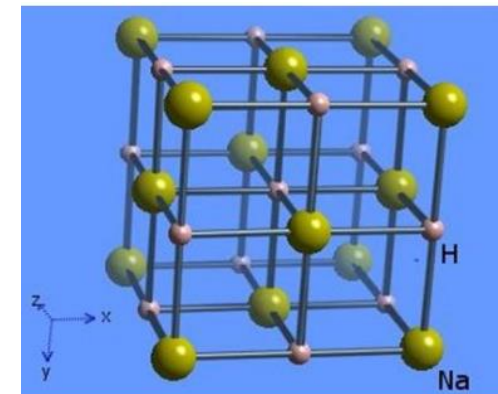
Ruptura del enlace covalente



Transferencia electrónica

Enlace iónico

- Al final se forma un enlace iónico que caracteriza al sólido cristalino de hidruro de sodio.



CLAVE C

HELICO | PRACTICE

17. Dadas las siguientes proposiciones respecto al enlace iónico, indique las proposiciones correctas.

I. La fuerza de atracción entre sus iones es de tipo electromagnética. **Incorrecta**

II. La estructura de Lewis del compuesto iónico

KF es $2K^+[\ddot{F}]^-$ **Incorrecta**

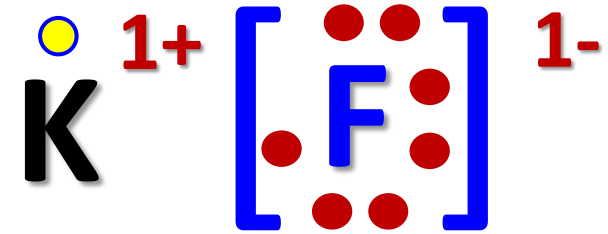
III. Preferentemente se forma entre un metal de baja energía de ionización y un no metal de alta afinidad electrónica. **Correcta**

- A) Solo I B) Solo II **C) Solo III**
D) I y III E) Todas

Resolución:

I. Incorrecta: La fuerza de atracción entre sus iones es de tipo electrostática (coulómbica). El enlace covalente es de naturaleza electromagnética.

II. Incorrecta: La notación de Lewis correcta viene a ser:



III. Correcta: Se forma entre un metal de baja energía de ionización (K = 418,8 kJ/mol) y un no metal de alta afinidad electrónica (F = -328 kJ/mol).

CLAVE C

HELICO | PRACTICE

18. ¿Cuántos enlaces π presenta el ion $(\text{PO}_4)^{3-}$, suponiendo que el fósforo expande la capa de valencia a 10 electrones? Datos: Z (P = 15; O = 8)

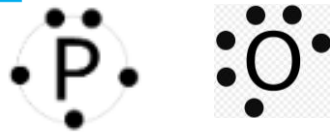
- A) 0 **B) 1** C) 2 D) 3 E) 4

Resolución:

$$\text{N.º PE} = \frac{\text{N.º e}^-(\text{octeto}) - \text{N.º e}^-(\text{valencia})}{2}$$

$$\text{N.º e}^-(\text{libre}) = \text{N.º e}^-(\text{valencia}) - 2 \text{ N.º PE}$$

Notaciones de Lewis:

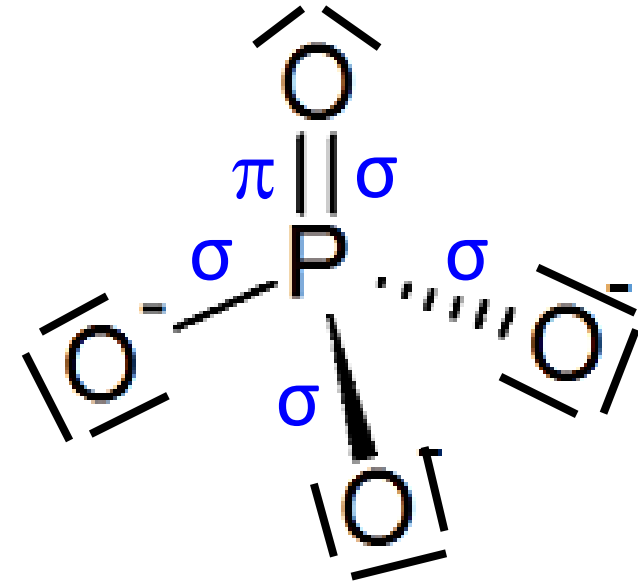


$$1. \text{ No. de electrones del octeto} = 1(10) + 4(8) = 42$$

$$2. \text{ No. de electrones de valencia} = 1(5) + 4(6) + 3 = 32$$

$$3. \text{ No. de enlaces} = \frac{42 - 32}{2} = 5$$

$$4. \text{ No. de pares de electrones libres (no enlazantes o solitarios)} = \frac{32 - 2(5)}{2} = 11$$



En la estructura de Lewis para el ion fosfato observamos que presenta un enlace π en el enlace múltiple (enlace doble).

CLAVE B